

INTERAÇÃO

CIÊNCIAS DA NATUREZA
E SUAS TECNOLOGIAS

JULIANA MAIA
BRUNA NICO
MAURÍCIO PIETROCOLA
(COORD.)

VOLUME
ÚNICO

QUÍMICA
CULTURA
CIENTÍFICA E MUNDO
CONTEMPORÂNEO

MANUAL DO
PROFESSOR

ENSINO MÉDIO – 1º, 2º E 3º ANOS
CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS
TECNOLOGIAS – QUÍMICA

 Editora
do Brasil



INTERAÇÃO

▶ CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

QUÍMICA ▶ CULTURA CIENTÍFICA E MUNDO CONTEMPORÂNEO

JULIANA MAIA

- ▶ Doutora em Ensino de Ciências pela Universidade de São Paulo (USP)
- ▶ Mestre em Ensino de Ciências pela Universidade de São Paulo (USP)
- ▶ Graduada em Pedagogia pela Faculdade da Aldeia de Carapicuíba (FALC)
- ▶ Graduada em Química pela Faculdade Estadual de Santa Cruz (UESC)
- ▶ Coordenadora Editorial de livros didáticos e projetos educacionais

BRUNA NICO

- ▶ Mestre em Ensino na Educação Básica pela Universidade Federal do Espírito Santo (UFES)
- ▶ Bacharela e licenciada em Química pela Universidade Federal do Espírito Santo (UFES)
- ▶ Professora do Ensino Médio na rede estadual da Bahia

MAURÍCIO PIETROCOLA (COORD.)

- ▶ Doutor em Epistemologia e História das Ciências pela Universidade de Paris 7
- ▶ Mestre em Ensino de Ciências pela Universidade de São Paulo (USP)
- ▶ Graduado em Física pela Universidade de São Paulo (USP)
- ▶ Professor da Faculdade de Educação da Universidade de São Paulo (USP)

1ª edição
São Paulo, 2024



“Em respeito ao meio ambiente, as folhas deste livro foram produzidas com fibras obtidas de árvores de florestas plantadas, com origem certificada”

**VOLUME
ÚNICO**

ENSINO MÉDIO – 1º, 2º E 3º ANOS
CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS
TECNOLOGIAS – QUÍMICA

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Nico, Bruna

Química : cultura científica e mundo contemporâneo : volume único / Bruna Nico, Juliana Maia ; Maurício Pietrocola (coord.). -- 1. ed. -- São Paulo : Editora do Brasil, 2024. -- (Interação ciências da natureza e suas tecnologias)

ISBN 978-85-10-10278-0 (aluno)

ISBN 978-85-10-10277-3 (professor)

1. Química (Ensino médio) I. Maia, Juliana.
II. Pietrocola, Maurício. III. Título. IV. Série.

24-224734

CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7

Cibele Maria Dias - Bibliotecária - CRB-8/9427

© Editora do Brasil S.A., 2024

Todos os direitos reservados

Direção-geral: Paulo Serino de Souza

Diretoria editorial: Felipe Ramos Poletti

Gerência editorial de conteúdo didático: Erika Caldin

Gerência editorial de produção e design: Ulisses Pires

Supervisão de design: Catherine Saori Ishihara

Supervisão de arte: Abdonildo José de Lima Santos

Supervisão de revisão: Elaine Cristina da Silva

Supervisão de iconografia: Léo Burgos

Supervisão de digital: Priscila Hernandez

Supervisão de controle e planejamento editorial: Roseli Said

Supervisão de direitos autorais: Luciana Sposito

Supervisão editorial: Thalita Carrara

Leitura crítica: Paulo Alves Porto

Edição: Carolina Romagna, Cibelle Monteiro, Fabiana Eiko Asano,

Henri Benezra, Kelly Cristina Ribeiro, Murilo Tissoni Antunes,

Paula Hirata, Tathyana Tumolo Haider

Assistência editorial: Thaynara Dannehl,

Victória Thauan Garcia Martins

Revisão: Bianca Oliveira, Jéssie Panegassi, Vitor Silva e

Yasmin Fonseca

Pesquisa iconográfica: Bruna Parronchi e Pamela Rosa

Tratamento de imagens: Robson Mereu

Projeto gráfico: Talita Lima, Diego Lima e Rafael Gentile

Capa: Gláucia Koller

Imagem de capa: IanRedding/Shutterstock.com

Edição de arte: Josiane Batista

Ilustrações: Adilson Secco, Dawidson França, Ericson Guilherme,

Oracic Art, Mauro Salgado, TDPStudio, Reinaldo Vignati e

Fabio Nienow

Editoração eletrônica: Estúdio Anexo

Licenciamentos de textos: Cinthya Utiyama, Ingrid Granzotto,

Renata Garbellini e Solange Rodrigues

Controle e planejamento editorial: Bianca Gomes, Juliana Gonçalves,

Maria Trofino, Regiane Matos, Terezinha Oliveira e Valéria Alves

1ª edição, 2024



Avenida das Nações Unidas, 12901
Torre Oeste, 20º andar
São Paulo, SP - CEP: 04578-910
Fone: +55 11 3226-0211
www.editoradobrasil.com.br

Em respeito ao meio ambiente, as folhas deste livro foram produzidas com fibras obtidas de árvores de florestas plantadas, com origem certificada.

Prezada(o) estudante,

Quando começamos a escrever esta coleção, sabíamos da responsabilidade de entregar a você um livro que trouxesse os conceitos fundamentais da Química alinhados às demandas contemporâneas, cientes de que a compreensão desses conceitos é essencial não apenas para o sucesso na conclusão dessa etapa da Educação Básica mas também para uma participação ativa e crítica em uma sociedade cada vez mais conectada às tecnologias e ao meio ambiente.

Ao longo da obra, convidamos você a mergulhar nesse universo de conhecimento, em que a curiosidade é a bússola que guiará cada página. Em cada capítulo, além de conhecer e aprofundar conceitos, você será convidado a explorar outros aspectos dessa Ciência por meio de experimentação e de atividades que estimulam reflexões sobre como o conhecimento científico evolui junto da nossa sociedade e como ele pode ser uma ferramenta valiosa para explorar e propor soluções para os problemas da comunidade.

Se podemos deixar um conselho, pedimos a você que, ao longo dessa jornada, **não tenha medo de errar!** O processo de aprendizado muitas vezes envolve tentativa e erro, e é por meio desses desafios que crescemos e nos aprimoramos. Portanto, encare os desafios com coragem e lembre-se de que o caminho para o entendimento pleno muitas vezes passa por trilhas sinuosas.

Esperamos que esta coleção não apenas amplie seus horizontes científicos como também estimule uma paixão duradoura pela exploração e descoberta.

Bons estudos!

Os autores

CONHEÇA SEU LIVRO

A obra está organizada em unidades e capítulos. Os conteúdos são apresentados ao longo dos capítulos e de suas seções. Veja e entenda a estrutura de seu livro e o propósito de cada parte dele.



Abertura de unidade

Imagens e texto apresentam a você uma temática atual que tem tudo a ver com os conteúdos abordados na unidade. Apresentada de forma atrativa e contextualizada, é um convite à reflexão a partir de contextos conhecidos e que merecem ser mais bem estudados.

Para começar

É uma preparação para o estudo. Traz questões que instigam a curiosidade e a reflexão a respeito da temática abordada no texto e nas imagens e busca mobilizar seus conhecimentos prévios.



Abertura de capítulo

Cada unidade é dividida em quatro capítulos, organizados para construir gradualmente os conceitos relevantes à temática. A abertura sempre traz imagens atrativas e significativas para o desenvolvimento do capítulo.

Para refletir

Questões de leitura inferencial de imagem de abertura e/ou de levantamento de conhecimentos prévios que ajudam a estabelecer relações entre o que você já sabe e o que será estudado.

Objetivos do capítulo

Descreve as expectativas de aprendizagem, ou seja, o que é esperado que você aprenda após o estudo do capítulo.

► Ciências da Natureza

O estudo sobre pressão pode ser aprofundado no **Capítulo 4** do livro de **Física** desta coleção.

Ciências da Natureza

Boxe que estabelece a relação entre capítulos dos componentes de Ciências da Natureza e suas Tecnologias que tratam de conceitos relacionados sob diferentes perspectivas, visando fomentar uma compreensão integrada e aprofundada dos temas.

Leis das transformações gasosas

Se liga

Ciência por dentro

Investigando as transformações gasosas

Materiais

Procedimento

Trocando ideias

Se liga
Pequenos textos que buscam a retomada de conceitos importantes previamente trabalhados ou a diferenciação de conceitos e processos.

Ciência por dentro
Seção que apresenta situações de aprendizagem para você vivenciar diferentes vertentes da natureza da ciência e da construção do conhecimento científico: experimentos e pesquisas. A seção propicia o desenvolvimento de investigação, argumentação, de análise de dados e do pensamento científico.

Ciência por fora
Seção destinada a abordar as interfaces entre a ciência, a tecnologia e o mundo social, essenciais para a avaliação dos desafios contemporâneos e para a tomada de decisões informadas e responsáveis. Articulada com os conteúdos conceituais, essa seção propicia o trabalho com argumentação, leitura inferencial e com os Temas Contemporâneos Transversais.

Consequências socioeconômicas e ambientais do derramamento de óleo na costa brasileira

Atividade de leitura e interpretação de texto.

Questões de múltipla escolha e dissertativas.

Atividades comentadas
Traz estratégias de resolução, com foco nos conceitos abordados no capítulo, e serve de apoio às atividades propostas.

Atividades comentadas

Atividade de resolução de problemas envolvendo cálculos de concentração.

#FicaADica

Expressando concentrações em ppm, ppb e porcentagem

Recapitule

Vista 001 dos objetos

Planeje e resolva

Apere e com você

#FicaADica
Disposta ao longo dos capítulos, esta seção traz sugestões comentadas de livros, filmes e recursos da internet que ampliam seus conhecimentos sobre os assuntos trabalhados.

Saiba mais
Traz informações complementares e aprofundamentos que ajudam a estabelecer relações entre os conceitos, compreender problemáticas atuais e fazer a articulação com outras áreas do conhecimento.

Aplicações da eletricidade no cotidiano

Atividade de compreensão de texto e resolução de problemas.

Questões de múltipla escolha e dissertativas.

Atividades propostas

Atividades propostas
Seção que acompanha o desenvolvimento teórico de cada capítulo, contendo atividades – especialmente elaboradas para esta coleção ou de exames vestibulares e Enem – de sistematização e aplicação dos conceitos estudados.

Recapitule

Resumo dos principais conteúdos abordados no capítulo.

Vista 001 dos objetos

Planeje e resolva

Apere e com você

Recapitule
Encerrando cada capítulo, este boxe apresenta um breve resumo dos principais conteúdos abordados e propõe uma retomada das respostas dadas para as questões da abertura do capítulo, proporcionando a revisão à luz do conhecimento construído. Também pode incluir questões mais desafiadoras e Rotinas de Pensamento que vão te auxiliar na consolidação da aprendizagem.

Planeje e resolva
Diante de uma situação-problema interdisciplinar, você terá a oportunidade de aplicar e aprofundar seu conhecimento, assumindo um papel ativo na elaboração de soluções. Este processo envolve uma prática reflexiva e engajada, permitindo que você explore as possibilidades e expanda suas habilidades de maneira eficaz.

Enem e vestibulares

1. (Enem - 2010) O aquecimento global é um fenômeno observado de aumento da temperatura média da superfície e do ar próximo à superfície da atmosfera. O aumento das emissões de dióxido de carbono (CO_2) é apontado como um dos principais responsáveis por esse fenômeno.

40. O dióxido de carbono é um gás, sua molécula é formada de carbono e oxigênio por ligação covalente polar.

41. A molécula de dióxido de carbono apresenta geometria:

42. A molécula de dióxido de carbono é apolar.

43. No estado líquido, as moléculas de dióxido de carbono são atraídas por ligações de tipo covalente secundário (ligação de hidrogênio).

44. No estado de líquido de carbono, a pressão de vapor do líquido aumenta com o aumento da temperatura, mas permanece constante.

5. (Enem - 2012) Durante o trabalho em uma das linhas de montagem de fusões de alumínio, o trabalhador encontra um acidente com um trabalhador. O acidente ocorreu com o uso de uma ferramenta. Quando o acidente ocorreu, o trabalhador usava uma ferramenta com uma lâmina de aço. O acidente ocorreu com o uso de uma ferramenta com uma lâmina de aço.

45. O acidente ocorreu com o uso de uma ferramenta com uma lâmina de aço.

46. O acidente ocorreu com o uso de uma ferramenta com uma lâmina de aço.

47. O acidente ocorreu com o uso de uma ferramenta com uma lâmina de aço.

48. O acidente ocorreu com o uso de uma ferramenta com uma lâmina de aço.

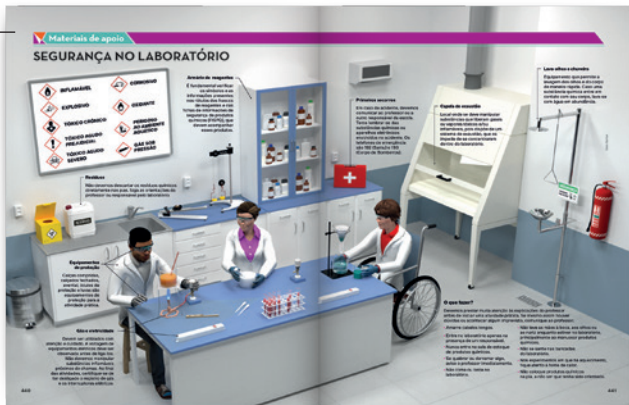
49. O acidente ocorreu com o uso de uma ferramenta com uma lâmina de aço.

50. O acidente ocorreu com o uso de uma ferramenta com uma lâmina de aço.

Indicador	Conteúdo coberto
Resolução	Resolução
Conteúdo	Conteúdo
Assessores	Assessores
Assessores	Assessores

Enem e vestibulares

Uma seleção de atividades – do Enem e dos principais exames vestibulares de todo o país – para ajudá-lo a revisar, aplicar, aprofundar e até expandir os conceitos estudados na unidade.



Material de apoio

Alocada no fim do volume, esta seção apresenta materiais de consulta específicos de cada componente curricular, além do infográfico “Segurança no laboratório”.

Gabarito

Unidade 1
Capítulo 1

Página 25
Atividades propostas

Página 26
Atividades propostas

Página 27
Atividades propostas

Página 28
Atividades propostas

Página 29
Atividades propostas

Página 30
Atividades propostas

Página 31
Atividades propostas

Página 32
Atividades propostas

Página 33
Atividades propostas

Página 34
Atividades propostas

Página 35
Atividades propostas

Página 36
Atividades propostas

Página 37
Atividades propostas

Página 38
Atividades propostas

Página 39
Atividades propostas

Página 40
Atividades propostas

Página 41
Atividades propostas

Página 42
Atividades propostas

Página 43
Atividades propostas

Página 44
Atividades propostas

Página 45
Atividades propostas

Página 46
Atividades propostas

Página 47
Atividades propostas

Página 48
Atividades propostas

Página 49
Atividades propostas

Página 50
Atividades propostas

Página 51
Atividades propostas

Página 52
Atividades propostas

Página 53
Atividades propostas

Página 54
Atividades propostas

Página 55
Atividades propostas

Página 56
Atividades propostas

Página 57
Atividades propostas

Página 58
Atividades propostas

Página 59
Atividades propostas

Página 60
Atividades propostas

Página 61
Atividades propostas

Página 62
Atividades propostas

Página 63
Atividades propostas

Página 64
Atividades propostas

Página 65
Atividades propostas

Página 66
Atividades propostas

Página 67
Atividades propostas

Página 68
Atividades propostas

Página 69
Atividades propostas

Página 70
Atividades propostas

Página 71
Atividades propostas

Página 72
Atividades propostas

Página 73
Atividades propostas

Página 74
Atividades propostas

Página 75
Atividades propostas

Página 76
Atividades propostas

Página 77
Atividades propostas

Página 78
Atividades propostas

Página 79
Atividades propostas

Página 80
Atividades propostas

Página 81
Atividades propostas

Página 82
Atividades propostas

Página 83
Atividades propostas

Página 84
Atividades propostas

Página 85
Atividades propostas

Página 86
Atividades propostas

Página 87
Atividades propostas

Página 88
Atividades propostas

Página 89
Atividades propostas

Página 90
Atividades propostas

Página 91
Atividades propostas

Página 92
Atividades propostas

Página 93
Atividades propostas

Página 94
Atividades propostas

Página 95
Atividades propostas

Página 96
Atividades propostas

Página 97
Atividades propostas

Página 98
Atividades propostas

Página 99
Atividades propostas

Página 100
Atividades propostas

Página 101
Atividades propostas

Página 102
Atividades propostas

Página 103
Atividades propostas

Página 104
Atividades propostas

Página 105
Atividades propostas

Página 106
Atividades propostas

Página 107
Atividades propostas

Página 108
Atividades propostas

Página 109
Atividades propostas

Página 110
Atividades propostas

Página 111
Atividades propostas

Página 112
Atividades propostas

Página 113
Atividades propostas

Página 114
Atividades propostas

Página 115
Atividades propostas

Página 116
Atividades propostas

Página 117
Atividades propostas

Página 118
Atividades propostas

Página 119
Atividades propostas

Página 120
Atividades propostas

Página 121
Atividades propostas

Página 122
Atividades propostas

Página 123
Atividades propostas

Página 124
Atividades propostas

Página 125
Atividades propostas

Página 126
Atividades propostas

Página 127
Atividades propostas

Página 128
Atividades propostas

Página 129
Atividades propostas

Página 130
Atividades propostas

Página 131
Atividades propostas

Página 132
Atividades propostas

Página 133
Atividades propostas

Página 134
Atividades propostas

Página 135
Atividades propostas

Página 136
Atividades propostas

Página 137
Atividades propostas

Página 138
Atividades propostas

Página 139
Atividades propostas

Página 140
Atividades propostas

Página 141
Atividades propostas

Página 142
Atividades propostas

Página 143
Atividades propostas

Página 144
Atividades propostas

Página 145
Atividades propostas

Página 146
Atividades propostas

Página 147
Atividades propostas

Página 148
Atividades propostas

Página 149
Atividades propostas

Página 150
Atividades propostas

Página 151
Atividades propostas

Página 152
Atividades propostas

Página 153
Atividades propostas

Página 154
Atividades propostas

Página 155
Atividades propostas

Página 156
Atividades propostas

Página 157
Atividades propostas

Página 158
Atividades propostas

Página 159
Atividades propostas

Página 160
Atividades propostas

Página 161
Atividades propostas

Página 162
Atividades propostas

Página 163
Atividades propostas

Página 164
Atividades propostas

Página 165
Atividades propostas

Página 166
Atividades propostas

Página 167
Atividades propostas

Página 168
Atividades propostas

Página 169
Atividades propostas

Página 170
Atividades propostas

Página 171
Atividades propostas

Página 172
Atividades propostas

Página 173
Atividades propostas

Página 174
Atividades propostas

Página 175
Atividades propostas

Página 176
Atividades propostas

Página 177
Atividades propostas

Página 178
Atividades propostas

Página 179
Atividades propostas

Página 180
Atividades propostas

Página 181
Atividades propostas

Página 182
Atividades propostas

Página 183
Atividades propostas

Página 184
Atividades propostas

Página 185
Atividades propostas

Página 186
Atividades propostas

Página 187
Atividades propostas

Página 188
Atividades propostas

Página 189
Atividades propostas

Página 190
Atividades propostas

Página 191
Atividades propostas

Página 192
Atividades propostas

Página 193
Atividades propostas

Página 194
Atividades propostas

Página 195
Atividades propostas

Página 196
Atividades propostas

Página 197
Atividades propostas

Página 198
Atividades propostas

Página 199
Atividades propostas

Página 200
Atividades propostas

Gabarito

Nas páginas finais do volume há respostas das atividades de múltipla escolha e das atividades que requerem cálculo.

Ícones TCT

Estes ícones indicam o trabalho sobre um Tema Contemporâneo Transversal.



Meio ambiente



Cidadania e civismo



Economia



Multiculturalismo



Saúde



Ciência e tecnologia

Ícones



Utilizado quando a atividade deve ser realizada em grupo.



Utilizado quando a atividade deve ser realizada em dupla.



Atividade de resposta oral



Resposta no caderno



Pensamento computacional

Objetos digitais

Ao longo dos capítulos, você encontrará os ícones de remissão para o conteúdo digital: *podcast*, vídeo, infográfico clicável, mapa clicável e carrossel de imagens. Eles aprofundam o conteúdo do livro e ajudam você a compreender melhor os assuntos discutidos. Acesse os objetos digitais por meio do livro digital, clicando nos ícones.



Podcast



Vídeo



Infográfico clicável



Mapa clicável



Carrossel de imagens

SUMÁRIO

UNIDADE 1 Estrutura da matéria ... 12

CAPÍTULO 1

Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente 14

Ciência e sociedade	15
Método científico	16

Ciência por fora

<i>Fake news</i> associada à pseudociência: cuidado redobrado	18
---	----

Ciência e Tecnologia	20
Grandezas	20

Os estados de agregação dos materiais ...	23
---	----

Tecnologia, Sociedade e Ambiente	24
--	----

Recapitule	26
------------------	----

CAPÍTULO 2

Modelos atômicos 27

O mundo invisível: em busca da compreensão sobre aquilo que não podemos ver	28
---	----

Ciência por dentro

Elaborando modelos	28
Modelos científicos	29

Modelos para o átomo	30
----------------------------	----

A teoria atômica de John Dalton	30
---------------------------------------	----

Modelo atômico de Thomson	33
---------------------------------	----

Modelo atômico nuclear de Rutherford	35
---	----

Modelo atômico nuclear de Bohr	38
--------------------------------------	----

Recapitule	41
------------------	----

CAPÍTULO 3

Tabela periódica 42

Elementos químicos	43
--------------------------	----

 Podcast	43
--	----

Massa atômica	45
---------------------	----

Íons	45
------------	----

Ciência por fora

Química dos <i>smartphones</i> : os elementos químicos por trás da tecnologia	46
---	----

Tabela periódica: das primeiras tentativas à organização atual	48
--	----

A tabela de Mendeleev e a lei periódica	49
--	----

A contribuição de Moseley e a tabela periódica atual	51
--	----

Propriedades periódicas	55
-------------------------------	----

Raio atômico	55
--------------------	----

Energia de ionização	56
----------------------------	----

Afinidade eletrônica	56
----------------------------	----

Recapitule	58
------------------	----

CAPÍTULO 4

Ligações químicas 59

Milhões de substâncias e apenas 118 elementos químicos, por que isso ocorre? ...	60
--	----

Ciência por dentro

Investigando a condutividade elétrica e térmica dos materiais	60
---	----

Ligações químicas	62
-------------------------	----

Regra do octeto e estrutura de Lewis	63
--	----

Ligação covalente	63
-------------------------	----

Ligação iônica	66
----------------------	----

Ciência por dentro

Previsão de fórmulas unitárias dos compostos iônicos	68
--	----

Ligação metálica	71
------------------------	----

Recapitule	73
------------------	----

Planeje e resolva	74
-------------------------	----

Enem e vestibulares	75
---------------------------	----

UNIDADE 2 Transformações da matéria 78

CAPÍTULO 5

Forças intermoleculares 80

Eletronegatividade e polaridade das ligações	81
--	----

Geometria e polaridade das moléculas	83
--	----

Geometria molecular: a organização dos átomos no espaço	83
---	----

Polaridade das moléculas	85
--------------------------------	----

Forças intermoleculares	86
-------------------------------	----

Dipolo-dipolo	87
---------------------	----

Ligações de hidrogênio	87
------------------------------	----

Dipolo instantâneo-dipolo induzido	87
--	----

Interação íon-dipolo	88
----------------------------	----

Estado físico e forças intermoleculares	89
--	----

Forças intermoleculares e solubilidade	91
---	----

Ciência por fora

Consequências socioeconômicas e ambientais do derramamento de óleo na costa brasileira	94
--	----

Recapitule	95
------------------	----

CAPÍTULO 6

Reações químicas: ácido-base 96

Ácido e base no cotidiano 97

Origem das palavras ácido e base 97

Teorias ácido-base 98

Os conceitos de ácido e base segundo Arrhenius 98

Indicadores e pH 101

Ciência por fora

Estudando o pH do solo e a disponibilidade de nutrientes para as plantas 103

Sais 104

Reações de neutralização 104

Nomenclatura dos sais 106

Balanceamento químico 107

Ciência por dentro

Algoritmo para o balanceamento de equações 108

Recapitule 111

CAPÍTULO 7

Reações químicas: oxirredução 112

Óxidos 113

Nomenclatura dos óxidos 113

Propriedades químicas 114

Ciência por dentro

Investigando as propriedades dos óxidos 115

Oxirredução 118

Número de oxidação 118

Podcast 118

Ciência por fora

Produção industrial de ferro 122

Balanceamento das equações químicas de oxirredução 123

Recapitule 125

CAPÍTULO 8

Reações químicas: ciclos biogeoquímicos 126

Ciclos biogeoquímicos 127

Ciclo do carbono 127

Ciclo do nitrogênio 128

As chuvas ácidas 130

Infográfico clicável 130

Ciência por fora

Química verde, os desafios da química do novo milênio 131

As leis ponderais 133

Lei de conservação das massas 133

Vídeo 134

Lei das proporções constantes 134

As grandezas químicas 136

Massa atômica (MA) e massa molecular (MM) 136

Quantidade de matéria (n) 137

Massa molar (M) 138

Volume molar (V_m) 139

Recapitule 140

Planeje e resolva 141

Enem e vestibulares 142

UNIDADE 3 Aspectos quantitativos da matéria 144

CAPÍTULO 9

Estequiometria 146

Cálculos estequiométricos 147

Cálculos envolvendo quantidade de matéria 147

Cálculos envolvendo massas 148

Cálculos envolvendo o volume de gases e o número de entidades fundamentais 149

Grau de pureza dos reagentes 151

Rendimento das reações 152

Ciência por dentro

Excesso de reagente 154

Reagentes em excesso 156

Reações sequenciais 157

Recapitule 160

CAPÍTULO 10

Soluções 161

O que são soluções? 162

Soluções eletrolíticas e não eletrolíticas 163

O que é solubilidade? 164

Infográfico clicável 164

Influência da pressão e da temperatura 165

Concentração e composição das soluções 167

Expressando concentrações em massa por volume 167


Expressando concentrações em quantidade de matéria 168

Expressando concentrações em ppm, ppb e porcentagem 169

Ciência por fora

Água para beber ou para tomar banho? 172

Soluções concentradas e soluções diluídas 174

Como calcular a concentração após a diluição	174
Concentração de soluções que participam de uma reação química	176
Recapitule	178
CAPÍTULO 11	
Estudo dos gases	179
Características dos gases	180
Teoria cinética molecular	181
Leis das transformações gasosas	182
Ciência por dentro	
Investigando as transformações gasosas	182
Lei de Boyle	183
Lei de Charles e Gay-Lussac	184
Lei de Gay-Lussac	185
Equação geral dos gases	186
Hipótese de Avogadro	187
Lei dos gases ideais	189
Densidade dos gases	191
Misturas de gases	193
Fração molar dos gases (X)	193
Lei de Dalton das pressões parciais	194
Lei de Amagat	195
Ciência por fora	
Separação dos gases da atmosfera	196
Recapitule	197
CAPÍTULO 12	
Termoquímica	198
Termoquímica e calor	199
Calorimetria	200
Capacidade calorífica	200
Entalpia e variação de entalpia	202
Variação de entalpia durante as mudanças de fase	202
Variação de entalpia durante reações químicas	203
 Vídeo	205
Fatores que afetam a variação da entalpia	206
Calculando a variação de entalpia (ΔH)	208
Variação da entalpia-padrão de formação ($\Delta_f H^\circ$)	208
Variação da entalpia-padrão de combustão ($\Delta_c H^\circ$)	208
A combinação das entalpias de reação: a lei de Hess	211

Ciência por dentro	
Um algoritmo para a lei de Hess	213
Energia de ligação	213
Recapitule	215
Planeje e resolva	216
Enem e vestibulares	217



UNIDADE 4 Energia, velocidade e equilíbrio **220**

CAPÍTULO 13	
A velocidade das reações químicas	222
A cinética das reações químicas	223
As teorias da cinética química	223
Velocidade média nas reações químicas	224
Lei cinética de uma reação	227
Ordem de reação	230
Ciência por dentro	
A velocidade média das reações	232
Fatores que influenciam a velocidade das reações	234
Concentração	234
Pressão	235
Temperatura	236
Área de superfície de contato	236
Catalisadores	237

Ciência por fora	
Catalisadores e a produção sustentável de medicamentos	238
Recapitule	239

CAPÍTULO 14	
Equilíbrio químico	240
Processos irreversíveis e reversíveis	241
Equilíbrios químicos e físicos	242
As constantes de equilíbrio (K)	246
Cálculos envolvendo as constantes de equilíbrio	248
Quociente de reação	249

Ciência por dentro	
Testando o equilíbrio químico da amônia	250
Perturbações do equilíbrio	251
Variação da concentração	251
Variação da pressão	252
Variação da temperatura	253
Presença de um catalisador	254
Equilíbrios iônicos em fase aquosa	255
Equilíbrio de autoionização da água	255
pH e pOH	256

A força dos ácidos e das bases	257
Recapitule	261
CAPÍTULO 15	
Química Nuclear	262
Descoberta da radioatividade	263
Ciência por fora	
Ser cientista é profissão de mulher?	265
Emissões radioativas	266
 Carrossel de imagens	268
Reações nucleares	268
Desintegrações nucleares	268
Nucleossíntese	272
Fusão nuclear	273
Fissão nuclear	273
Ciência por fora	
A ciência e a bomba atômica	276
Recapitule	277
CAPÍTULO 16	
Eletroquímica: pilhas e baterias	278
Processos eletroquímicos	279
A invenção da pilha	279
Ciência por dentro	
Aplicação e uso das pilhas e baterias	283
Diferença de potencial	284
Espontaneidade das reações	288
Corrosão e proteção metálica	288
Descarte de pilhas e baterias	290
 Mapa clicável	290
Eletrólise	291
Eletrólise ígnea	292
Eletrólise aquosa	292
Recapitule	295
Planeje e resolva	295
Enem e vestibulares	296
UNIDADE 5 Estruturas, propriedades e reações dos compostos orgânicos	298
CAPÍTULO 17	
Introdução ao estudo da Química Orgânica	300
O carbono como base da Química Orgânica	300
Ciência por dentro	
A estrutura dos compostos de carbono	302

Representação dos compostos de carbono	303
Classificação dos compostos de carbono e das cadeias carbônicas	305
Classificação dos compostos aromáticos	307
Ressonância e aromaticidade	307
 Carrossel de imagens	307
Ciência por fora	
Terra preta: o saber e a sustentabilidade dos povos originários amazônicos	309
Princípios gerais para nomenclatura dos compostos de carbono	311
Recapitule	316
CAPÍTULO 18	
Hidrocarbonetos	317
Obtenção de hidrocarbonetos	318
O petróleo	318
Ciência por fora	
Desafios ambientais da indústria de petróleo e gás natural	320
Alcanos	321
Reação de substituição em alcanos	321
Alcenos e alcinos	324
Reações de adição aos alcenos e aos alcinos	324
Reações de adição e de substituição em cicloalcanos	328
Ciência por dentro	
Fórmula geral dos hidrocarbonetos	330
Reações do benzeno	330
Reações de substituição	330
Reações de adição ao benzeno	333
Recapitule	334
CAPÍTULO 19	
Classes funcionais dos compostos orgânicos	335
Conceito de classe funcional	336
Álcoois, enóis e fenóis	337
Álcoois e enóis	337
Ciência por dentro	
Fermentação alcoólica	340
 Vídeo	341
Fenóis	342
Éteres	345
Obtenção de éteres	346
Aldeídos e cetonas	347
Principais aldeídos e cetonas	348

Recapitule 349

CAPÍTULO 20

Oxidação e redução de compostos orgânicos 350

Fermentação alcoólica e acética 351

Ácidos carboxílicos 351

Ácido fórmico 353

Ácido acético 354

Ácido benzoico 354

Reações características de ácidos carboxílicos 355

Ciência por dentro

Fake news sobre a mistura de vinagre com bicarbonato de sódio 357

Reações orgânicas de oxirredução 359

Reações de oxirredução envolvendo álcoois 360

Oxidação de alcenos 362

Ciência por dentro

Compostos antioxidantes 363

Recapitule 364

Planeje e resolva 365

Enem e vestibulares 366

UNIDADE 6 Aplicações dos compostos orgânicos 368

CAPÍTULO 21

Aromatizantes, sabões e vitaminas 370

Ésteres 371

Obtenção e hidrólise de ésteres 372

Reações de transesterificação 374

Ciclo de produção e consumo dos óleos vegetais 375

Ciência por fora

A participação da agricultura familiar na produção de biodiesel 376

Aminas 378

Ciência por dentro

Quantas cores uma caneta tem? 379

Vitaminas 380

Amidas 381

Obtenção e hidrólise de amidas 382

Recapitule 384

CAPÍTULO 22

Fármacos: aplicações das isomerias 385

Efeitos biológicos dos fármacos 386

O modelo chave-fechadura 388

Substâncias iguais ou diferentes? 388

Síntese da ureia e isomeria 389

Tipos de isomeria 389

Isomeria constitucional 390

Ciência por dentro

Construindo moléculas 392

Isomeria espacial 393

 Infográfico clicável 400

Recapitule 402

CAPÍTULO 23

Química dos nutrientes 403

Macro e micronutrientes 404

Carboidratos 404

Ciência por fora

Diabetes e desigualdade social 406

Lipídios 408

Proteínas e peptídeos 412

 Podcast 412

Ciência por dentro

Desnaturação da albumina 416

Compostos com mais de um grupo funcional 416

Recapitule 418

CAPÍTULO 24

Materiais poliméricos 419

Polímeros 420

Representação e classificação dos polímeros 420

Ciência por dentro

Identificação de polímeros 423

Reações de polimerização 424

Ciência por fora

Reciclagem de materiais plásticos 431

Polímeros naturais 434

Recapitule 436

Planeje e resolva 437

Enem e vestibulares 438

Materiais de apoio 440

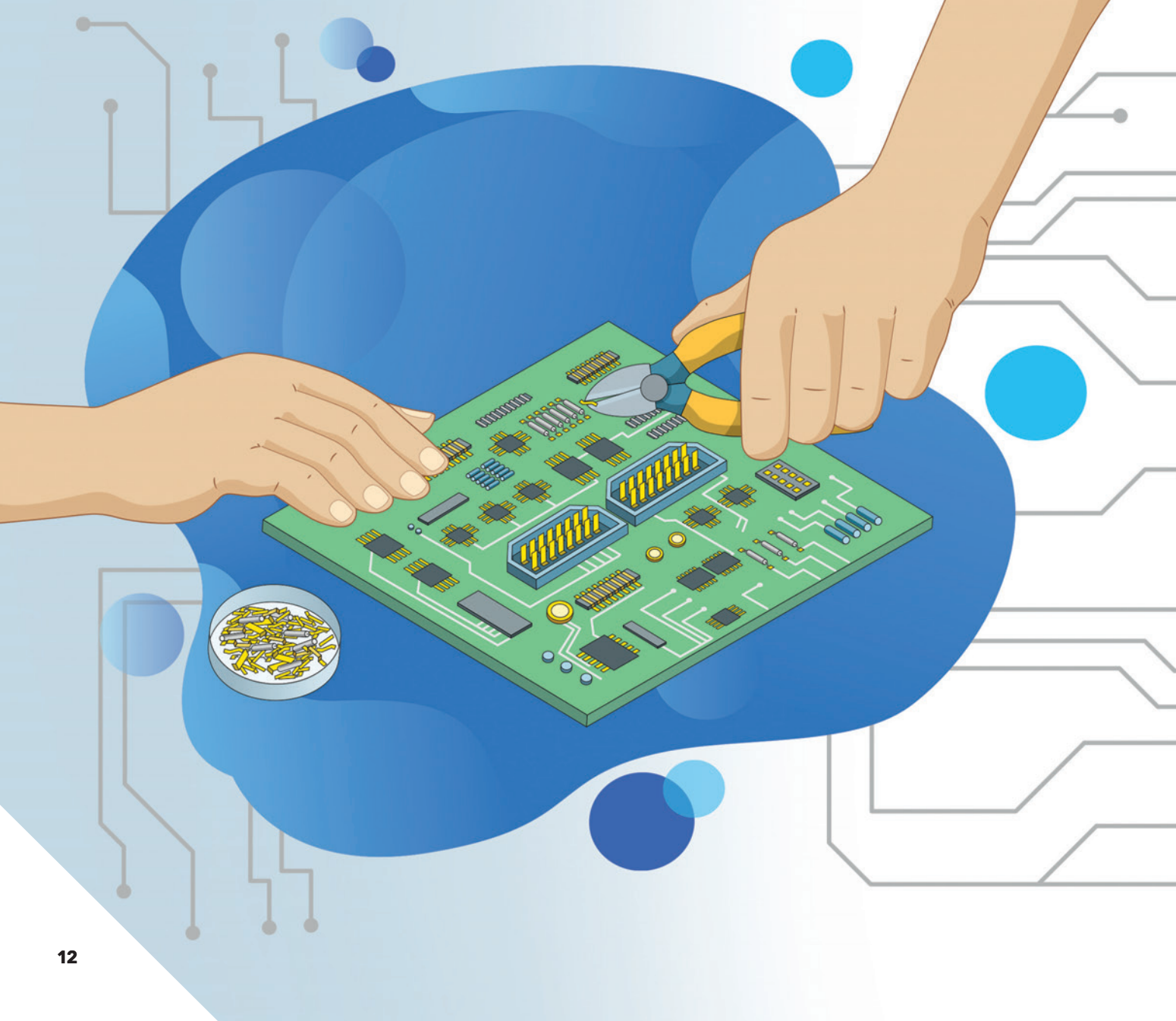
Gabarito 443

Referências comentadas 447

Você sabia que o bronze não é um elemento químico?

Os Jogos Olímpicos de Paris, em 2024, foram o primeiro evento do tipo a alcançar a paridade numérica de gênero nas competições. Isso propiciou a oportunidade de mais brasileiras subirem ao pódio e repetir o feito da atleta de judô Mayra Aguiar, que ganhou a medalha de bronze nos Jogos Olímpicos de 2020, em Tóquio. Essa medalha é formada por uma liga metálica chamada latão, cuja composição é de 95% cobre e 5% zinco. A cor avermelhada é característica do elemento cobre, presente em maior quantidade na composição desse material.

Chris Graythen/Getty Images



Consulte no Manual do Professor as orientações, as respostas e os comentários sobre as atividades e os conteúdos desta unidade e seus capítulos.

É possível transformar lixo eletrônico em medalha olímpica?

Nos Jogos Olímpicos de Tóquio 2020, realizados em 2021 devido à pandemia de covid-19, celulares e computadores inutilizados foram desmontados para reutilizar o ouro, a prata e o bronze, presentes nas placas de circuitos eletrônicos, para produzir as medalhas. Cerca de 30 kg de ouro, 4 000 kg de prata e 2 700 kg de bronze foram recuperados desse lixo eletrônico.



Estrutura da matéria

Você está prestes a entrar em uma jornada fascinante que combina o brilho das medalhas olímpicas com os segredos dos elementos químicos! Nesta unidade, vamos mergulhar nos mundos interconectados da Ciência, Sociedade, Tecnologia e Ambiente para explorar os mistérios por trás dos modelos atômicos, entender a organização dos elementos químicos na tabela periódica e descobrir as forças que unem os átomos e formam as ligações químicas presentes nas substâncias.

Assim como atletas se destacam nos Jogos Olímpicos, os elementos químicos são importantes em seu próprio contexto submicroscópico. Vocês estão preparados para iniciar essa jornada?

Para começar

1. Os modelos atômicos ajudam os cientistas a entender as propriedades específicas dos materiais. Como esses modelos podem ser usados para explicar as cores dos materiais utilizados nas medalhas olímpicas?
2. Além dos elementos químicos citados e que constituem as medalhas olímpicas, você provavelmente já conhece outros, como oxigênio, hidrogênio, carbono e nitrogênio. Se você fosse um cientista responsável pela organização desses elementos químicos, como você os organizaria em uma tabela? Explique o critério adotado para essa organização.
3. As ligações entre os átomos podem conferir diferentes níveis de resistência e flexibilidade aos materiais. Com base nisso, explique como os átomos se unem para formar os materiais que compõem as medalhas olímpicas. Represente a sua ideia por meio de desenhos.

Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente



Mauro Salgado

O conhecimento científico e as tecnologias vêm transformando o ambiente e o modo como vivem os seres vivos, contribuindo para que o mundo seja exatamente como você o conhece hoje.



Para refletir

1. Na sua opinião, de que maneira as Ciências Naturais, como a Química, estão relacionadas à Sociedade, à Tecnologia e ao Ambiente?
2. Quais são as diferenças entre o conhecimento científico e os outros modos de conhecimento sobre os fenômenos naturais? O que uma teoria ou ideia precisa ter para que você acredite que ela é científica? Explique sua resposta.
3. Pensando na construção coletiva da Ciência, foram adotadas, por cientistas de diversas partes do mundo, algumas padronizações para garantir, entre outros aspectos, a reprodutibilidade das descobertas científicas. Um exemplo de padronização utilizado pela Ciência são as grandezas físicas. O que são grandezas físicas? Cite um exemplo de unidade de medida utilizado no Sistema Internacional.

Objetivos do capítulo

- Compreender as relações entre Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente.
- Reconhecer a Ciência como uma construção humana que, como tal, está em constante desenvolvimento.
- Reconhecer o método científico como uma ferramenta sistemática usada para investigar e responder perguntas sobre o mundo natural.
- Identificar conceitos relacionados a grandezas físicas.
- Reconhecer os principais estados físicos da matéria e compreender as informações em um diagrama de fases.
- Identificar e avaliar riscos e incertezas do desenvolvimento tecnológico sobre a Sociedade e o Ambiente.

Ciência e Sociedade

A Química, junto da Biologia, da Física, da Geologia, da Astronomia e de outras áreas afins, formam o amplo campo de estudos das Ciências Naturais. Desde os primórdios das civilizações até os dias atuais, os conhecimentos produzidos pelos seres humanos sobre a natureza têm desempenhado um papel fundamental na transformação da sociedade, moldando a vida das pessoas de muitas maneiras.

No início da história humana, os ancestrais buscavam explicações para os fenômenos naturais que os cercavam. As observações dos movimentos dos astros pelos astrônomos babilônicos e pelos povos originários de diversas partes do mundo, além da medicina praticada pelos antigos egípcios, podem ser reconhecidas como os primeiros passos do desenvolvimento do **conhecimento científico**. Por exemplo, 73 anos antes de Isaac Newton demonstrar que as marés são causadas pela gravidade do Sol e da Lua, os povos tupinambás que habitavam o Brasil já atribuíam à Lua o fluxo e refluxo do mar, observando duas marés cheias na lua cheia e nova. No entanto, durante muito tempo essas explicações foram produzidas sobre bases que combinavam observações da natureza, operações práticas, mitos, crenças religiosas e ideias de senso comum da época. Por exemplo, a Alquimia era praticada por gregos, egípcios, árabes e chineses antigos há pelo menos 2 500 anos e tinha, entre seus objetivos, a produção da pedra filosofal – uma substância capaz de transformar metais comuns em ouro, curar doenças e restaurar a juventude. Embora a Alquimia tenha se desenvolvido em ambientes culturais bastante diferentes daqueles da química moderna – que incluíam, por exemplo, concepções mágicas e vitalistas da natureza – os alquimistas desenvolveram técnicas de laboratório, prepararam substâncias e estudaram suas propriedades, de modo que, mais tarde, esses conhecimentos foram reinterpretados e ganharam novos significados na Química Moderna.

Nos séculos XVI e XVII, ocorreu na Europa a chamada “Revolução Científica”. Em um ambiente de muitas mudanças sociais, culturais, políticas e econômicas – como as Grandes Navegações, que colocaram os europeus em contato com sociedades e cenários naturais desconhecidos para eles – surgiram insatisfações com o conhecimento estabelecido. Muitos pensadores se dedicaram a propor novas formas de produzir conhecimentos, e muitos outros procuraram colocá-las em prática. Entre debates, disputas e muito trabalho, foram se consolidando as metodologias que caracterizam a Ciência Moderna, que incluem a observação, a experimentação, a formulação de leis para descrever o mundo natural e o debate aberto dessas ideias para se alcançar consensos a seu respeito.

Já nos séculos XVII e XVIII, filósofos como o francês Voltaire, pseudônimo de François-Marie Arouet (1694-1778), e o suíço Jean-Jacques Rousseau (1712-1778) ajudaram a impulsionar a sociedade da época em direção à valorização da Ciência e da educação como uma ferramenta de progresso social. Mas a Química Moderna tem seu marco no século XVIII, época em que o químico francês Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) e seus colaboradores desenvolveram uma nova definição de elementos químicos e adotaram o conceito de conservação da massa como fundamento para o estudo da química – temas que serão abordados, respectivamente, nos Capítulos 3 e 8. Vale ressaltar que o trabalho de Lavoisier foi realizado com a participação de sua esposa, Marie-Anne Paulze-Lavoisier, que colaborou na realização de experimentos, na tradução de trabalhos publicados em inglês e na produção de gravuras que reproduziam os equipamentos e montagens experimentais realizados no laboratório do casal.

Pintura que retrata Marie e Antoine Laurent Lavoisier, químico francês.
J. David. *Antoine Laurent Lavoisier (1743–1794) e sua esposa (Marie-Anne-Pierrette Paulze, 1758–1836)*, 1788. Óleo sobre tela, 259,7 cm × 194,6 cm. Acervo do Metropolitan Museum of Art (Nova York, Estados Unidos).



Museu Metropolitano de Arte, Nova York, EUA

Se necessário, comente que a nanotecnologia é um campo científico-tecnológico dedicado à compreensão, controle e utilização das propriedades da matéria na nanoescala (10^{-9}).

A Revolução Industrial, que ocorreu na Inglaterra entre os séculos XVIII e XIX, foi alimentada por muitos avanços científicos e tecnológicos, como a invenção das máquinas a vapor e dos geradores de corrente elétrica. Esses avanços ajudaram a transformar os meios de produção, a comunicação e o transporte. Nesse contexto, a Ciência tornou-se a força impulsionadora do crescimento econômico e da expansão das cidades. Foi também nessa época que o químico, meteorologista e físico inglês John Dalton (1766-1844) desenvolveu uma teoria atômica quantitativa, e que o químico russo Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907) desenvolveu uma das primeiras versões da tabela periódica, na qual organizou os elementos químicos com base em suas propriedades químicas, temas que também estudaremos nos Capítulos 2 e 3.

No último século, a sociedade testemunhou avanços científicos extraordinários, como a proposição da teoria da relatividade feita pelo físico teórico alemão Albert Einstein (1879-1955) e o desenvolvimento da computação. A Ciência se tornou global e interdisciplinar, levando a avanços tecnológicos em diversos campos, como a Medicina e a Astronomia, que mudaram e continuam mudando a sociedade. A Química Moderna acompanha essa evolução, com o desenvolvimento de novos materiais, avanços na nanotecnologia, pesquisas em energias renováveis e a compreensão cada vez maior das interações químicas em níveis moleculares.

Embora observemos os avanços na Ciência e na Tecnologia, no que diz respeito a participação das mulheres nessas áreas, não podemos dizer o mesmo. Seus trabalhos ficaram por muito tempo invisibilizados nas mais diferentes áreas do conhecimento, e esforços estão sendo aplicados para a elucidação do protagonismo das mulheres que fizeram Ciência no passado.

Hoje já sabemos que o trabalho invisível que muitas mulheres realizaram nesses períodos contribuiu substancialmente para o desenvolvimento científico. Um exemplo é a autora francesa Émilie du Châtelet (1706-1749), que se propôs a realizar a tradução do famoso livro de Isaac Newton: *Princípios Matemáticos da Filosofia Natural*, e acabou por produzir um exemplar com valiosas contribuições às teorias do físico inglês.

Nos tempos atuais, mesmo existindo países em que as mulheres possuem acesso restrito à educação, muitas delas vêm se destacando em pesquisas científicas, como é o caso da pesquisadora brasileira Jaqueline Goes de Jesus (1989-), líder da equipe que foi responsável pelo primeiro sequenciamento do genoma do coronavírus no Brasil. Seu feito foi reconhecido com a entrega da Comenda Zilda Arns 2020, que tem o objetivo de reconhecer trabalhos voltados para o desenvolvimento do Sistema Único de Saúde (SUS) e que prezam pela garantia do direito humano à saúde. Além disso, a pesquisadora foi homenageada com uma versão de uma boneca criada à sua semelhança, lançada na linha “Cientistas Heroínas”, como símbolo de representatividade para crianças, especialmente as negras.

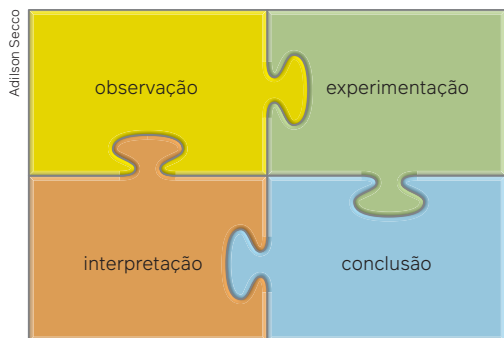
Método científico

Abordagens sistemáticas, denominadas método científico, são utilizadas para investigar e responder às perguntas sobre o mundo natural. Esses procedimentos são como guias que ajudam a organizar as ideias e a realizar experimentos para encontrar respostas e resultados mais confiáveis. Devido à complexidade da Ciência, não é possível conceber um único método capaz de ser aplicado nas diversas áreas do conhecimento científico. Entretanto, podemos encontrar etapas em comum entre as propostas existentes.

A primeira etapa é observar algo que intriga ou que desperta a curiosidade. Em seguida, podemos transformar essa observação em uma pergunta que possa ser respondida de forma clara e específica, por exemplo: “Por que o céu é azul?”. É na etapa da **observação** que desenvolvemos uma **hipótese**, e sabe-se que ela pode ser entendida como uma suposição sobre qual será a resposta à pergunta. É importante ressaltar que a hipótese tem como base, informações já conhecidas, por exemplo, a existência da atmosfera, e, neste caso, que a luz do sol transpassa essa camada de gases até chegar à superfície do planeta Terra, portanto, essas informações podem ajudar a desenvolver a hipótese de que o céu é azul devido a esses fatos.

A próxima etapa envolve a investigação e a realização de **experimentos** com a finalidade de coletar todos os dados e evidências possíveis que ajudem a **testar a hipótese** formulada. Depois disso, é necessário **interpretar**

os dados coletados, para chegar a conclusões plausíveis baseadas neles. Atente ao fato de que essas conclusões podem confirmar ou refutar a hipótese. Se os dados coletados confirmam a hipótese, podemos fazer previsões sobre novos testes e retomar a etapa de experimentação a fim de confirmar essas previsões, caso contrário, será necessário retornar à etapa de observação e rever a hipótese inicial da pesquisa.



Esquema representativo da conexão entre algumas das etapas do método científico.

Procure esclarecer para os estudantes que as etapas mencionadas neste tópico indicam o conjunto de ações comuns ao método científico e que esse tipo de abordagem sistemática é um valioso auxílio na construção do conhecimento científico. A distinção entre métodos, como o dialético, o dedutivo, o hipotético, o estatístico e o comparativo, estão muito mais centrados em como se dá a análise dos dados, por isso, diferenciá-los está além dos objetivos desta obra.

Destaque para os estudantes a diferença entre conhecimento científico e senso comum, relatando que o primeiro utiliza um método sistemático e crítico, que garante que suas descobertas sejam confiáveis e replicáveis. Por outro lado, o senso comum é o conhecimento adquirido de modo informal, muitas vezes com base em experiências pessoais e crenças populares, por isso não apresenta a mesma confiabilidade e validade que o conhecimento científico. É importante não fazer uma comparação hierárquica entre eles, visto que muitas vezes o senso comum é utilizado como ponto de partida para as descobertas científicas.

Atividades propostas



1. Por que os conhecimentos dos povos originários do Brasil foram invisibilizados pelos cientistas da época?
2. Imagine que você está tentando descobrir por que uma planta não está crescendo bem em seu jardim. Quais são as diferenças entre usar o senso comum e o método científico a fim de abordar esse problema?
3. Leia o texto a seguir e, depois, responda às questões.

Diferença entre conhecimento científico e senso comum

[...]

O conhecimento científico e o senso comum podem ser considerados duas formas de pensamentos distantes de como o Homem se relaciona com a verdade. No conhecimento científico, a sua base para afirmar uma verdade passa por experimentos e métodos científicos, que comprovam a confiabilidade de uma hipótese.

Já o segundo conceito é uma herança cultural que se torna uma constante, fundamentada em crenças e hábitos de uma determinada sociedade. Além disso, não é questionável e apenas determina o motivo sem apresentar os caminhos que conduziram a uma conclusão.

No entanto, embora a ciência seja a fonte de conhecimento que apresenta mais segurança, é importante ressaltar que o senso comum pode ser capaz de fornecer hipóteses para as pesquisas científicas. Por isso, é possível considerar que o senso comum é um elemento impulsionador da ciência.

Para o filósofo brasileiro e professor de filosofia da Faculdade de Educação da Unicamp, Silvio Gallo, “[...] o senso comum pode ser um bom ponto de partida para se chegar a conhecimentos mais seguros”. E, segundo a afirmação do biólogo Thomas Henry Huxley, “[...] a ciência é apenas senso comum treinado e organizado”.

CONHECIMENTO científico e senso comum: entenda a diferença. *Dot.Lib*, [s. l.], 26 mar. 2021. Disponível em: <https://dotlib.com/blog/conhecimento-cientifico-e-senso-comum-entenda-a-diferenca>. Acesso em: 7 maio 2024.

- a) O texto menciona que o senso comum pode ser um “elemento impulsionador da ciência”. Explique essa afirmação e forneça um exemplo que demonstre como o senso comum pode influenciar a pesquisa científica.
 - b) Com base na afirmação do biólogo britânico Thomas Henry Huxley (1825-1895) de que “a ciência é apenas um senso comum treinado e organizado”, argumente se você concorda ou discorda dessa perspectiva. Explique seu posicionamento.
 - c) Como o texto sugere que o senso comum e o conhecimento científico podem estar interligados? Explique essa relação com base nas orientações de Silvio Gallo e Thomas Henry Huxley.
4. Leia a tirinha a seguir e responda às questões.



Calvin & Hobbes. Bill Watterson © 1995
Watterson/Dist. by Andrews McMeel Syndication

- a) A resposta do adulto apresentada a Calvin é um exemplo de hipótese que tem como base o senso comum. Quais evidências disso podem ser percebidas na fala do homem?
 - b) Supondo que Calvin realizou a pesquisa porque ficou insatisfeito com a resposta dada ao seu questionamento, a qual conclusão ele pode chegar?
5. Faça uma busca em fontes confiáveis para identificar os países onde as mulheres ainda têm acesso restrito à escola ou mesmo não têm nenhum acesso. Como isso influencia na representatividade das mulheres na Ciência?
 6. Escolha uma das muitas mulheres que contribuíram ou contribuem atualmente para a produção científica e descreva aspectos pessoais e suas contribuições para o desenvolvimento da Ciência.

Fake news associada à pseudociência: cuidado redobrado

Uma discussão sobre pseudociência muitas vezes pode parecer insignificante, pois alguns julgam não ter impacto direto na vida cotidiana da maioria das pessoas. Afinal, hábitos tradicionais como a leitura de horóscopos, a crença em teorias envolvendo a visita de extraterrestres à Terra e o uso de terapias alternativas costumam ser considerados inofensivos, pois, supostamente, não causam prejuízo à sociedade. No entanto, ignorar tais práticas aparentemente inofensivas pode levar a atitudes ilógicas por parte de alguns grupos, como foi evidenciado no movimento antifuoretação das águas de abastecimento público, o qual espalha *fake news* em torno de uma temática que pode colocar em risco a saúde bucal dos brasileiros.

Leia, a seguir, a definição de pseudociência e algumas características que ajudam na sua identificação.

Afinal, o que é pseudociência?

[...] Mas, afinal, o que é pseudociência? A acadêmica Laura Colete explica e embasa sua fala na teoria de Karl Popper, filósofo liberal e professor austro-britânico, que definiu a pseudociência, colocando o princípio da falseabilidade como critério central. Popper estabelece o conceito de falseabilidade como a capacidade de realizar experimentos que falseiam uma hipótese.

[...] Para tanto, Laura comenta sobre outros autores que listam diversas características da pseudociência que ajudam na sua identificação:

1. Argumento autoridade: quando um indivíduo ou um grupo tem uma habilidade especial para determinar o que é verdadeiro ou falso;
2. Experimentos não reproduzíveis: experimentos que não podem ser repetidos por outros;
3. *Cherry-Picking*: são exemplos específicos, escolhidos a dedo, e que não representam a categoria geral à qual a investigação se refere.
4. Relutância em testar: teoria que não é devidamente testada embora seja possível;
5. Desconsideração de refutar informações: observações ou experimentos que entram em conflito com uma outra teoria, mas são negligenciados.
6. Subterfúgio embutido: quando o teste é realizado de determinada forma, que a teoria só pode ser confirmada, nunca refutada, pelo resultado.

[...]

FAKE NEWS NÃO POD#74: Afinal, o que é pseudociência? Locução de Laura Colete Cunha. São Paulo: Jornal da USP, 5 jul. 2023. *Podcast*. Disponível em: <https://jornal.usp.br/podcast/fake-news-nao-pod-74-afinal-o-que-e-pseudociencia/>. Acesso em: 7 maio 2024.

Trocando ideias

1. Certamente você já teve contato com textos ou conversas sobre astrologia, numerologia e até terapias quânticas. Pesquise um exemplo de pseudociência, descreva o que encontrou e explique, com base nas características apresentadas no texto anterior, por que o exemplo escolhido pode ser pseudocientífico.
2. Em uma escola, o professor decidiu pedir aos estudantes que criassem um exemplo de pseudociência. Os estudantes, então, criaram uma terapia de vidas futuras: Por meio da Mecânica Quântica, o suposto terapeuta poderia olhar para o futuro em busca de doenças e administrar no presente, o tratamento com remédios homeopáticos. No futuro, os pacientes saberão se o tratamento funcionou se não apresentarem as doenças previstas.
 - a) Forme dupla com um colega para criarem juntos um exemplo de pseudociência. Inventem uma teoria ou prática que pareça científica, mas que seja claramente infundada.
 - b) Forneçam os seguintes detalhes sobre sua pseudociência: nome, explicação detalhada da teoria ou prática, "evidências" ou argumentos que demonstrem sustentação e exemplos de como essa pseudociência pode ser aplicada na vida cotidiana.
 - c) Apresentem a pseudociência para a turma, com argumentos que a validem.
 - d) Escrevam um parágrafo mostrando o que diferencia a ciência da pseudociência.



3. A expressão “fake news” significa “notícias falsas” em inglês e é utilizada para divulgar conteúdo errôneo sobre variados assuntos. Para ter credibilidade, muitas vezes as *fake news* se apoiam em informações verdadeiras, dados qualitativos ou quantitativos de trechos de pesquisas e resultados parciais de estudos e trabalhos científicos, levando o leitor a confundir as mensagens. No caso do movimento antiflúor, por exemplo, eles ainda se respaldam em uma pseudociência chamada “odontologia biológica”, uma nova abordagem na odontologia de combate a doenças bucais que carece de base em evidências científicas sólidas.
- Acesse a internet, procure e leia o texto intitulado “Fake news sobre uso do flúor colocam em risco saúde bucal de brasileiros” (disponível em: <https://jornal.usp.br/atualidades/fake-news-sobre-uso-do-fluor-colocam-em-risco-saude-bucal-de-brasileiros/>; acesso em: 7 maio 2024). No seu caderno, copie o quadro apresentado a seguir. Leia o argumento da primeira coluna, complete o quadro com as características da pseudociência que o argumento apresenta e exponha um contra-argumento. Siga o exemplo inicial.

Argumento	Característica da pseudociência	Contra-argumentação
a) O movimento antifuoretação tem o apoio de especialistas em saúde que argumentam que o flúor na água representa um risco real à saúde.	Se baseia em opiniões de indivíduos que não representam a visão científica predominante.	O movimento antifuoretação frequentemente apresenta especialistas que são minoria na comunidade científica e que não seguem o consenso científico estabelecido.
b) Um grupo de especialistas afirma que o flúor na água é perigoso para a saúde, portanto, devemos acreditar neles.		
c) Existem estudos que mostram que o flúor na água causa problemas à saúde.		
d) Existem relatos de pessoas sobre problemas de saúde resultantes do uso de flúor na água, e esses relatos são evidências suficientes de que o flúor é prejudicial.		
e) Realizamos testes que confirmam que o flúor na água é prejudicial, e esses testes são inquestionáveis.		

4. Você já foi vítima de alguma notícia falsa ou já viu uma notícia falsa circular com grande repercussão? Relate para a turma como essa *fake news* afetou você e/ou sua comunidade.
5. Com base no texto utilizado na **atividade 3**, apresente informações que são verdadeiras sobre o flúor, mas que se tornam inválidas diante da problemática da fluoretação das águas.
6. As políticas públicas de saúde podem ser prejudicadas pela disseminação de *fake news*? Explique.
7. Suponham que na comunidade onde vocês vivem esteja circulando uma notícia falsa, que está afetando negativamente a vida dos moradores. Formem grupos de até cinco integrantes para produzir um *podcast* com o intuito de conscientizar o público sobre as *fake news* e ajudar as pessoas a desenvolverem habilidades críticas para identificar e combater a desinformação.
Você e seu grupo podem usar as etapas a seguir para elaborar o *podcast*.
 - a) Escolha o tema e reúna informações relevantes, identificando os pontos-chave a serem abordados.
 - b) Planeje um roteiro do conteúdo que será abordado no programa. Neste caso, leve em consideração seu público-alvo e escolha o formato do *podcast*, ou seja, se ele será apresentado por uma pessoa, em dupla ou no formato de entrevista. Planeje também o tempo de duração.

Ciência e Tecnologia

Como estudamos, a história é marcada por avanços notáveis, e a Ciência e a Tecnologia são dois dos pilares que impulsionaram esses avanços. Foi especialmente durante a Revolução Industrial que a relação entre esses dois pilares se tornou evidente, pois, nesse contexto, a Ciência forneceu as bases para muitos avanços tecnológicos. Com base nos trabalhos de diversos cientistas, químicos, físicos e engenheiros, entre outros profissionais, foram criadas as primeiras máquinas, que resultaram no desenvolvimento de processos industriais mais eficientes. Paralelamente a isso, com a crescente demanda por recursos naturais para suprir as cadeias de produção, a Ciência desempenhou um papel vital na identificação, exploração e transformação de novos materiais.

Tomemos como exemplo as latas feitas com alumínio, um metal muito utilizado nos dias de hoje. Embora bastante abundante no planeta Terra – correspondendo a cerca de 8% da massa da crosta terrestre –, esse metal, assim como o ferro e o cobre, não é encontrado na sua forma metálica na natureza, sendo necessário isolá-lo de minérios que o contém, como bauxita, que é, atualmente, o principal minério do qual o alumínio metálico é obtido. No Brasil, as grandes minas de bauxita estão localizadas nos estados do Pará, Goiás e Minas Gerais. De acordo com a Associação Brasileira do Alumínio (Abal), em 2015, o Brasil detinha a terceira maior reserva desse minério e era o terceiro maior produtor de bauxita no mundo.

Isolar o alumínio que constitui a bauxita envolve uma série de transformações desse minério, que abrangem o uso de eletricidade e processos com valores específicos de temperatura. Para entender melhor como os conhecimentos químicos são aplicados nesses processos, é necessário compreender o significado de algumas grandezas que os cientistas utilizam.



(A) Amostra de bauxita e de peças de alumínio puro. (B) Latas de alumínio na linha de produção de uma indústria de bebidas.

Saiba mais

A bauxita

O termo “bauxita” tem sua origem no nome de uma região ao sul da França, *Les Baux-de-Provence*. Foi lá que, em 1821, o geólogo francês Pierre Berthier (1782-1861) identificou pela primeira vez esse minério. Entretanto, outros minerais, que contêm alumínio em sua composição, já eram conhecidos e utilizados pelos persas e outros povos antigos na fabricação de artefatos de argila, em alguns cosméticos, medicamentos e corantes para tecidos.

Quatro anos depois da identificação da bauxita, em 1825, o físico e químico dinamarquês Hans Christian Ørsted (1777-1851) conseguiu isolar o alumínio e, cerca de trinta anos mais tarde, o químico francês Henri-Étienne Sainte-Claire Deville (1818-1881) consolidou a produção desse metal em escala industrial.

O isolamento bem-sucedido e em larga escala do alumínio foi um marco importante na história da Química e da Tecnologia no início do século XIX. Esse metal, menos denso e mais resistente à corrosão que o ferro, é amplamente utilizado em uma variedade de aplicações em todo o mundo.

Grandezas

Uma **grandezas** é uma característica ou um atributo que pode ser mensurado e expresso numericamente por meio de unidades de medida específicas. Por exemplo, quando lemos que são necessárias de 5 a 7 toneladas de bauxita para que seja obtida 1 tonelada de alumínio, estamos descrevendo quantitativamente a massa de dois materiais diferentes. Assim, podemos concluir que as grandezas nos permitem medir, descrever e obter uma melhor compreensão das propriedades dos materiais.

Comente com os estudantes que haverá situações em que a medição em quilograma (kg) não será adequada; nestes casos podem ser utilizadas outras unidades referentes à massa, como o grama, o miligrama, a tonelada, entre outras.

Massa (m)

A massa, representada pela letra m em minúsculo, é uma grandeza extensiva, pois está relacionada à extensão dos materiais. Ou seja, quanto maior for a extensão, maior será a quantidade de matéria e, por isso, maior a massa de determinado material. Os valores de massa são determinados, usualmente, com o auxílio de uma balança, que antigamente era uma balança de pratos. Hoje, com o avanço da tecnologia, a maioria das balanças é digital.

O Sistema Internacional de Unidades (SI) estabelece o **quilograma (kg)** como unidade de medida de massa.



Gabarrella fotografar/Shutterstock.com

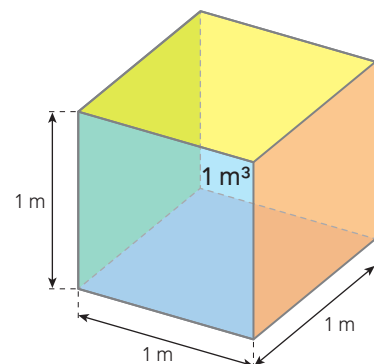


Africa Studio/Shutterstock.com

(A) Balança de pratos e peças de massa conhecida, chamadas de massas-padrão. (B) Balança digital para uso doméstico, por exemplo.

Volume (V)

O volume de um corpo, representado pela letra V em maiúsculo, é uma grandeza extensiva que indica o espaço ocupado por um determinado material. As unidades de volume estabelecida pelo SI é o **metro cúbico (m^3)**, que corresponde ao espaço ocupado por um cubo com arestas de 1 metro, e o **litro (L)**, cujo símbolo deve ser escrito com a letra L em maiúsculo.



Adilson Secco

Cubo com 1 m nas arestas, que ocupa o volume de $1 m^3$.

Comente com os estudantes que haverá ocasiões em que medições em metros cúbicos não serão adequadas. Nesses casos, podem ser indicadas as unidades litro, mililitro, entre outras.

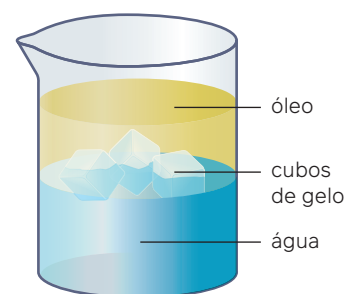
Densidade (d)

A densidade, representada pela letra d em minúsculo, é definida pela razão entre a massa e o volume de determinado material, quer esteja no estado sólido, líquido ou gasoso.

$$d = \frac{m}{V}$$

A unidade de densidade estabelecida pelo SI é o **quilograma por metro cúbico (kg/m^3 ou $kg \cdot m^{-3}$)**, entretanto, outras unidades podem ser utilizadas dependendo da unidade com que estão expressas as medidas de massa e de volume, sendo as mais comuns: **gramas por centímetro cúbico (g/cm^3 ou $g \cdot cm^{-3}$)** e **gramas por mililitro (g/mL ou $g \cdot mL^{-1}$)**. O volume dos materiais varia com a temperatura e, no caso dos gases, com a pressão. Por isso, para medir a densidade, precisamos identificar também os valores dessas duas outras grandezas no momento da medição.

Representações simplificadas em cores-fantasia e dimensões dos elementos sem escala.



Adilson Secco

Sistema formado por três materiais de densidades diferentes.

#FicaADica

Densidade – PhET Interactive Simulations, de University of Colorado Boulder. Por meio desse simulador, é possível personalizar um objeto para investigar como a massa e o volume influenciam na densidade. Disponível em: https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/density. Acesso em: 10 maio 2024.

Por se tratar de uma grandeza intensiva, isto é, que não depende da extensão dos materiais, a densidade é frequentemente utilizada como uma forma de caracterização e identificação dos materiais. Por exemplo, a 25 °C e ao nível do mar, a densidade da água é 0,9970 g/cm³ e a do alumínio é 2,70 g/cm³.

É por meio da densidade que podemos explicar o fato de um material menos denso flutuar em um material mais denso.

Temperatura (T)

A temperatura, representada pela letra *T* em maiúsculo, é uma grandeza intensiva relacionada à energia térmica de um material. A unidade de temperatura estabelecida pelo SI é o **kelvin (K)**, entretanto, no Brasil, é habitual o uso da unidade **grau Celsius (°C)**.

Observe na figura que possibilita a comparação entre as escalas de temperatura que uma variação de 10 °C corresponde a uma variação de 10 K, e, com base na temperatura de congelamento da água, podemos estabelecer a seguinte relação de equivalência entre as unidades citadas no texto:

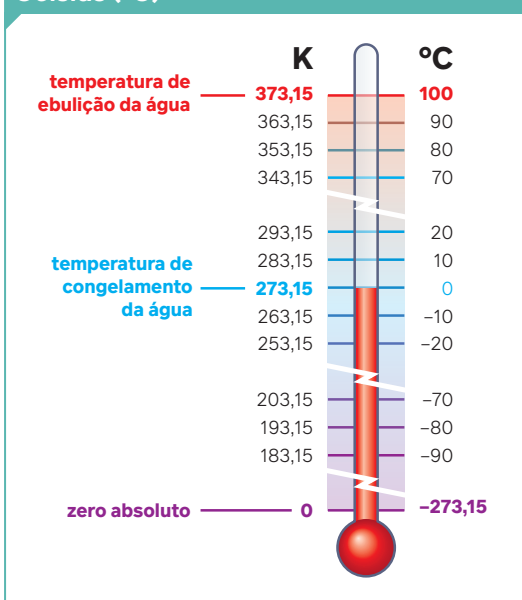
$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15 \quad \text{e} \quad T(^{\circ}C) = T(K) - 273,15$$

Em que **T(K)** e **T(°C)** referem-se à medida da temperatura em **kelvin** e em **graus Celsius**, respectivamente.

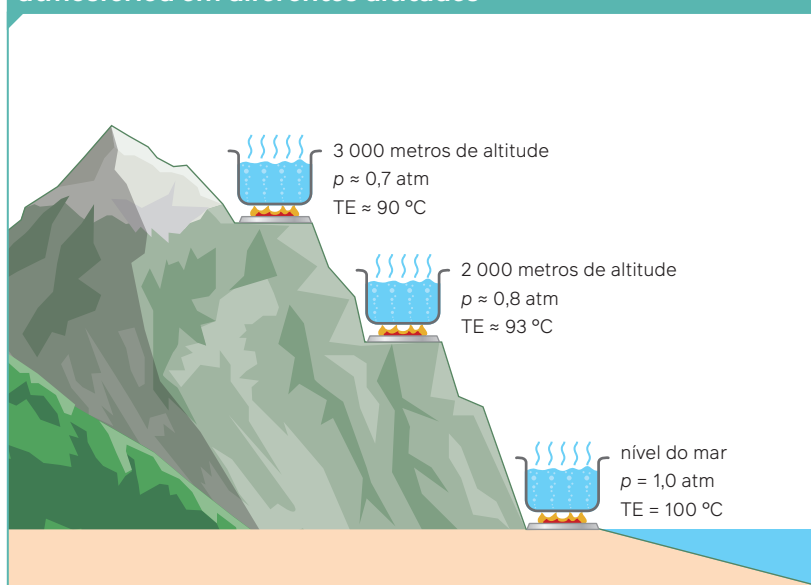
Pressão (p)

A **pressão**, representada pela letra *p* em minúsculo, é uma das grandezas que são estudadas também em Física e refere-se à intensidade com que uma força é aplicada sobre determinada área. Contudo, essa grandeza é muito relevante no estudo de alguns conceitos da Química, pois os gases presentes na atmosfera exercem pressão sobre a superfície da Terra e, consequentemente, sobre todos os materiais. Dessa forma, convencionou-se atribuir o valor de 1 atm (uma atmosfera) como o valor da pressão ao nível do mar. Assim, quanto mais próximos estamos do nível do mar, maior a pressão exercida pela atmosfera. Esse fato, explica a razão de a água entrar em ebulição a 100 °C ao nível do mar, e ebulir em temperaturas menores em maiores altitudes.

Comparação entre as escalas de temperatura em kelvin (K) e em graus Celsius (°C)



Relação entre temperatura de ebulição da água e a pressão atmosférica em diferentes altitudes



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

► Ciências da Natureza

O estudo sobre a pressão pode ser aprofundado no **Capítulo 4** do livro de **Física** desta coleção.

A unidade de pressão estabelecida pelo SI é o **pascal (Pa)** e, para essas medições, podem ser usados diferentes instrumentos, como o manômetro e o barômetro. No estudo da Química, podemos usar duas outras unidades para referenciar os valores de pressão. Uma delas é a **atmosfera (atm)**, e a outra é em **milímetros de mercúrio (mmHg)**. Assim, podemos estabelecer as seguintes relações de equivalência entre essas unidades:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$$

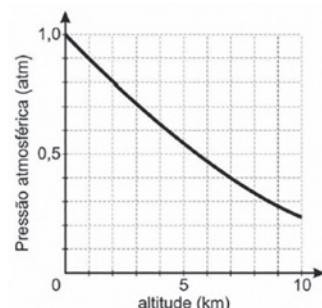


- Em um estudo realizado no município de Campina Grande (PB) referente à comercialização de gasolina, foram coletados volumes iguais de duas amostras desse combustível, em dois períodos: diurno, entre 14h e 16h, e noturno, após às 18h. Depois de terem atingido a mesma temperatura, realizaram a medição de volume de ambas as mostras e identificaram uma variação entre eles.

Sabendo que o município de Campina Grande é caracterizado por dias quentes (em torno de 29 °C) e noites frias (em torno de 18 °C), responda:

- Qual das amostras apresenta maior volume após ambas atingirem o equilíbrio térmico? Explique.
- Como é possível coletar a mesma quantidade de amostra independente da temperatura local?

- (Cotuca-SP – 2020) Sabe-se que a pressão atmosférica diminui com a altitude, e essa diminuição causa alterações no comportamento do organismo humano. Numa altura de aproximadamente 2 500 m acima do nível do mar, o organismo humano pode apresentar aumento na frequência cardíaca, dor de cabeça, náuseas, dificuldade para respirar, além de outros sintomas. O gráfico a seguir fornece o comportamento da pressão atmosférica em relação à altitude.



COTUCA/2020

Observe o gráfico e assinale a alternativa correta.

- Em uma variação de altitude do nível do mar até uma altura de 1 km, observa-se, no gráfico, uma alteração de pressão como a observada em uma variação da altitude de 7 km até 8 km, pois a densidade do ar é a mesma em qualquer altitude.
- Em uma variação de altitude do nível do mar até uma altura de 1 km, observa-se, no gráfico, uma alteração de pressão menor que a observada em uma variação da altitude de 7 km até 8 km, pois a densidade do ar diminui com o aumento da altitude.
- Em uma variação de altitude do nível do mar até uma altura de 1 km, observa-se, no gráfico, uma alteração de pressão maior que a observada em uma variação da altitude de 7 km até 8 km, pois a densidade do ar diminui com o aumento da altitude.
- O organismo humano pode sofrer alterações no seu comportamento quando a pressão atmosférica a que está submetido é de aproximadamente 0,9 atm.
- A curva apresentada no gráfico não é uma reta, pois a densidade do ar é constante, independentemente da altitude.

Os estados de agregação dos materiais

As expressões **estado de agregação** e **estado físico** são usadas para se referir às três principais fases em que uma substância se encontra: sólido (s), líquido (ℓ) ou gasoso (g).

Substâncias no **estado sólido** (ou em fase sólida) têm forma definida e volume constante em uma determinada temperatura. Já aquelas que estão no **estado líquido** (ou em fase líquida) têm forma variável e volume constante, também em determinada temperatura. Por sua vez, as substâncias no **estado gasoso** (ou em fase gasosa) têm forma e volume variáveis.

As substâncias podem mudar de estado de agregação como consequência de alterações nas condições de temperatura e de pressão. Por isso, é necessário indicar as condições do sistema ao definir a fase em que uma substância se encontra. Por exemplo, a água pode estar no estado sólido (gelo), no estado líquido (água líquida) ou no estado gasoso (vapor de água), dependendo das condições ambientais.

São duas as propriedades intensivas da matéria que se referem aos valores de temperatura nos quais uma substância muda de um estado de agregação para outro: a **temperatura de fusão (TF)** e a **temperatura de ebulição (TE)**.

A TF é a temperatura em que uma substância passa do estado sólido para o estado líquido e vice-versa; por exemplo, ao nível do mar, a temperatura de fusão da água é de 0 °C, ou 273,15 K, e a do alumínio é de 660 °C, ou 933,15 K.

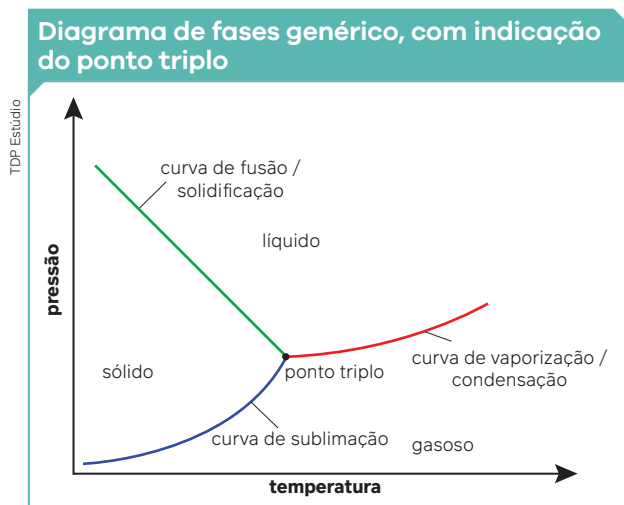
A TE é a temperatura em que uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso e vice-versa. Assim como a temperatura de fusão, a temperatura de ebulição é característica de cada substância e varia com a pressão; por exemplo, ao nível do mar, a temperatura de ebulição da água é de 100 °C, ou 373,15 K, e a do alumínio é de 2 519 °C, ou 2 792,15 K.

Diagrama de fases

O diagrama de fases representa graficamente a mudança de fase de uma substância (sólida, líquida e gasosa) em função da temperatura e da pressão. Ele é uma ferramenta que possibilita entender o comportamento dos materiais sob diferentes condições. Com ele verifica-se, por exemplo, que a água entra em ebulição a 100 °C

ao nível do mar (a pressão é de 1 atm), e é possível prever em que temperatura ela entrará em ebulição em altitudes elevadas, nas quais a pressão atmosférica é menor. Normalmente, esses diagramas são representados em um plano cartesiano, em que o eixo x apresenta os valores de temperatura, e o eixo y, os de pressão. As curvas no gráfico indicam as transições de fase (fusão, vaporização, sublimação etc.). Em um diagrama de fases o ponto triplo indica os valores de temperatura e de pressão em que as três fases coexistem.

Note, no diagrama, que as curvas o dividem em três regiões e que, todas as vezes em que um par ordenado ($T; P$) gerar uma coordenada em uma dessas regiões, podemos prever o estado de agregação da substância nessas condições de temperatura e de pressão. Além disso, caso um par ordenado ($T; P$) gere uma coordenada sobre uma das curvas, podemos prever em quais condições de temperatura e de pressão ocorrerão as mudanças de fase.



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Tecnologia, Sociedade e Ambiente

A relação entre o avanço da tecnologia e a sociedade é complexa e multifacetada, pois, à medida que a tecnologia avança, surgem inúmeros benefícios, como a melhoria da qualidade de vida das pessoas. No entanto, essa mesma evolução tecnológica também traz riscos e incertezas significativas que podem afetar profundamente a sociedade, como o aumento da demanda por recursos naturais e a degradação do ambiente devido a práticas insustentáveis.

Retomando o tema que exploramos no início do tópico **Ciência e Tecnologia**, a produção de latas de alumínio envolve a extração, o processamento e a transformação da bauxita, minério do qual é extraído o alumínio. A quantidade desse metal empregada apenas para a fabricação de latas é alta. Segundo a Associação Brasileira dos Fabricantes de Latas de Alumínio (Abralatas), no ano de 2022, foram fabricadas 31,8 bilhões de latinhas, cuja produção demandou 390 000 toneladas de alumínio – o que correspondeu a 25% de todo o alumínio comercializado no país.

É importante ressaltar, ainda, que esse processo consome uma quantidade significativa de energia e recursos naturais, contribuindo para as emissões de carbono e para a degradação ambiental associada à mineração. De acordo com a Abal e com a Abralatas, para se obter 1 kg de alumínio metálico – também chamado de alumínio primário –, são gastos cerca de 15 kWh (quilowatt-hora) de energia elétrica. Para efeitos de comparação, sabe-se que uma lâmpada de 9 W (watt) de potência, ligada 6 horas por dia, durante 30 dias, consome 1,62 kWh, ou seja, a energia consumida na produção de 1 kg de alumínio permitiria manter essa lâmpada acesa ininterruptamente por cerca de 70 dias, 24 horas por dia.



Indústria de reciclagem de alumínio. São Paulo (SP), 2023.

A reciclagem de latas de alumínio é uma das estratégias para mitigar os impactos ambientais associados à sua produção, contribuindo com a redução da demanda por matéria-prima e, conseqüentemente, com as emissões de carbono, além de auxiliar na economia de energia. Dados da Abal indicam que a obtenção de alumínio reciclado reduz em 70% as emissões de gases de efeito estufa e economiza 95% de energia elétrica em relação à produção de alumínio primário, extraído da bauxita, o que significa 0,75 kWh, menos da metade do que é consumido pela lâmpada citada no exemplo dado anteriormente (1,62 kWh).

Nesse cenário, o Brasil é o país que mais recicla latas de alumínio no mundo. A taxa de reciclagem desses produtos passou de 45,5%, em 1990, para 100%, em 2022. Isso só foi possível devido ao alto valor econômico do alumínio reciclado e ao sistema eficiente de coleta e reciclagem de latas de alumínio, incluindo cooperativas de catadores de materiais recicláveis. Esse panorama da reciclagem não é o mesmo em outros países, por exemplo, nos Estados Unidos, a taxa de reciclagem é de 59%, enquanto a Europa possui uma média de 67%. Embora no Brasil o foco esteja na reciclagem, em outros países, a ênfase está na substituição do plástico e do vidro pelo alumínio nas embalagens de bebidas. Nessas realidades, os níveis de reciclagem são menores. A substituição das embalagens de bebidas pelo alumínio é uma iniciativa que vem crescendo nos últimos anos devido aos benefícios do uso desse material para a manutenção da qualidade dos produtos, facilidade no transporte e diminuição do impacto ambiental se comparado ao uso de plásticos e vidros.

Os impactos sociais também são superlativos. No ano de 2022, o mercado da reciclagem de alumínio movimentou R\$ 6 bilhões, parte disso devido à atuação dos catadores de materiais recicláveis, que fazem a coleta e a triagem das latas, muitas vezes, sob condições precárias de trabalho.

Atividades propostas

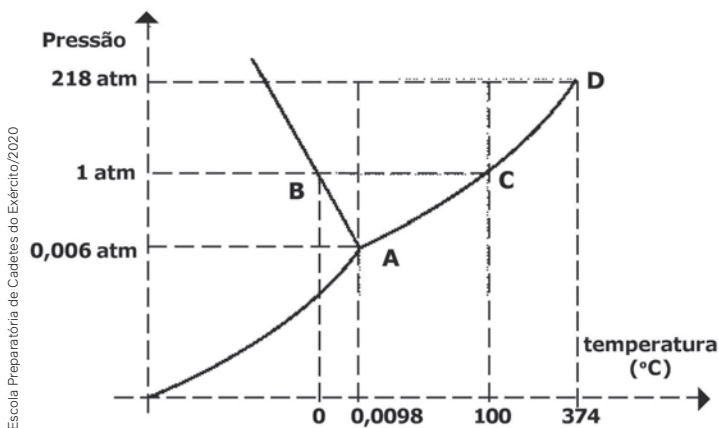


1. (EsPCEEx-SP – 2020)

Diagramas de fases são gráficos construídos para indicar uma condição de temperatura e pressão de uma substância e suas mudanças de estado. Cada uma das curvas do diagrama indica as condições de temperatura e pressão nas quais as duas fases de estado estão em equilíbrio.

USBERCO, J.; e SALVADOR, E. *Físico-química*. São Paulo: Saraiva, 2009. p. 98.

Considere o diagrama de fases da água representado na figura a seguir:



Baseados no diagrama e nos processos químicos envolvidos, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. A temperatura de fusão da água aumenta com o aumento da pressão.
- II. Na temperatura de 100 °C e 218 atm a água é líquida.
- III. A água sólida (gelo) sublima a uma pressão de vapor superior a 1 atm.
- IV. Na temperatura de 0 °C e pressão de 0,006 atm, a água encontra-se na fase sólida.

Das afirmativas feitas, estão corretas apenas

- | | | |
|----------------|--------------|--------------|
| a) I, II e IV. | c) II e IV. | e) III e IV. |
| b) I e II. | d) II e III. | |

Comece com você!

2. Agora que você já leu o tópico **Tecnologia, Sociedade e Ambiente**, responda às perguntas a seguir:

- a) Qual é a relação entre a produção de alumínio primário e o consumo de energia elétrica em comparação com o uso de uma lâmpada comum?
- b) De que maneira a reciclagem das latas de alumínio pode contribuir para reduzir os impactos ambientais causados pelo nosso modo de vida?

- c) Faça uma pesquisa para explicar, com base em evidências e análises críticas, a aparente contradição de como os catadores de materiais recicláveis resistem à exclusão social diariamente, ao mesmo tempo em que desempenham um papel fundamental na economia, por meio da sustentação da cadeia de reciclagem no Brasil.

Agora, vamos compartilhar!

3. Escolha um colega para formar dupla e compartilhem entre si as respostas das questões do item anterior. Verifiquem se chegaram às mesmas respostas e se desejam complementá-las. Elaborem um mapa mental, tendo como tema central o tópico **Tecnologia, Sociedade e Ambiente**, para expressar a ideia da dupla sobre o conteúdo. Mapa mental é uma ferramenta utilizada para representar o pensamento por meio de uma ideia central, que permite o desencadeamento de uma linha de raciocínio sobre essa ideia. Então, com base na ideia central cria-se ramificações para ampliar as informações (tópicos) e mostrar ideias secundárias (subtópicos). As ideias secundárias, por sua vez, servem para aprofundar e exemplificar o assunto apresentado nas ramificações. Vocês podem usar papel e caneta, canetas coloridas ou também ferramentas tecnológicas. Veja o exemplo a seguir.



Reinaldo Vignati

Mapa mental de como cozinhar arroz branco tradicional. O ideal é que sejam inseridas palavras ou pequenas frases em cada ramificação.

Fonte: ROCCELO, M. Como fazer um mapa mental, técnica de organização e memorização. *Estudar Fora*, [s. l.], 21 jul. 2024. Disponível em: <https://www.estudarfora.org.br/mapa-mental/>. Acesso em: 26 fev. 2024.

Todos juntos aprendemos mais!

4. Reúnam-se com toda a turma e compartilhem o mapa mental elaborado, mostrando os tópicos, subtópicos e suas relações.
5. Discutam com a turma:
- a) O que vocês aprenderam com os mapas mentais elaborados pelos colegas?
- b) Ainda existem dúvidas relacionadas ao tópico discutido? Se sim, apresente à turma e tentem chegar a uma conclusão.

Recapitule



Neste capítulo estudamos que por meio do método científico, a Ciência forneceu as bases para os avanços tecnológicos, levando à criação de máquinas e a processos industriais mais eficientes e desempenhou um papel fundamental na identificação e na exploração de novos materiais. Resgatamos o estudo de diversas grandezas, como massa, volume, densidade, temperatura e pressão, além dos principais estados de agregação da matéria e como podemos explicá-los por meio das condições de temperatura e de pressão. Por fim, estudamos alguns benefícios e riscos dos avanços tecnológicos para o ser humano e o ambiente.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo.

Com base no que você estudou, proponha novas respostas.

- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da questão a seguir: Como a tecnologia pode afetar a sociedade? Procure elencar os impactos positivos e negativos inerentes a essa relação.

Agora, para sintetizar as ideias do estudo do capítulo, siga os passos:

- Refleta sobre como seu entendimento dos tópicos deste capítulo mudou com base no que foi visto, discutido e debatido.
- Com base em sua reflexão e no contexto dos tópicos que foram trabalhados neste capítulo, complete as seguintes frases em seu caderno:
 - Antes eu pensava...
 - Agora eu penso...
- Compartilhe seus registros com a turma, complementando-os caso considere necessário, e/ou questionando alguma ideia que não compreendeu.

Modelos atômicos



A maquiagem neon é uma tendência que vem ganhando cada vez mais destaque no setor de cosméticos por apresentar efeitos que só podem ser vistos sob a luz ultravioleta (A) ou no escuro (B).



Para refletir

1. Com base em seus conhecimentos químicos, como você explicaria a mudança de cor nas maquiagens apresentadas nas imagens?
2. Em Ciência, considera-se que tudo que existe no Universo é formado por algo em comum. Você sabe o que é? Você acredita que a resposta para essa pergunta, se fosse dada por pessoas de gerações ou culturas diferentes, seria a mesma que a sua? Justifique.

Objetivos do capítulo

- Explicar a importância dos modelos científicos para a evolução da Ciência.
- Entender como os diferentes modelos atômicos explicam os fenômenos da matéria, a partir da sua modelização ao longo do tempo.
- Relacionar os fenômenos elétricos da matéria à sua estrutura atômica.

O mundo invisível: em busca da compreensão sobre aquilo que não podemos ver

O funcionamento do Universo, há milênios, é um tema de interesse de muitos seres humanos. Ao longo do tempo, os diferentes povos e culturas, cada um à sua maneira, criaram modelos para explicar o mundo natural e as interações entre aquilo que pode ou não ser visto ou observado. De que forma atuam as forças invisíveis, como realizar previsões de futuro, explicações sobre o que é a morte e o que mantém a vida, são alguns dos questionamentos para os quais cada cultura buscou uma resposta. Cada uma das ideias são frutos das experiências e do ambiente em que vivem os povos que lhes deram origem. Em cada caso, os caminhos utilizados para se chegar a uma hipótese são diferentes, assim como os objetos que dela fazem parte. Por isso é importante saber valorizar e preservar os diferentes modos de conhecer, cada um em seu contexto e com seus próprios limites e possibilidades.

Ciência por dentro



Elaborando modelos

Nesta atividade, em grupos, vocês vão fazer observações e análises de caixas que contêm objetos desconhecidos. Com base nisso, cada grupo deverá levantar hipóteses que lhe possibilite elaborar modelos que representem esses objetos.

Material:

- caixas de papelão com tampa, em tamanho pequeno ou médio (por exemplo: caixa de sapatos);
- objetos com tamanho, massa e formatos diferentes (por exemplo: chave, borracha, bolinha de gude, bolinha de isopor, clipe de metal, moeda, caneta, dado etc.);
- fita adesiva.

Procedimento

1. Reúna seu grupo de trabalho e, juntos, e organizem os materiais listados.
2. Seleccionem e coloquem três objetos dentro da caixa de papelão, sem deixar que os outros grupos saibam quais são esses objetos, garantindo assim o elemento surpresa na atividade.
3. Lacrem a caixa com a fita adesiva e identifiquem-na com o nome do grupo, certificando-se de que esteja bem fechada para evitar qualquer abertura acidental.
4. Troquem as caixas entre os grupos e tentem descobrir o que há dentro da caixa que receberam, sem a abrir. Repitam o procedimento até que todas as caixas sejam analisadas.
5. Enquanto analisam as caixas, utilizem a imaginação e atentem para as características perceptíveis dos objetos, por exemplo: o som que fazem ao balançar a caixa, se os objetos parecem ser do mesmo material, ter o mesmo formato, tamanho, ou a mesma densidade, entre outras.

6. Para organizar essas informações, construam, no caderno, uma tabela com os seguintes campos a serem preenchidos:

- nome da caixa;
- características percebidas;
- evidências (descrevendo os indícios que permitiram concluir as características percebidas; por exemplo, um deslizamento facilitado e veloz ao inclinar levemente a caixa pode indicar que um objeto é esférico);
- modelos dos objetos (representando por meio de um desenho os possíveis objetos da caixa investigada).

Peça aos grupos que não deem dicas ou opinem quando os colegas estiverem realizando a investigação de suas caixas.

Trocando ideias

1. Apresentem para os outros grupos as hipóteses elaboradas acerca de quais são os objetos das caixas e como chegaram a elas. Para isso, compartilhem as evidências e as características identificadas para cada objeto analisado.
2. Discutam se é possível afirmar que os modelos elaborados representam exatamente o que há dentro da caixa.
3. Abram as caixas e, após confirmarem o conteúdo, respondam:
 - a) Os modelos elaborados correspondem exatamente aos objetos?
 - b) O que eles tinham em comum?
 - c) O que eles tinham de diferente?
 - d) Os modelos feitos por vocês servem como representações dos objetos encontrados dentro da caixa? Justifiquem.
4. Se tivessem mais tempo ou pudessem utilizar as análises dos outros grupos, é possível que os modelos elaborados ficassem mais parecidos com os objetos encontrados na caixa? Justifiquem.

Se possível, além dos materiais listados, disponibilize uma caixa de papelão vazia, do mesmo tamanho das que serão usadas na atividade, e diversos objetos, para que os estudantes possam testar suas hipóteses por meio da análise das características perceptíveis.

É importante que os estudantes compreendam que a Ciência elabora modelos para interpretar a realidade, explicar e prever o comportamento macroscópico da matéria, e não como a verdade sobre "o real". Enfatize que a Química tem como base o uso de modelos científicos e dê como exemplos outros além dos atômicos, como os moleculares, os de reações, os matemáticos etc.

Modelos científicos

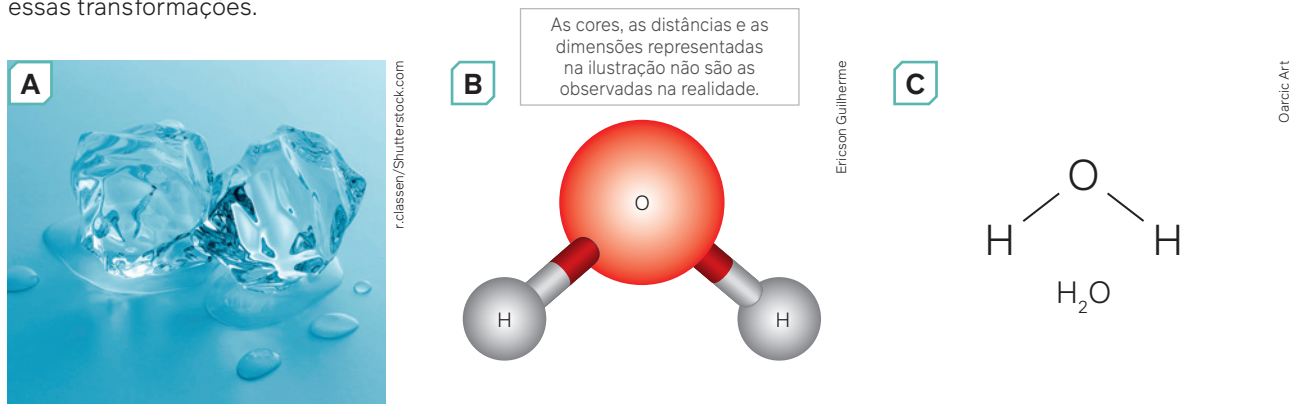
Na atividade proposta na seção **Ciência por dentro**, os desenhos elaborados representam os objetos dentro da caixa, porém, os desenhos não são representações reais dos objetos, mas, sim, modelos. Somente após abrir a caixa foi possível comprovar qual era o objeto e suas características reais, no entanto, nem sempre é possível "abrir a caixa". Para esses casos, a Ciência tem uma maneira de construir explicações que descrevam o que está sendo analisado. Para chegar até elas, em vez de considerar apenas aquilo que podemos perceber por meio dos sentidos (o que vemos, ouvimos ou sentimos, por exemplo), são desenvolvidos modelos explicativos que representam a realidade. Os pesquisadores e cientistas observam, testam, estudam, avaliam hipóteses, imaginam, conversam entre si e, depois, verificam novamente suas hipóteses de acordo com os dados disponíveis. Sendo assim, os **modelos científicos** são representações da realidade ou de alguns de seus aspectos, seja de um objeto, evento, ideia, sistema, processo, seja outro item de estudo. Eles são construídos com o intuito de facilitar o entendimento ou o estudo de algo e devem ter como base as observações de experimentos, simulações ou resultados de cálculos matemáticos.

Os modelos são construções provisórias que evidenciam o caráter dinâmico da Ciência, por isso, novos estudos não anulam os anteriores. O modelo atômico de Dalton é muito utilizado para representar moléculas e compostos iônicos, enquanto o modelo de Rutherford-Bohr pode ser empregado para explicar ligações químicas.

É nessa perspectiva dos modelos científicos que vamos começar a explorar a estrutura da matéria. Em Ciência, a **matéria** é tudo que tem massa e ocupa espaço. A palavra matéria vem do latim, *materialis*, e significa "aquilo de que uma coisa é feita".

A matéria e suas transformações configuram o nível macroscópico, em que é possível visualizar suas propriedades e mudanças, como quando vemos o gelo se transformando em água líquida quando o deixamos em temperatura e pressão ambiente.

Existe também um mundo submicroscópico que não conseguimos ver diretamente. Neste nível, a Química interpreta as transformações observadas no nível macroscópico em termos de rearranjos de átomos, utilizando os modelos atômicos. Além disso, utiliza-se a linguagem simbólica e equações químicas e matemáticas para representar essas transformações.

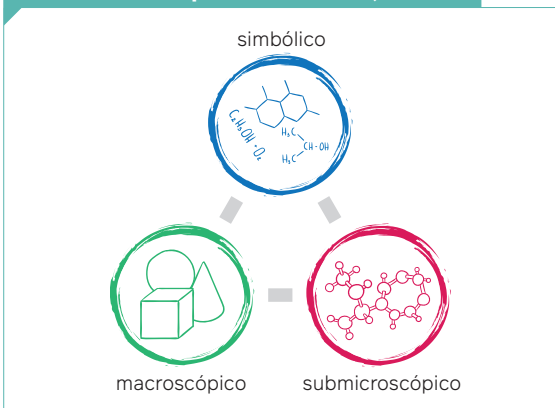


(A) Representação macroscópica da transformação do gelo em água líquida. (B) Representação submicroscópica da composição da água, as esferas vermelhas representam o átomo de oxigênio, e as esferas cinza, os átomos de hidrogênio. (C) Representação simbólica da composição da água. A letra H representa o átomo de hidrogênio, e a letra O representa o átomo de oxigênio. O número 2, subscrito após o H, representa a quantidade de átomos de hidrogênio que há em uma molécula de água.

A Química se debruça sobre a matéria e suas propriedades e transformações em um nível submicroscópico, conduz experimentos em nível macroscópico e representa essas observações por meio de símbolos. Para compreender a constituição da matéria, iremos adentrar no contexto dos modelos atômicos que foram propostos ao longo da história, a fim de explicá-la por meio deles.

Triângulo ilustrando os três níveis usados em Química: macroscópico, submicroscópico e simbólico.

Níveis de compreensão da Química





1. Retorne à atividade da seção **Ciência por dentro**. Suponha que a caixa fechada contendo os objetos desconhecidos represente um fenômeno da natureza que a comunidade científica deseja investigar, e que seu grupo contribuiu nesse processo apresentando um modelo científico para o fenômeno em questão. Com base nessa reflexão, construa um argumento sobre a importância dos modelos para a Ciência.
2. Leia o texto a seguir e depois faça o que se pede.

[...] A observação da natureza permite ao cientista criar modelos e teorias que devem ser testados, por meio de experimentos ou simulações, para conhecer a extensão da aplicabilidade da teoria desenvolvida. Portanto, a ciência não é algo neutro e acabado, mas construída socialmente e em constante evolução, já que alguns modelos teóricos se apresentam com determinadas limitações na explicação do observado macroscopicamente, exigindo que novos modelos e leis sejam elaborados para explicar além das limitações. [...] ressaltamos que o modelo atômico não é uma descoberta, mas, sim, uma criação científica, que é utilizada para explicar e prever o comportamento macroscópico da matéria. Todo modelo, criação científica, vem

apoiado em experimentos, simulações e cálculos matemáticos e, enquanto explicar e prever fenômenos, ele é aceito. No entanto, quando determinados fenômenos não forem mais justificados ou previstos por um determinado modelo, faz-se necessário a adequação do modelo existente.

MELO, M. R.; LIMA NETO, E. G. Dificuldades de ensino e aprendizagem dos modelos atômicos em Química. *Química Nova na Escola*, São Paulo, v. 35, n. 10, p. 112-122, 2013. Disponível em: http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc35_2/08-PE-81-10.pdf. Acesso em: 17 maio 2024.

- a) Explique o que é um modelo científico e dê um exemplo de modelo que você já tenha estudado, mas que seja diferente dos apresentados neste capítulo.
- b) Por que a Ciência é descrita no texto como algo que está em constante evolução?
- c) Apresente um exemplo em que um modelo científico passou a ter limitações na explicação de um determinado fenômeno.
- d) Na aula de Química, um estudante fez a seguinte afirmação: "Um modelo científico substitui o outro, sendo o anterior pior que o posterior". Argumente se você concorda ou discorda dessa afirmação.

Modelos para o átomo

Verifique, ao longo dessa temática, se os estudantes compreendem que o átomo não foi descoberto, mas que sua teoria é que foi construída.

Por muitos séculos, o **atomismo** foi apenas uma hipótese filosófica que abordava a composição da matéria e suas transformações, sem caráter experimental. O entendimento sobre a matéria tinha como base a ideia de que ela era formada por átomos – infinitas partículas minúsculas, incalculáveis e indestrutíveis que se movem incessantemente. Os diferentes tipos de átomo formam os diferentes objetos, e as transformações observadas na matéria se devem à reorganização desses átomos.

Foi a partir do desenvolvimento de teorias sobre o comportamento dos gases, iniciado no século XVIII, e do estudo sobre o movimento das partículas, iniciado no século XIX, que surgiram evidências quantitativas da **hipótese corpuscular** da matéria. Essa hipótese sustenta que toda a matéria é constituída por partículas muito pequenas, chamadas corpúsculos, que estão em constante movimento, e, entre eles, existem espaços vazios. Assim, pode-se dizer que a matéria é descontínua. Por exemplo, ao dissolver uma colher de sal de cozinha (majoritariamente cloreto de sódio) em um copo de água, o nível do líquido não se altera e isso acontece porque os corpúsculos do sal vão ocupar espaços vazios entre os corpúsculos de água.

A teoria atômica foi reforçada por importantes evidências experimentais sobre sua natureza e organização até se tornar uma ideia amplamente aceita pelos cientistas a respeito da estrutura da matéria.

A teoria atômica de John Dalton

O interesse do químico britânico John Dalton (1766-1844) pela meteorologia o fez registrar dados sobre o clima durante muitos anos de sua vida. Sua dedicação o levou a estudar o comportamento dos gases, principalmente os que constituem a atmosfera, resultando na formulação de leis que descrevem o comportamento das misturas gasosas e, mais tarde, na proposição de um modelo atômico.






O trabalho de Dalton foi possível a partir de ideias e práticas desenvolvidas no século XVIII, como o aprimoramento de experimentos que permitiram o estudo de gases nas transformações químicas, bem como a proposição da lei de conservação das massas pelo químico francês Antoine Laurent Lavoisier.

O termo elemento químico, da forma como é citado neste trecho, refere-se a concepção atual do conceito, que será apresentada mais adiante. No entanto, nesta época, elemento químico era entendido como uma substância que não conseguia ser decomposta em outras menores.

Outro cientista da época, o francês Joseph-Louis Proust (1754-1826), também influenciou o trabalho de Dalton, por concluir, em seus estudos, que as substâncias compostas – constituídas por mais de um elemento químico – sempre apresentam a mesma proporção em massa dos elementos químicos. Posteriormente, essa relação recebeu o nome de **lei das proporções constantes**. Embora a ideia de que a matéria é constituída por corpúsculos indivisíveis já houvesse sido adotada por muitos autores na Europa desde o século XVII, Dalton introduziu uma grande inovação: ele desenvolveu um engenhoso método para determinar as massas relativas dos átomos, a partir das massas macroscópicas dos compostos, isto é, daquilo que podia ser pesado em balanças. O conceito de massas atômicas relativas, que permitia relacionar o mundo macroscópico das substâncias com o mundo submicroscópico dos átomos, se mostrou muito útil para o desenvolvimento posterior da Química. A teoria atômica de Dalton pode ser resumida nos seguintes postulados:

- A matéria é constituída de pequenas partículas esféricas maciças e indivisíveis, chamadas átomos.
- Um conjunto de átomos com as mesmas massas apresenta as mesmas propriedades e constitui um elemento químico; portanto, elementos químicos diferentes apresentam átomos com massas e propriedades diferentes.
- A combinação de átomos de elementos químicos diferentes, em uma proporção de números inteiros, origina substâncias diferentes.
- Em uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos, são rearranjados para produzir novas substâncias.

A representação usada por Dalton para os átomos dos diferentes elementos químicos era feita por meio de círculos com traços ou pontos, assim como a combinação de átomos de diferentes elementos químicos para formar as substâncias. Alguns anos depois, a representação de átomos de diferentes elementos químicos foi substituída pelos símbolos químicos, tal qual conhecemos hoje, e usados para escrever as fórmulas químicas das substâncias.

Símbolo de alguns elementos químicos		
Dalton	Elemento químico	Atual
	Hidrogênio	H
	Nitrogênio	N
	Carbono	C
	Oxigênio	O
	Enxofre	S

Fonte: FILGUEIRAS, C. A. L. Duzentos anos da teoria atômica de Dalton. *Química Nova na Escola*, [s. l.], n. 20, nov. 2004. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc20/v20a07.pdf>. Acesso em: 3 jun. 2024.

Para representar as fórmulas químicas, utilizamos o símbolo dos elementos químicos seguido dos números de átomos desse elemento, no formato subscrito – menor que o tamanho da fonte e colocado ligeiramente abaixo de sua linha. Por exemplo, a fórmula química que representa o gás oxigênio é O_2 , e a da água é H_2O . Note que, quando há apenas um átomo de determinado elemento químico, o número 1 subscrito ao lado do símbolo do elemento químico é omitido, ou seja, não aparece na fórmula.

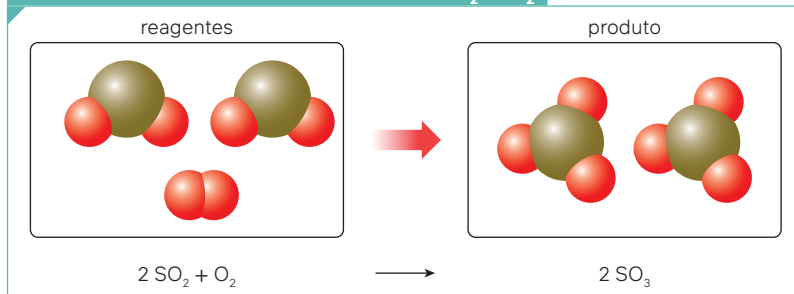
Os trabalhos citados de Lavoisier e de Proust puderam ser explicados com base no modelo atômico de Dalton. O detalhamento do exemplo a seguir vai possibilitar a compreensão dessas relações.

#FicaADica

Duzentos anos da teoria atômica de Dalton, de Carlos Alberto Lombardi Filgueiras, nov. 2004. O artigo, publicado no periódico *Química Nova na Escola*, apresenta uma visão geral das teorias filosóficas que precederam o desenvolvimento da teoria de Dalton, destacando os longos estudos que contribuíram para a criação do trabalho do químico britânico. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc20/v20a07.pdf>. Acesso em: 30 maio 2024.

O sistema a seguir que considera a reação química entre os gases dióxido de enxofre (SO_2) e o oxigênio (O_2). Essa reação envolve seis átomos de oxigênio, sendo dois combinados entre si e os outros quatro ligados aos dois átomos de enxofre. Dessa forma, a massa inicial do sistema equivale à soma de seis vezes a massa do átomo de oxigênio mais duas vezes a massa do átomo de enxofre.

Representação da reação entre SO_2 e O_2



Oscar Art

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

É comum que os estudantes enfrentem desafios ao tentar entender as proporções representadas nos modelos submicroscópicos. Sugerimos esclarecer que é impossível representar um átomo em escala real em uma página de um livro convencional; portanto, as representações dos átomos no livro não mantêm proporção com a escala real.

As esferas marrons representam átomos de enxofre (S), e as vermelhas representam os átomos de oxigênio (O).

Observe na representação que, após a reação, os mesmos átomos permanecem no sistema, porém, em uma nova combinação, dando origem a novas substâncias. Perceba que cada átomo de enxofre aparece unido a três átomos de oxigênio, e a massa total do sistema após a reação equivale à soma de seis vezes a massa dos átomos de oxigênio mais duas vezes a massa dos átomos de enxofre, o que significa que não houve alteração da massa final do sistema.

Quando se duplica a massa de um dos reagentes, a massa do outro reagente também será duplicada, e o mesmo acontecerá com a massa do produto. Sendo assim, a proporção entre as massas dos reagentes e dos produtos se mantém constante. Essa relação entre massas é conhecida como **lei de Proust**, ou **lei das proporções definidas**.

No último ano do Ensino Fundamental, você possivelmente estudou a lei de conservação das massas, que define: em uma reação química realizada em um recipiente fechado, a soma das massas dos produtos é igual à soma das massas dos reagentes. A teoria atômica proposta por Dalton explica a lei de conservação das massas ao considerar que os átomos possuem massa definida e invariável e que em uma reação química ocorre apenas a recombinação dos átomos. Assim, se os átomos, unidades portadoras de massa, apenas se recombinaem em uma reação química, a massa do sistema permanece a mesma do início ao fim da reação.

Naquela época, apesar de o modelo de Dalton tornar possível explicar a lei de conservação das massas nas reações químicas, ele não considerava uma propriedade da matéria conhecida há muitos anos: a natureza elétrica.

A **eletrização** dos corpos consiste na passagem de cargas elétricas de um material para outro, tornando-os carregados eletricamente. Esse fenômeno possibilita ao material eletrizado atrair ou repelir outros materiais, de forma que materiais com cargas negativas podem atrair materiais com cargas positivas, uma vez que cargas opostas se atraem. Por outro lado, se ambos os materiais tiverem cargas do mesmo tipo (ambos negativos ou ambos positivos), eles se repelem.

Ao considerar que os átomos são indivisíveis e que suas propriedades são massa e tamanho, Dalton não considerou que essas unidades formadoras da matéria pudessem ser constituídas de partículas portadoras de cargas elétricas e explicar, portanto, o fenômeno da eletrização.

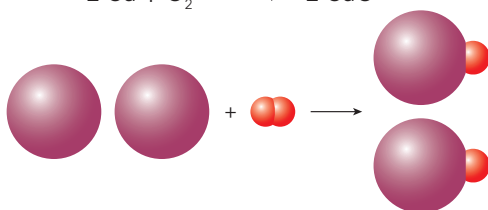
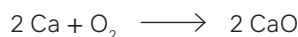


Marilyn F. Chilmald/SPL/Fotoarena

Fluxo de água de uma torneira sendo curvado por eletricidade estática. A água é atraída por um bastão de vidro com cargas elétricas.



- Com base na lei de conservação das massas, podemos determinar a massa das substâncias participantes de uma reação química. Para isso, foi realizado um experimento envolvendo a reação entre o cálcio (Ca) e o gás oxigênio (O₂), originando óxido de cálcio (CaO), conforme representado no esquema a seguir:



Oarcia Art

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

- Observe na representação que, no início da reação, temos dois átomos de cálcio isolados e dois átomos de oxigênio combinados entre si. Sabendo que a massa total inicial da reação corresponde a duas vezes a massa do átomo de cálcio somada duas vezes à massa do átomo de oxigênio, determine como pode ser calculada a massa total do produto (óxido de cálcio) formado ao final da reação.

- Apresente a proporção dos reagentes da reação anterior.

- Durante um experimento, um estudante do 1º ano do Ensino Médio misturou 5 g de bicarbonato de sódio (NaHCO₃) com 10 g de vinagre (ácido acético, CH₃COOH) em um frasco fechado. Essa mistura resultou em uma reação química que gerou como produtos: gás dióxido de carbono (CO₂), água (H₂O) e acetato de sódio (CH₃COONa). Após a reação, o estudante observou que a massa total do sistema fechado permaneceu inalterada.

- Explique por que a massa total do sistema não mudou após a reação, relacionando esse fato com a lei de conservação das massas.

- Descreva o que acontece com o bicarbonato de sódio e o ácido acético durante a reação química em termos de átomos.

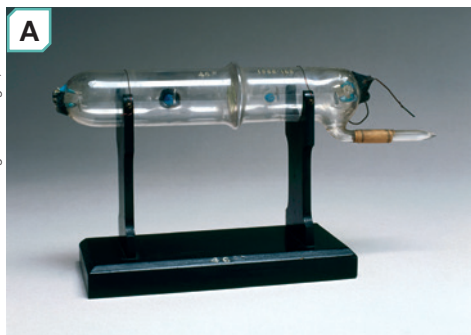
- Como as ideias presentes nos postulados da teoria e no modelo atômico de Dalton ajudam a explicar o que aconteceu durante esta reação? Relacione a observação de conservação de massa ao modelo atômico de Dalton.

- Considerando o modelo atômico de Dalton, represente uma reação genérica entre as substâncias compostas AB e CD, formando as substâncias compostas AD e CB.

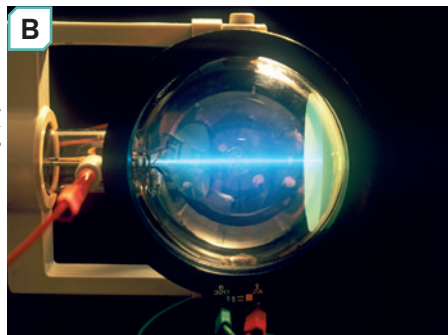
Modelo atômico de Thomson

Na década de 1850, com a finalidade de estudar a condução de corrente elétrica em gases a baixas pressões, o alemão Heinrich Geissler (1814-1879) e o inglês William Crookes (1832-1919) desenvolveram um dispositivo denominado **tubo de raios catódicos**, ou **tubo de Crookes**. Esse dispositivo serviu de base para diferentes estudos, bem como para a produção de tecnologias e para o desenvolvimento dos tubos de imagens usados em televisores antigos. Esses raios são denominados **raios catódicos**, e foram essenciais para os estudos sobre a constituição da matéria de cientistas, como o inglês Joseph John Thomson (1856-1940).

Science Museum/SSPL/UIC/
Bridgeman Images/Fotorenia



Andrew Lambert Photography/SPL/Fotorenia



(A) Tubo de raios catódicos construído no laboratório de William Crookes por volta de 1888 (Museu de Ciência, Londres, Reino Unido). (B) Tubo de raio catódico em funcionamento. O raio catódico emitido pode ser usado para produzir fluorescência em uma tela revestida de fósforo, assim como é visto nos antigos televisores de tubo.

Na década de 1890, Thomson estava desenvolvendo uma série de experimentos para investigar a natureza dos raios catódicos. O conjunto de suas observações o levou a propor a conclusão de que esses raios eram constituídos por partículas portadoras de carga elétrica, e que tinham massa muito menor que a dos átomos.

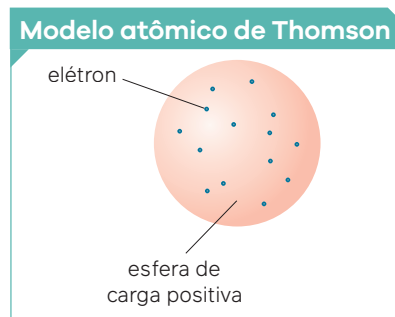
Após reproduzir seus testes com diferentes gases no interior do tubo de raios catódicos, utilizando diferentes materiais condutores nos eletrodos, Thomson observou que o resultado era sempre o mesmo. Considerando essas informações, ele concluiu que as partículas que formavam os raios catódicos eram comuns a toda e qualquer matéria. Essas partículas, portadoras de carga elétrica negativa, foram posteriormente denominadas **elétrons**.

Thomson propôs um modelo atômico em que manteve a forma esférica do átomo, tal qual o de Dalton, porém possibilitava explicar a natureza elétrica da matéria. Nesse modelo, o átomo não era indivisível, mas, sim, constituído de partículas menores, com carga negativa, que estariam distribuídas no corpo do átomo esférico. Além disso, esperava-se que o átomo fosse constituído por um fluido com cargas elétricas positivas, capaz de neutralizar a carga negativa dos elétrons.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

As esferas azuis representam elétrons envoltos por um fluido de cargas elétricas positivas.

Fonte: CHANG, R.; OVERBY, J. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw Hill LLC, 2022.



Saiba mais

Televisores e tubos de raios catódicos

Os tubos de raios catódicos foram utilizados para a fabricação de televisores e monitores de computador até o início dos anos 2000. Os monitores produzidos com tubos de raios catódicos popularizaram o acesso à comunicação no final do século passado. A partir daí, esses equipamentos começaram a ser substituídos por telas que utilizam outros princípios de formação de imagens, como as telas em LCD e plasma, mais compactas e com melhor qualidade de imagem. Atualmente, os monitores de tubo são encontrados em alguns equipamentos hospitalares. Mas como esses aparelhos funcionam?

Os monitores são equipados com um tubo de vidro contendo gás rarefeito e são submetidos a uma diferença de potencial. O fluxo de elétrons que constitui os raios catódicos vai ao encontro de um material que reveste a tela, e esse choque ocasiona a emissão de luz. A luz emitida pode ser verde, azul ou vermelha, e a combinação dessas três cores forma milhares de cores diferentes, constituindo a imagem na tela.

O desuso dos monitores de tubo gerou um grande problema ambiental, pois o vidro do tubo era revestido com óxido de chumbo. Esse material pode ser lixiviado se for descartado de forma incorreta e ocasionar a contaminação do solo, da água e de todo o ambiente. Com a substituição dos monitores por outros de LCD e plasma, os resíduos eletrônicos oriundos dos monitores de tubo passaram a se acumular rapidamente e a causar problemas nos lixões e aterros onde esses equipamentos eram descartados de modo inadequado. Por isso, antes de descartar um material dessa natureza, é importante se informar e procurar um local adequado para que o destino desse material não ocasione prejuízos ao ambiente.



Monitores e televisores de tubo, fabricados com tubos de raios catódicos.

tonympix/Shutterstock.com

Atividades propostas



1. Segundo os dados de 2022 do Instituto Brasileiro de Geografia e Estatística (IBGE), cerca de 96% dos lares brasileiros dispõem de um aparelho de televisão. Esse é um aumento espetacular, se considerarmos que a primeira transmissão de um programa televisivo no país ocorreu em 1950. Para conhecer melhor de que maneira essa tecnologia transformou a sociedade brasileira, pergunte a pessoas de diferentes faixas etárias – idosos e pessoas de geração anterior à sua – quando eles tiveram acesso à televisão, como eram esses equipamentos e como eram utilizados. Registre as informações em seu caderno e, depois, compartilhe-as com seus colegas, verificando as diferenças e as semelhanças nos relatos.
2. Como a evolução tecnológica, desde os televisores tradicionais até a internet e a transmissão de conteúdos *on-line* (o *streaming*), vem influenciando as preferências e os comportamentos das pessoas em relação ao entretenimento e às experiências compartilhadas?
3. Com base nos estudos feitos até aqui, elabore uma tabela em seu caderno, mostrando as diferenças e as semelhanças dos modelos de átomo propostos por Dalton e Thomson.

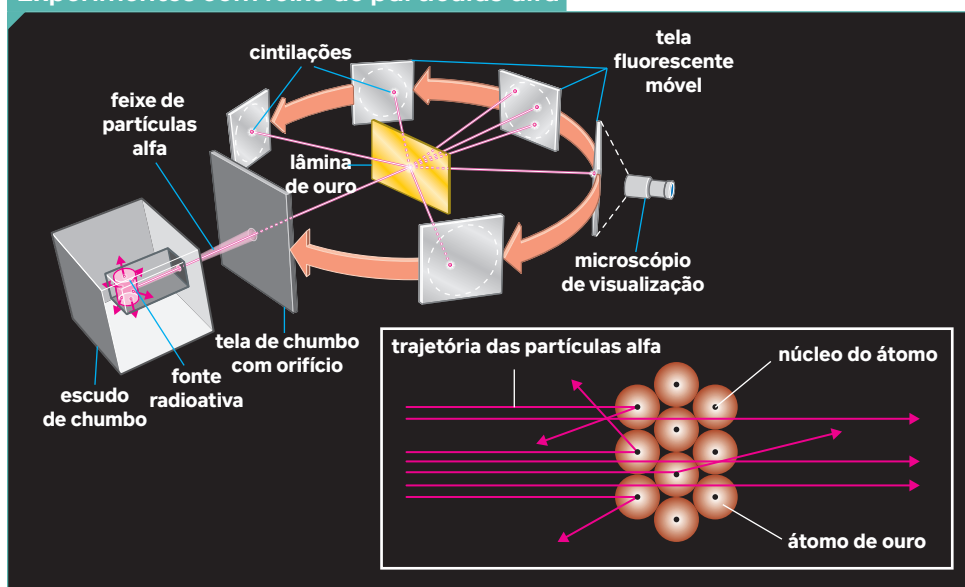
Modelo atômico nuclear de Rutherford

Nos primeiros anos do século XX, vários cientistas se dedicaram a investigar como poderia ser a estrutura dos átomos, entre eles o japonês Hantaro Nagaoka (1865-1950), que publicou em 1903 um modelo em que os elétrons estariam dispostos ao redor de um núcleo de carga positiva, de maneira semelhante à disposição dos anéis em torno do planeta Saturno, e o inglês John William Nicholson (1881-1955). Em 1911, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) propôs um novo modelo atômico, incorporando as mais recentes descobertas ao modelo atômico proposto por Thomson.

Desde 1906, Rutherford, com auxílio de seus estudantes, o alemão Hans Geiger (1882-1945) e o inglês Ernest Marsden (1889-1970), estavam investigando experimentalmente as propriedades das partículas alfa (consideradas um tipo de radiação), e buscavam maneiras de otimizar sua detecção. Os experimentos incluíam fazer as partículas alfa atravessarem finíssimas lâminas de ouro e investigar se elas sofriam desvios em sua trajetória. Rutherford e seus colaboradores ficaram surpresos ao observar que, embora a maioria das partículas alfa simplesmente atravessasse a lâmina metálica sem se desviar ou sofressem pequenos desvios, algumas partículas alfa tinham a direção de sua trajetória drasticamente alterada. Isso não podia ser explicado pelo modelo atômico de Thomson, pois a distribuição relativamente uniforme das cargas, nesse modelo, explicaria somente pequenos desvios.

Rutherford e sua equipe aperfeiçoaram seus equipamentos e realizaram muitos experimentos durante anos, até que ele publicou seu modelo de átomo que procurava explicar os resultados experimentais.

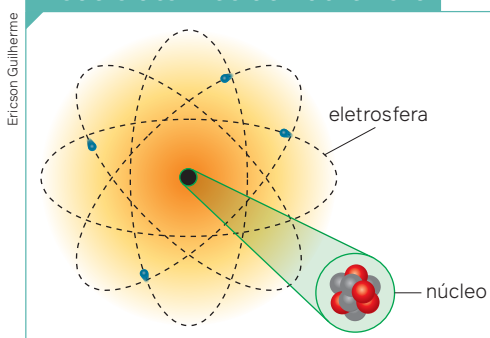
Experimentos com feixe de partículas alfa



Fonte: RUTHERFORD model. In: BRITANNICA. [S. l.], [1998].

Disponível em: <https://www.britannica.com/science/Rutherford-model>. Acesso em: 15 jul. 2024.

Modelo atômico de Rutherford



No destaque da figura, as esferas representam o átomo conforme os cientistas acreditavam que ele fosse: homogêneo e constituído de apenas um tipo de partícula, entretanto, os pontos escuros que aparecem no centro dessas esferas representam a hipótese de Rutherford para explicar o espalhamento da radiação alfa. Com base nos resultados do experimento, o cientista pôde repensar a concepção de uma estrutura atômica relativamente homogênea, e propôs um novo modelo, em que o átomo seria constituído de duas regiões: uma de grande espaço vazio, a **eletrosfera**, já que a maior parte das partículas alfa atravessava a lâmina de ouro sem desviar, e outra central, de carga positiva, o **núcleo**. Essa nova proposição possibilitava explicar os desvios das partículas alfa, que têm carga elétrica positiva.

Fonte: RUSSELL, J. B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994. p. 239.

Modelo atômico de Rutherford, modificado para incluir a estrutura do núcleo como sendo constituído de prótons e nêutrons. As esferas de cor azul indicam os elétrons em órbitas elípticas na região da eletrosfera. No centro do átomo, encontra-se o núcleo, constituído de partículas de carga positiva, os prótons (esferas vermelhas), e os nêutrons, de carga neutra (esferas cinza).

Apesar de o modelo de Rutherford ser eficiente para explicar o espalhamento das partículas alfa e dar pistas sobre a natureza da matéria, não faltaram contestações, uma vez que, de acordo com o eletromagnetismo – campo da Física que estuda a relação entre as propriedades elétricas e magnéticas dos materiais –, uma partícula carregada, tal qual o elétron, emite energia ao se deslocar. Sendo assim, o modelo de Rutherford não explicava o fato de que o elétron, ao orbitar em torno de um núcleo positivo, não entrava em órbitas espirais até colidir com o núcleo. Estudaremos, no tópico seguinte, como os cientistas conseguiram explicar essa limitação da teoria de Rutherford.

#FicaADica

PhET Interactive Simulations, da University of Colorado Boulder. O simulador “Espalhamento de Rutherford” reproduz os experimentos realizados pelo cientista e seus colaboradores, e auxilia na compreensão do comportamento das partículas alfa. Disponível em: https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulations/rutherford-scattering. Acesso em: 16 fev. 2024.

Propriedades atômicas

Experimentos posteriores mostraram que o núcleo do átomo não seria uma esfera maciça, mas um conjunto de **prótons**, partículas com carga elétrica positiva, propostas por Rutherford em 1919. Com o tempo, investigações demonstraram que a massa do núcleo era maior do que a soma das massas dos prótons que o constituíam, levando Rutherford a supor a existência de outro tipo de partículas que estariam presentes no núcleo, e que posteriormente viriam a ser chamados de **nêutrons**, porém, só em 1932, o físico inglês James Chadwick (1891-1974) conseguiu comprovar experimentalmente a existência do nêutron, partículas eletricamente neutras e com massa praticamente idêntica à dos prótons. Essa descoberta permitiu explicar por que os prótons não se repeliam no interior de um núcleo carregado positivamente.

Sabe-se que existe uma variedade de partículas que podem ser encontradas em diferentes regiões de um átomo, mas serão discutidas, aqui, apenas as três mais relevantes para os estudos de Química nessa etapa de ensino, conforme a tabela a seguir.

Propriedades das partículas fundamentais que compõem um átomo

Partícula (símbolo)	Localização no átomo	Carga elétrica	Carga unitária	Massa
Elétron (e ⁻)	Eletrosfera	-1,602 · 10 ⁻¹⁹ C	-1	0,0009109 · 10 ⁻²⁴ g
Próton (p ⁺)	Núcleo	+1,602 · 10 ⁻¹⁹ C	+1	1,67262 · 10 ⁻²⁴ g
Nêutron (n)	Núcleo	0	0	1,67493 · 10 ⁻²⁴ g

Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

Com base nas informações contidas na tabela, observe que a carga negativa dos elétrons cancela a carga positiva do núcleo central com exatidão, motivo pelo qual o átomo é eletricamente neutro. A partir do número de partículas subatômicas que compõem um átomo, é possível definir algumas propriedades importantes, como o **número atômico (Z)**, que corresponde ao número de prótons presentes no núcleo, e o **número de massa (A)**, que é o valor da soma do número de prótons e do número de nêutrons do átomo.

Se liga

A representação convencional para um átomo é apresentada ao lado, onde X é o símbolo do elemento químico correspondente a esse átomo.

É importante saber que o número de massa não indica a grandeza física massa, mas o número de partículas que contribuem de forma mais significativa para a massa do átomo.

Tome como exemplo a representação para o átomo do elemento químico cloro: ${}^{35}_{17}\text{Cl}$. Essa representação indica que o número atômico (Z) do cloro é 17, e que o número de massa (A) é 35, o que significa que o átomo de cloro possui 17 prótons (Z = p⁺ = 17). Por ser eletricamente neutro, o número de elétrons desse átomo é igual ao de prótons, ou seja, 17. O número de nêutrons (N) do átomo de cloro pode ser calculado, pois A = Z + N, ou seja, N = A - Z = 35 - 17 = 18.

Número de massa → A
Número atômico → Z

Atualmente, o conceito de **elemento químico** é: conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico. Isso significa que um elemento químico é identificado pela quantidade de prótons no núcleo do átomo e não mais por sua massa, conforme proposto pela teoria atômica de Dalton.

Os avanços tecnológicos da eletrônica, no início do século XX, levaram à invenção do espectrômetro de massas, um instrumento que permitiu a determinação de modo mais preciso das massas dos átomos. Quando os cientistas usaram os primeiros espectrômetros de massas, descobriram variações nas massas dos átomos de um mesmo elemento químico. Isso significa, então, que os elementos químicos podem apresentar átomos com diferentes números de massas (A), pois possuem quantidades de nêutrons diferentes no núcleo. Assim, os átomos que apresentam o mesmo número de prótons (Z), mas variam quanto ao número de massa, e, conseqüentemente, a quantidade de nêutrons, são de um mesmo elemento químico e denominados **isótopos** ou **nuclídeos isótopos**. Por essas características, os isótopos apresentam pequenas variações em seu comportamento físico e químico – alguns podem ser mais radioativos, já que essa propriedade diz respeito à estabilidade do núcleo, outros podem possuir muitos isótopos diferentes, há aqueles que possuem apenas alguns, e também há elementos químicos que não têm nenhum **isótopo estável**.

Um exemplo de elemento químico com mais de um isótopo é o cloro: o chamado isótopo cloro-35 apresenta núcleo com 17 prótons e 18 nêutrons, enquanto o isótopo cloro-37 apresenta núcleo com 17 prótons e 20 nêutrons.

Os diferentes isótopos de um elemento químico não são, necessariamente, encontrados na natureza em proporções iguais. A tabela a seguir apresenta a presença relativa de alguns isótopos conhecidos para diferentes elementos químicos.

GLOSSÁRIO

isótopo estável:

é um átomo que permanece com o número de prótons e nêutrons inalterados ao longo do tempo, ou seja, as características de seus núcleos permanecem únicas e imutáveis.

Abundância isotópica de alguns elementos químicos		
Isótopos	Número de massa	Abundância (%)
Cloro (Cl)	35	75,76
	37	24,24
Oxigênio (O)	16	99,757
	17	0,038
	18	0,205
Carbono (C)	12	98,93
	13	1,07
Nitrogênio (N)	14	99,67
	15	0,36

IUPAC Periodic Table of the Elements and Isotopes. *The King's Centre for Visualization in Science*, [s. l.], 2023. Disponível em: <https://applets.kcvs.ca/IPTEI/IPTEI.html>. Acesso em: 26 jan. 2024.

Atividades propostas



- Os modelos atômicos de Dalton e de Thomson possibilitavam explicar os desvios das radiações alfa? Justifique sua resposta utilizando como referência as características desses primeiros modelos. Caso julgue necessário, realize uma pesquisa, em fontes confiáveis, para obter mais informações sobre os experimentos realizados por Rutherford.
- Os dados obtidos por experimentos realizados por Rutherford e seus colaboradores, com a emissão de partículas alfa sobre os átomos de ouro, possibilitou a elaboração da proposta do modelo atômico de Rutherford. Considere as explicações utilizadas para o desvio de trajetória das partículas alfa observado nesses experimentos e fundamente a crítica ao modelo atômico de Rutherford direcionada à trajetória espiral dos elétrons até a colisão com o núcleo atômico.
- A palavra átomo, em grego, significa “não divisível”. Considere esse significado e responda: É coerente utilizar a palavra átomo para denominar a espécie química que recebe esse nome atualmente? Indique argumentos que justifiquem a sua resposta.

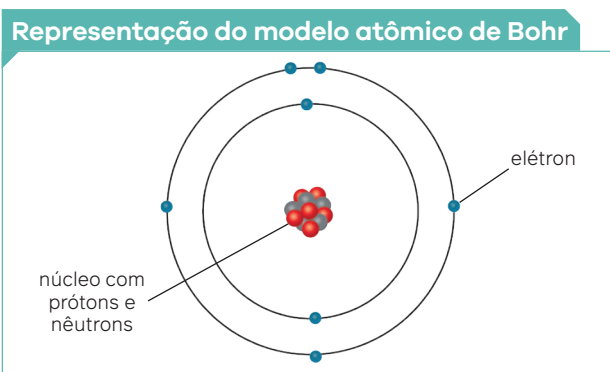
Modelo atômico nuclear de Bohr

O físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) foi colaborador no laboratório do Rutherford e estava ciente da inconsistência do modelo de Rutherford com os conhecimentos da época sobre eletromagnetismo: elétrons girando em torno do núcleo deveriam emitir energia; mas, se isso acontecesse, descreveriam uma órbita em espiral até colidir com o núcleo – ou seja, um átomo que tivesse a estrutura descrita por Rutherford não poderia existir. A fim de evitar essa inconsistência, para essas observações, Bohr, que era entusiasta dos estudos propostos pelo físico alemão Max Planck (1858-1947) a respeito da natureza da matéria, utilizou a mesma teoria de Planck – a ideia de quantização da energia – para explicar a estabilidade do elétron distante do núcleo.

A ideia central da quantização da energia era de que os átomos de um objeto aquecido só poderiam trocar energia gerando ou liberando radiação eletromagnética – campos elétricos e magnéticos que variam com o tempo e que são capazes de atravessar o vácuo – no sistema em que estavam inseridos, por meio de quantidades definidas de energia.

Bohr se baseou na teoria da quantização da energia e escreveu três postulados para seu modelo atômico:

- Os elétrons orbitam ao redor do núcleo apenas em órbitas com níveis determinados de energia, correspondente a valores de energia específicos.
- Quando o elétron está em uma órbita permitida, ele está em um nível de energia estacionário, ou seja, o elétron não emite energia, dessa forma, ele não toma uma órbita de espiral nem colide com o núcleo.
- A energia emitida ou recebida por um elétron só faz ele mudar de uma órbita permitida para outra também permitida, ou seja, ele não pode permanecer entre as órbitas. Essa energia emitida ou recebida é denominada **fóton**.



Os elétrons orbitam em determinadas regiões ao redor do núcleo, chamadas de níveis de energia.

núcleo com prótons e nêutrons

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

► Ciências da Natureza

O estudo sobre fótons pode ser aprofundado no **Capítulo 22** do livro de **Física** desta coleção.

Bohr propôs uma explicação para a emissão de luz do átomo de hidrogênio, e esse processo – que também ocorre em átomos de outros elementos químicos – pode ser visualizado quando fornecemos energia térmica para uma substância e observamos a emissão de luz colorida visível. Esse experimento é denominado **teste de chama** e pode ser utilizado na identificação de elementos químicos constituintes de substâncias químicas.

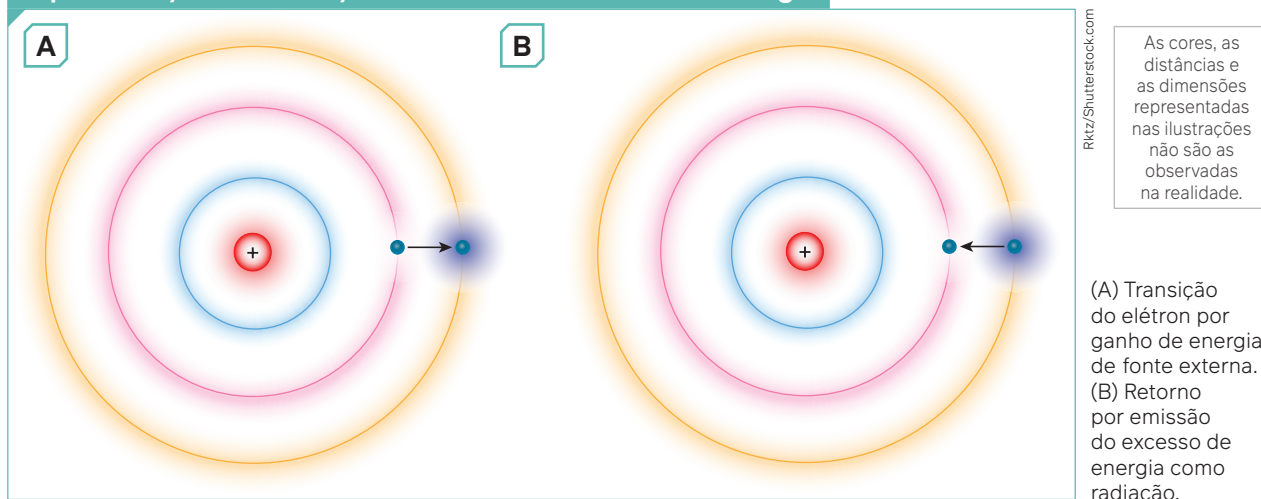
Teste de chama. Queima de sais dos elementos químicos, da esquerda para a direita: bário (verde pálido), estrôncio (vermelho), lítio (laranja), sódio (amarelo), cobre (verde) e potássio (lilás).



SPL/Fotoarena

As órbitas permitidas para os elétrons no modelo de Bohr são denominadas **níveis de energia**. Quando é fornecida uma quantidade de energia para um átomo, como quando aquecemos um corpo, de acordo com o modelo de Bohr, um elétron pode receber energia na forma de fóton. Quando isso acontece, o elétron transita do nível em que está para um nível mais alto de energia, desde que a energia do fóton seja igual à diferença de energia entre os níveis de energia inicial e final. Ao atingir um nível superior de energia, também chamado de estado excitado, o elétron assume uma posição menos estável, emitindo um fóton para retornar ao nível inferior e mais estável. Ao retornar para a sua órbita original, de menor valor de energia, a energia liberada na forma de fóton corresponde a uma determinada frequência de onda. Parte da quantidade de energia emitida aparece como luz visível.

Representação da transição do elétron entre níveis de energia

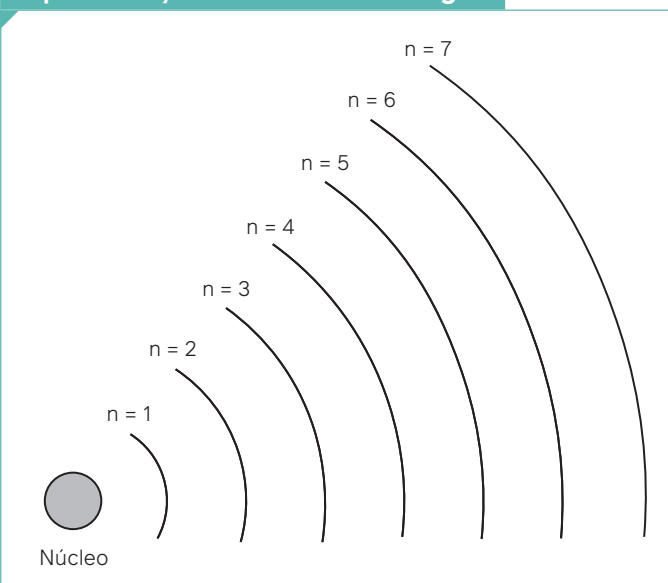


A proposta de modelo atômico de Bohr era consideravelmente distinta das apresentadas anteriormente, pois passou a utilizar os conceitos da Física Quântica, enquanto as outras utilizavam apenas os conceitos da Física Clássica. A proposição de que o elétron absorve e emite apenas quantidades definidas de energia altera radicalmente a percepção sobre a natureza da matéria. Assim, a limitação do modelo de Rutherford sobre o movimento dos elétrons pode ser resolvida pela teoria dos níveis de energia, concebida por Bohr.

Com base no modelo de Bohr, se desenvolve a teoria de que os elétrons estão distribuídos em níveis de energia na eletrosfera. Cada um desses níveis, sete ao todo, comporta um número máximo de elétrons, conforme representado na imagem. Os níveis mais internos contêm elétrons de energia mais baixa, os elétrons mais afastados são mais energéticos e menos atraídos pelo núcleo e são conhecidos como **elétrons de valência**.

Os níveis de energia também são chamados de níveis eletrônicos, ou camadas eletrônicas. Cada nível comporta uma determinada quantidade de elétrons.

Representação dos níveis de energia



Saiba mais

Física Clássica × Física Quântica

Na Física Clássica, estuda-se o movimento dos objetos no espaço e as causas desse movimento. Esses estudos estão fundamentados nas três leis de Newton: lei da inércia, lei da força e aceleração e lei da ação e reação. As grandezas fundamentais são: posição, velocidade, aceleração, energia, trabalho e força.

Já a Física Quântica foi desenvolvida para compreender os movimentos de estruturas com dimensões atômicas – moléculas, átomos, elétrons, prótons etc. –, embora também seja utilizada para explicar fenômenos macroscópicos, como a supercondutividade de materiais. Ela está fundamentada na quantização da energia, ou seja, a energia é emitida ou absorvida em quantidades determinadas, na forma de pacotes de energia (*quanta*), e não de forma contínua, como postulado pela Física Clássica.

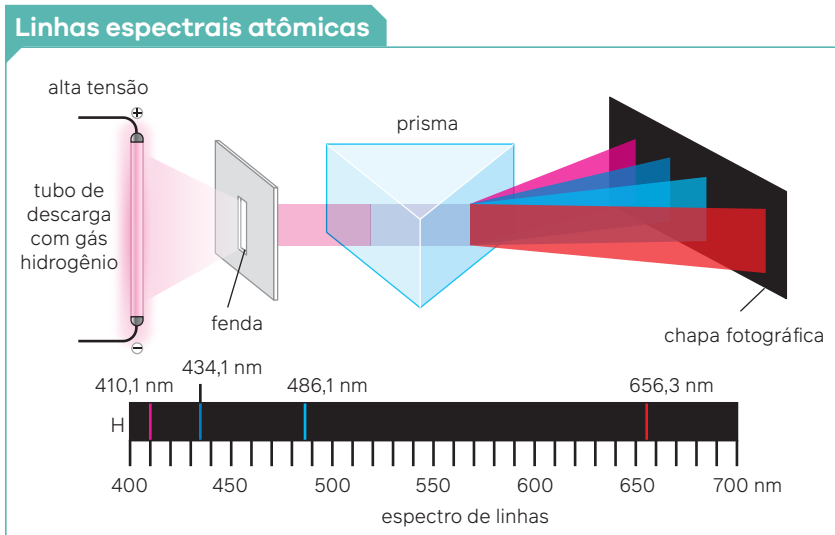
Os espectros atômicos

O teste da chama fornece evidências de que cada substância emite luz em determinada frequência. A cor que predomina nesse teste é característica de átomos de um dos elementos químicos que compõem a substância analisada. É possível decompor a luz emitida e observar que, na realidade, mais de uma frequência de ondas eletromagnéticas é emitida na queima de cada substância. Esse conjunto de frequências, característico de cada elemento químico, tal como uma impressão digital, é denominado **espectro de emissão**.

A observação de linhas espectrais definidas – linhas brilhantes do espectro – provém de uma transição do elétron entre dois níveis de energia permitidos, isto é, uma mudança de estado energético. A linha vermelha que aparece no espectro do átomo do hidrogênio, conforme a imagem a seguir, é decorrente da emissão de luz no comprimento de onda relativo a essa cor. A cor da luz depende da frequência e do comprimento de onda. O comprimento de onda, por sua vez, pode ser calculado com base no valor da frequência da radiação, obtido pela quantidade de energia absorvida pelo elétron.

► Ciências da Natureza

O estudo sobre ondas eletromagnéticas pode ser aprofundado no **Capítulo 16** do livro de **Física** desta coleção.



Reinaldo Vignati

A luz emitida pelo tubo de descarga de hidrogênio atravessa a fenda e o prisma e é decomposta no espectro de emissão (ou linhas).

O espectro de emissão do átomo de um elemento químico é passível de ser observado quando se fornece energia para os átomos. Caso o átomo receba energia suficiente, seus elétrons deixam o estado fundamental – o de menor energia – e adquirem um estado excitado, de maior energia. Quando os elétrons desse átomo voltam ao seu estado fundamental, a onda eletromagnética é emitida em uma frequência característica. Essa emissão de luz pode ser observada, por exemplo, nas imagens de abertura deste capítulo, por meio do fenômeno de **luminescência**.

Quando estão sob a luz visível, os átomos dos elementos químicos que compõem as tintas utilizadas nas maquiagens neon das imagens da abertura deste capítulo apresentam uma coloração característica; entretanto, quando submetidos à luz ultravioleta, a energia é absorvida pelos átomos, promovendo a transição dos elétrons para camadas diferentes das atingidas com a energia fornecida pela luz visível. Assim, quando retornam ao estado fundamental, os elétrons liberam a energia absorvida, por exemplo, na forma de luz. Por esse motivo, é possível observar a luminescência das maquiagens neon.

Após a publicação dos postulados de Bohr, estudos sobre a estrutura da matéria continuaram a ser realizados, o que permitiu a elaboração de modelos atômicos mais complexos, que fornecem uma compreensão mais profunda da interação entre elétrons e núcleos atômicos. O estudo desses modelos não será abordado nesta obra.

Atividades propostas



1. Leia a tirinha a seguir e depois responda às questões.



Mauro Salgado

- a) No que consiste o humor da tirinha?
 - b) Se você fosse responder à atividade indicada na tirinha, como seria seu desenho? Explique.
 - c) Para evitar o tipo de resposta fornecida pela estudante, de que outra maneira o professor poderia ter elaborado essa questão?
2. Em qual continente se produziram os principais conhecimentos científicos estudados neste capítulo?
 3. Como o modelo de Bohr explicou a limitação do modelo de Rutherford relacionada ao movimento espiral dos elétrons para dentro do núcleo?

Comece com você!

4. Faça uma pesquisa sobre a evolução e o papel da iluminação pública e privada no Brasil, levando em consideração os seguintes aspectos:
 - os tipos de lâmpada que existiram e como elas evoluíram;
 - as vantagens trazidas em cada etapa dessa evolução;
 - os componentes químicos envolvidos na fabricação dos equipamentos.
5. Apesar de as lâmpadas possuírem componentes químicos diferentes, a luz emitida por elas pode ser explicada pelo mesmo fenômeno. Indique qual modelo

atômico explica o fenômeno responsável pela emissão de luz nas lâmpadas. Justifique sua resposta.

Agora, vamos compartilhar!

6. Agora que você já conhece os aspectos técnicos relacionados às lâmpadas, forme dupla com um colega e, juntos, comparem e compartilhem as informações encontradas por vocês para ampliar a compreensão sobre o tema. Depois respondam: Como essas tecnologias contribuíram para transformar a vida dos indivíduos, das famílias e da sociedade como um todo? Para responder a essa questão, considere os seguintes aspectos:
 - os diferentes tipos de lâmpada e os modos de vida das sociedades;
 - as preocupações associadas a cada tecnologia.

Todos juntos aprendemos mais!

7. Reúna-se com os demais estudantes da turma e organizem uma linha do tempo coletiva, agrupando todas as informações identificadas por vocês. Analisem as informações e discutam as questões a seguir.
 - a) De que maneira elas se complementam?
 - b) Que perspectivas vocês projetam para o futuro em relação à demanda de energia elétrica?

Recapitule



Neste capítulo, estudamos a Ciência como um empreendimento humano e o conhecimento científico como provisório e influenciado pela cultura e pela história. Os modelos científicos são construções humanas criadas para facilitar o entendimento do objeto de estudo. Assim, ao longo da história, filósofos e cientistas propuseram ideias e modelos atômicos que explicassem a natureza da matéria. Conforme os cientistas acumulam novas evidências por meio de observações, experimentos e pesquisas, surgem novas oportunidades de revisar e aprimorar conhecimentos já existentes ou até mesmo criar outras teorias que elucidam questões anteriormente não explicadas, não consideradas ou mesmo desconhecidas. Essa busca constante por uma compreensão mais precisa da realidade implica uma Ciência que está permanentemente aberta a adaptações e revisões à medida que novas descobertas são feitas.

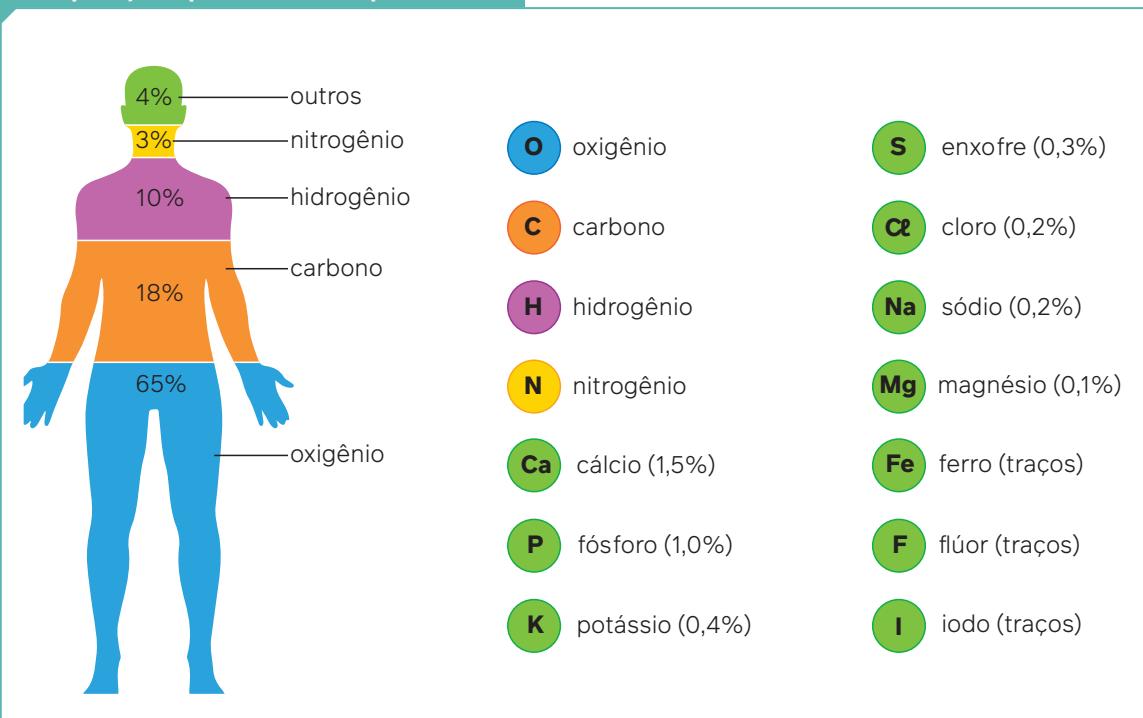
- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da questão a seguir: Como a compreensão dos modelos atômicos pode contribuir para a interpretação de fenômenos naturais e para o desenvolvimento de novas tecnologias?

Agora, para sintetizar as ideias do estudo do capítulo, siga os passos:

1. Reflita sobre como seu entendimento dos tópicos deste capítulo mudou com base no que foi visto, discutido e debatido.
2. Com base na sua reflexão e no contexto dos tópicos que foram trabalhados neste capítulo, complete as seguintes frases em seu caderno:
 - a) Antes eu pensava...
 - b) Agora eu penso...
3. Compartilhe seus registros com a turma, complementando-os caso considere necessário, e/ou questionando alguma ideia que não compreendeu.

Tabela periódica

Composição química do corpo humano



Reinaldo Vignati

Fonte: URRY, L. A. et al. *Campbell biology*. 12th. ed. New York: Pearson, 2020.

O corpo humano é composto de 21 elementos químicos que, combinados, formam moléculas de proteínas, lipídios e carboidratos, constituintes fundamentais dos tecidos do corpo. Outros elementos químicos presentes em quantidades menores desempenham papéis importantes no funcionamento do corpo humano, como na formação de ossos, músculos, sangue e tecidos.



▶ Ciências da Natureza

O estudo sobre a composição química do corpo humano pode ser aprofundado no **Capítulo 2** do livro de **Biologia** desta coleção.

▼ Para refletir

1. Quais dos elementos químicos indicados na imagem você já conhecia? Quais deles você já sabia que fazem parte da composição do corpo humano?
2. É possível identificar os elementos químicos que compõem o corpo humano a partir de seus símbolos. Quais outras informações poderiam ser utilizadas para identificá-los?
3. Os elementos químicos conhecidos podem ser organizados de diversas formas e, atualmente, o arranjo mais utilizado é a tabela periódica. Você a conhece? Você sabe qual é a função da organização dos elementos nela?

Objetivos do capítulo

- Reconhecer a importância do contexto histórico para a classificação dos elementos químicos.
- Compreender, como uma construção coletiva, a organização dos elementos químicos que culminou na tabela periódica atual.
- Identificar grupos e períodos na tabela periódica.
- Conhecer as principais propriedades periódicas dos elementos químicos e relacioná-las com a posição deles na tabela periódica.

Elementos químicos

A concepção de elemento químico evoluiu ao longo da história, desde a Antiguidade até o século XX. Como vimos no capítulo anterior, atualmente se denomina **elemento químico** o conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z). Ele é representado por um símbolo, constituído de uma ou duas letras, retiradas da sua denominação latina (ou de sua denominação greco-latina). A primeira letra do símbolo é maiúscula, e a segunda, quando presente, é minúscula. Veja o quadro a seguir com alguns exemplos de nomenclaturas.

Nomenclatura dos elementos químicos		
Nome em latim	Nome em português	Símbolo
<i>Argentum</i>	Prata	Ag
<i>Kalium</i>	Potássio	K
<i>Sulphur</i>	Enxofre	S
<i>Cuprum</i>	Cobre	Cu

Fonte: CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw-Hill Education, 2022.

Atualmente, são conhecidos 118 elementos químicos, que formam milhões de substâncias. Aqueles com número atômico de 1 a 92 são encontrados na superfície da Terra, com exceção do tecnécio, que é um elemento químico artificial, enquanto aqueles com número atômico de 93 a 118 foram sintetizados em laboratório. Os elementos químicos foram descobertos, ao longo da história, de forma gradual. Em 1789, Lavoisier publicou uma lista de 33 substâncias simples, das quais reconhecemos hoje 23 como sendo de natureza elementar. O número de elementos químicos conhecidos já havia crescido para 60 em 1849. De 1850 até 1899, foram descobertos mais 23 elementos, totalizando 83. Entre 1900 e 1949, esse número aumentou para 96 e, na segunda metade do século passado, foram descobertos outros 15, totalizando 111 elementos. Até hoje, a maior parte das descobertas ocorreu durante o século XIX, especialmente após os estudos sobre eletricidade e sua aplicação na obtenção de substâncias simples (aquelas constituídas por átomos de um elemento químico). Essas descobertas, incluindo as dos elementos produzidos em laboratório, continuaram a acontecer e, atualmente, sabe-se da existência de 118 elementos químicos. Assim sendo, o contínuo investimento no desenvolvimento da Ciência pode levar à descoberta ou à síntese de novos elementos.

Quando se trata da descoberta dos elementos químicos, em geral, associamos esta conquista a cientistas do gênero masculino, no entanto, muitas mulheres foram essenciais nesse processo, como apresentado no infográfico da página seguinte.



Podcast
Elementos
químicos e seu
ciclo de vida

Saiba mais

Saturnismo

O saturnismo é uma doença caracterizada pela intoxicação crônica ou aguda por chumbo. Esse elemento químico não desempenha nenhum papel no organismo, porém os íons de Pb^{2+} podem substituir diversos outros íons metálicos como Ca^{2+} e Zn^{2+} , que desempenham papéis importantes na atividade metabólica, causando perda de memória, anemia, dores abdominais, entre outros. Além disso, o chumbo é um elemento cumulativo no organismo, ou seja, ele não é excretado, permanecendo no corpo da pessoa.

O chumbo, durante muitos anos, fez parte da composição de diversos pigmentos, causando intoxicação de diversos artistas, dentre eles o brasileiro Cândido Portinari, que, ao ser diagnosticado com a doença, foi proibido de pintar utilizando pigmentos em que a concentração de chumbo era alta, como os de cor amarela e branca.



Reprodução da obra *O Lavrador de café*, de Cândido Portinari.

Projeto Cândido Portinari/Direito de reprodução, gentilmente
cedido por João Cândido Portinari

MULHERES NA TABELA PERIÓDICA



Codescobridora dos elementos polônio (Po) e rádio (Ra). O elemento cúrio (Cm) recebeu essa denominação em homenagem ao casal Curie (Marie e Pierre).

Marie Curie



É descobridora do elemento rênio (Re) e fez reivindicação não comprovada sobre a descoberta do tecnécio (Tc).

Ida Noddack



Ajudou a descoberta dos elementos seabórgio (Sg), livermório (Lv) e oganesônio (Og).

Darleane Hoffman



Contribuiu para a descoberta do astato (At), identificando um dos isótopos naturais.

Yvette Cauchois



Quando trabalhava com Ernest Rutherford identificou um gás radioativo que trabalhos posteriores confirmaram ser o radônio (Rn).

Harriet Brooks



Fez parte da equipe que descobriu e confirmou os elementos 113 a 118 (Nh, Fl, Mc, Lv, Ts, Og) da tabela periódica.

Dawn Shaughnessy



Fez parte da equipe que descobriu o tenesso (Ts). Primeira mulher afro-americana a estar envolvida na descoberta de um elemento químico.

Clarice Phelps



Descobridora do frâncio (Fr). Elemento descoberto apenas por uma mulher.

Lise Meitner



Codescobridora do elemento protactínio (Pa). O elemento meitnério (Mt) foi batizado em homenagem a ela.



Marguerite Perey

Fonte: CONSELHO FEDERAL DE QUÍMICA. *Cientistas mulheres tiveram papel fundamental na descoberta de elementos químicos*. Brasília, DF: Sistema CFQ/CRQs, c2024. Disponível em: <https://cfq.org.br/noticia/cientistas-mulheres-tiveram-papel-fundamentalna-descoberta-de-elementos-quimicos/>. Acesso em: 23 maio 2024.

Massa atômica

No capítulo anterior, vimos que a maioria dos elementos químicos é encontrada na natureza como misturas de isótopos. A massa dos átomos em grama é um valor muito pequeno, por isso, ela pode ser expressa em unidade de **massa atômica unificada (u)**, em que 1 u, equivale a $1,66054 \cdot 10^{-24}$ g. Tomando como exemplo o cloro (Cl), uma amostra natural apresenta alguns átomos com massa 34,969 u, enquanto outros têm massa de 36,966 u. A **massa atômica** do elemento químico é a massa média de uma amostra representativa de átomos daquele elemento, ou seja, para determinar a massa atômica média de um elemento, multiplica-se a massa de cada isótopo por sua abundância e divide-se por 100. No caso do cloro, temos:

$$\text{massa atômica (Cl)} = \frac{(34,969 \text{ u} \cdot 75,76) + (36,966 \text{ u} \cdot 24,24)}{100} = 35,45 \text{ u}$$

O valor de 35,45 u representa, portanto, a **média ponderada da massa atômica** dos diferentes isótopos do cloro.


Íons

Os átomos são eletricamente neutros, isso significa que apresentam número de prótons igual ao número de elétrons, porém, existem situações em que o número de elétrons dos átomos pode ser alterado. Exemplo disso é o estabelecimento de ligações entre átomos ou a retirada de elétrons por incidência de radiação – quando isso ocorre, ele deixa de ser eletricamente neutro, pois o número de cargas positivas e de cargas negativas passa a ser diferente.

Como exemplo, vamos representar as subpartículas eletricamente carregadas de átomos (neutros) e de espécies químicas com carga elétrica de cálcio (Ca; Z = 20) e cloro (Cl; Z = 17). Para isso, utilizaremos esferas azuis para representar os elétrons e, para os prótons, esferas vermelhas. Lembrando que esses esquemas estão em dimensões fora de escala e em cores-fantasia.

1ª situação: Ca – átomo neutro

Número de prótons:  = 20 (20 cargas positivas).

Número de elétrons:  = 20 (20 cargas negativas).

Somando as cargas do átomo de cálcio, temos: $+20 + (-20) = 0$.


Oraclic Art

Se o átomo de cálcio, por algum motivo, tivesse dois de seus elétrons subtraídos, o átomo ainda seria eletricamente neutro?

Para responder a essa questão, vamos representar as subpartículas do cálcio depois dessa mudança.

2ª situação: Ca – com dois elétrons a menos

Número de prótons:  = 20 (20 cargas positivas).

Número de elétrons:  = 18 (18 cargas negativas).

Somando as cargas do átomo de cálcio, temos: $+20 + (-18) = +2$.

Oraclic Art

Ao comparar a carga total dos átomos de cálcio na 1ª e na 2ª situação, observamos que, na 2ª situação, o átomo não é eletricamente neutro e apresenta carga total positiva porque a quantidade de prótons é maior do que a de elétrons. Dizemos, então, que o átomo de cálcio se transformou em um **íon**, ou seja, um átomo eletricamente carregado, em decorrência de ter número de prótons diferente do número de elétrons.


No caso do átomo de cálcio, ele perdeu dois elétrons e se transformou em um íon cuja carga é 2+. Essa transformação é representada pela equação química a seguir.



Como os íons apresentam carga elétrica, podem ter carga positiva ou negativa. Vejamos o caso do átomo de cloro (neutro) e do íon Cl^{-} .

1ª situação: Cl – átomo neutro

Número de prótons:  = 17 (17 cargas positivas).

Número de elétrons:  = 17 (17 cargas negativas).

Somando as cargas do átomo de cloro, temos: $+17 + (-17) = 0$.

Oraclic Art

O átomo de cloro pode passar por uma transformação em que fique com 18 elétrons, sendo assim, temos a situação a seguir.

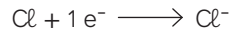
2ª situação: Cl – com um elétron a mais

Número de prótons: $17 \times (+) = 17$ (17 cargas positivas).

Número de elétrons: $18 \times (-) = 18$ (18 cargas negativas).

Somando as cargas do íon de cloro, temos: $+17 + (-18) = -1$.

O átomo de cloro que, na primeira situação, era eletricamente neutro, teve seu número de elétrons alterado e passa a ser um íon, com carga total igual a 1-. Podemos representar essa transformação pela equação química a seguir.



Os íons de carga positiva, como o Ca^{2+} , são chamados de **cátions**, e os íons de carga negativa, como o Cl^- , são chamados de **ânions**. A quantidade de cargas de um íon, sendo ele cátion ou ânion, pode ser identificada por meio da denominação a seguir.

Cargas elétricas de íons			
Íon	Módulo da carga elétrica	Exemplos de cátions	Exemplos de ânions
Monovalente	1	Na^+ ; Ag^+ ; Li^+	Br^- ; Cl^- ; F^-
Bivalente	2	Ca^{2+} ; Fe^{2+} ; Mg^{2+}	O^{2-} ; S^{2-}
Trivalente	3	Al^{3+} ; Fe^{3+}	N^{3-} ; P^{3-}

Ciência por fora



Química dos smartphones: os elementos químicos por trás da tecnologia

Nesta atividade, você conhecerá os elementos químicos que compõem os *smartphones*, e também irá problematizar os impactos na vida social dos indivíduos e no ambiente causados pela produção e pelo descarte desses dispositivos eletrônicos. Para realizar a atividade, a turma deve se dividir em grupos e seguir as etapas.

Etapa 1 - Problematizando a manchete

“Parem de trocar de celular”, dizem os cientistas atuais

A utilização de elementos químicos na fabricação de celulares pode extinguir os recursos naturais do planeta Terra

1. Leiam o exemplo de manchete apresentado, que poderia estar em uma revista, e discutam entre si os seguintes tópicos:
 - a) uma certeza sobre o tema;
 - b) uma dúvida sobre o tema;
 - c) uma informação que vocês gostariam de saber sobre o tema.
2. Registrem, em seus cadernos, as informações levantadas na discussão.

Etapa 2 - Ampliando a manchete

3. Cada grupo ficará responsável por um dos seguintes temas relacionados com a informação da manchete, a ser combinado com o professor:

- extração de minerais;
- descarte eletrônico;
- consumo energético elevado;
- demanda crescente por dispositivos eletrônicos;
- questões sociais.

Pesquisem sobre o tema indicado pelo professor, levantando dados e informações que possam ser utilizados para a construção de argumentos que justifiquem, apoiem e conduzam a um conhecimento básico na direção do que é proposto pela manchete.

- Escolham uma forma de apresentação que o grupo considere mais interessante para expor como o tema endossa o argumento apresentado pela manchete. As apresentações podem ser na forma de *slides*, simulação de telejornal, cartaz etc.
 - Montem a apresentação e certifiquem-se de que todos os integrantes do grupo estejam preparados para realizá-la. Se julgarem necessário, treinem antes do dia oficial da apresentação.
 - Os grupos que não estiverem apresentando ficarão responsáveis pela elaboração de perguntas, uma por grupo, a serem respondidas pelo grupo que está apresentando, além da produção de uma síntese do conteúdo apresentado. A síntese elaborada será utilizada na **etapa 3**.

Etapa 3 - Produzindo a reportagem

Vocês deverão escrever uma reportagem em que a manchete e a linha fina sejam aquelas apresentadas na **etapa 1**. Cada grupo utilizará suas apresentações e as sínteses que foram elaboradas no **item b da etapa 2** para a produção do texto jornalístico que, ao final, irá conter os cinco temas apresentados. Se julgarem necessário, aprofundem seus conhecimentos realizando pesquisas em fontes confiáveis.

Seguem algumas orientações sobre esse gênero textual jornalístico.

- a reportagem deve apresentar linguagem clara, objetiva e direta;
- deve ser escrita conforme a norma-padrão da língua portuguesa;
- pode conter fotos ou ilustrações que ajudem na compreensão do tema;
- pode trazer discursos (entrevistas) de outras pessoas além do repórter (no caso, você e o grupo).

Etapa 4 - Trocando ideias



Em uma roda de conversa, compartilhem com a turma se as certezas que vocês tinham sobre o tema foram modificadas ou não, se as dúvidas elencadas inicialmente foram sanadas e se as informações que vocês gostariam de saber foram exploradas durante a atividade.

Atividades propostas



- Formem duplas e leiam o texto “O conceito de elemento da Antiguidade à Modernidade”, de Maria da Conceição Marinho Okí, a partir da página 22 (disponível em: http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc16/v16_A06.pdf; acesso em: 20 maio 2024). Elaborem um esquema com as ideias centrais de cada tópico (destacadas em vermelho, dentro de boxes, no texto), mostrando como o conceito de elemento químico evoluiu ao longo da história.
- Ainda que sejam conhecidos 118 elementos químicos, apenas nove mulheres tiveram reconhecimento nesses processos de produção de conhecimento. Se fizermos um recorte de gênero sobre a participação das mulheres na pesquisa científica, de cada 10 pesquisadores no mundo, apenas 3 são mulheres. Por trás dessa desigualdade, há um padrão social e cultural que historicamente associou as Ciências Exatas ao sexo masculino. Quais fatores você acha que contribuem, atualmente, para que ainda tenhamos menos mulheres do que homens na Ciência?
- Entre as mulheres que participaram da descoberta dos elementos químicos, somente uma é negra, Clarice Phelps (1981-). Essa baixa representatividade também se repete no Brasil quando o foco é a mulher negra e sua participação na produção da Ciência. Faça uma breve pesquisa, em *sites* confiáveis, sobre a política de cotas raciais no Brasil e utilize as informações coletadas para escrever um texto sobre o papel dessas políticas na promoção da equidade racial e da diversidade na pesquisa científica.
- Por que não é possível utilizar o modelo atômico de Dalton para explicar a formação dos íons? Justifique.

Tabela periódica: das primeiras tentativas à organização atual

A classificação dos elementos químicos vem sendo discutida há muito tempo – provavelmente há mais de 200 anos. Nos anos posteriores à década de 1860, o número de elementos químicos conhecidos aumentou consideravelmente devido a estudos feitos com novas técnicas laboratoriais. Com isso, os métodos que estavam sendo usados para classificar as substâncias simples (ou elementares) não abrangiam os novos elementos.

Como apresentado no quadro a seguir, diversos cientistas trabalharam durante grande parte do século XIX para encontrar um princípio organizador que abrangesse todos os elementos químicos conhecidos e que pudesse ser considerado uma lei da natureza. Eles propuseram formas de organizar os elementos químicos buscando ordenar e agrupar peculiaridades, afinidades e reatividades dos elementos conhecidos.

Algumas propostas de organização dos elementos químicos		
Ano	Proposta	Cientista
1829	Lei das tríades: os elementos químicos foram agrupados em trios conforme seus pesos atômicos (experimentalmente determinadas) e semelhança de suas propriedades. Para organizar a tríade, considerava-se a média aritmética das massas de dois elementos, o primeiro e o terceiro; o valor da média equivalia à massa do elemento químico que ocuparia a posição central na tríade.	Químico alemão Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849)
1862	Parafuso telúrico: os elementos químicos foram organizados em ordem crescente de peso atômico em uma espiral, alinhando verticalmente os elementos com propriedades semelhantes.	Geólogo francês Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois (1820-1886)
1864	Leis das oitavas: os elementos foram organizados em ordem crescente de peso atômico de modo que, a cada oito elementos, observava-se a repetição de propriedades semelhantes, estabelecendo, assim, uma relação periódica.	Químico inglês John Alexander Reina Newlands (1837-1898)
1869	Primeira versão da tabela periódica: os elementos químicos foram ordenados pelo peso atômico e agrupados por suas propriedades físicas e químicas. O cientista também previu a existência de elementos ainda não conhecidos, deixando espaços vazios na tabela.	Químico russo Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907)
1870	Versão de tabela periódica elaborada em 1868 e publicada em 1870: de acordo com Meyer, sua tabela é essencialmente idêntica à publicada por Mendeleev em 1869. Os elementos químicos também foram organizados de acordo com o peso atômico e agrupados por suas propriedades químicas e físicas.	Químico alemão Julius Lothar Meyer (1830-1895)
1913	Tabela periódica com elementos químicos organizados por número atômico: os elementos foram organizados em ordem crescente de número atômico. Esse critério resolveu algumas inconsistências da tabela proposta por Mendeleev, como a inversão da ordem de alguns elementos químicos.	Físico inglês Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915)

Se liga

Nas primeiras tentativas de organização dos elementos químicos, os cientistas usavam o termo **peso atômico** em vez de **massa atômica**, porque o conceito atual de massa atômica está relacionado com o cálculo experimental que considera o número de prótons e nêutrons dos isótopos atômicos, partículas descobertas somente no início do século XX.

A tabela de Mendeleev e a lei periódica

No século XIX, quando Mendeleev propôs sua organização da tabela, havia muitos estudos sobre a matéria que se concentravam na relação entre as propriedades das substâncias e os pesos atômicos. Nesse contexto, muitos conceitos químicos atuais, como os de átomo e molécula, ainda estavam em fase de construção, e havia muitas controvérsias entre os químicos. Muitos deles, incluindo Mendeleev, tinham dificuldades de aceitar a teoria atômica proposta por Dalton no início do século XIX.

Um evento muito importante na história da Química, que foi essencial para a resolução de algumas dessas controvérsias, foi o primeiro Congresso Internacional de Química, que aconteceu em 1860, na cidade de Karlsruhe, na Alemanha. Foram convidados para o congresso 140 químicos de diversos países, todos reconhecidamente muito competentes. Meyer e Mendeleev participaram do evento e receberam uma cópia do artigo do químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910), que propunha uma revisão para os pesos atômicos com base na hipótese do físico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) de que, nas mesmas condições de temperatura e pressão, todos os gases apresentam o mesmo número de partículas.

Até então, os químicos frequentemente usavam o conceito de **peso equivalente** para determinar a quantidade de massa de um elemento, valor obtido por meio da verificação da quantidade de metal que reagia com uma quantidade fixa de ácido. Posteriormente, o termo peso equivalente foi modificado de modo a envolver a quantidade do elemento químico que reage com uma quantidade fixa de oxigênio. Foi durante o congresso de 1860 que se começou a estabelecer uma distinção mais clara entre peso equivalente e peso atômico, e se pôde chegar a uma relação entre eles: o peso atômico era igual ao peso equivalente multiplicado pela valência. Por exemplo, no caso do oxigênio, que tem peso equivalente 8 e valência 2, ao multiplicar o peso equivalente pela valência, obtém-se o peso atômico 16, comparável com o valor de massa atômica atual.

Em 1869, cerca de dez anos após o congresso, Mendeleev publicou, com base nos valores revisados de peso atômico, a primeira versão da tabela periódica, em que os elementos químicos foram organizados em ordem crescente de peso atômico e de forma que suas propriedades físicas e químicas variavam de forma regular e periódica ao longo da tabela. Vale destacar que ele fez isso durante a escrita de um livro didático de Química. Dessa forma, o químico russo propôs a **lei periódica**, enunciada: “As propriedades dos elementos são funções periódicas do peso atômico”. Mas o que significa dizer que algo varia periodicamente? Quando citamos periodicidade, nos referimos a algo que acontece com certa frequência, ou seja, após um determinado período. No dia a dia, costumamos relacionar esse período a um intervalo de tempo. Por exemplo, se algo acontece toda quinta-feira e hoje é sexta-feira, sabemos que, em seis dias, esse evento acontecerá novamente.

Considerando isso, Mendeleev agrupou os elementos químicos em linhas horizontais, sendo que os elementos da mesma linha apresentavam propriedades semelhantes, além de serem observadas relações verticais e diagonais entre eles. Sua crença na lei periódica o fez deixar espaços vazios em sua tabela, para que elementos químicos ainda não descobertos pudessem ser inseridos nesses espaços. Além disso, ele fez previsões detalhadas sobre as propriedades que esses elementos teriam.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
		Ni =	Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
H = 1			Zn = 65,2	Cd = 112	
	Be = 9,4	Mg = 24	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	B = 11	Al = 27,4	? = 70	Sn = 118	
	C = 12	Si = 28	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	N = 14	P = 31	Se = 79,4	Te = 128?	
	O = 16	S = 32	Br = 80	J = 127	
	F = 19	Cl = 35,5	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
Li = 7	Na = 23	K = 39	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		Ca = 40	? = 45	Ce = 92	
		? = 45	?Er = 56	La = 94	
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Science History Images/Alamy/Photoarena

Fonte: MENDELEJEFF, D. Ueber die Beziehungen der Eigenschaften zu den Atomgewichten der Elemente. *Zeitschrift für Chemie*, [s. l.], v. 12, p. 405-406, 1869. Tradução para o inglês: Carmen Giunta. Disponível em: <https://web.lemoyne.edu/giunta/ea/MENDELEEVann.HTML>. Acesso em: 20 maio 2024.

Versão da tabela dos elementos químicos proposta por Mendeleev, publicada em 1869.

Um dos elementos químicos previstos em 1869 por Mendeleev foi o *eka*-alumínio, que, entre outras propriedades, teria peso atômico 68, densidade 5,9 g/cm³, baixa temperatura de fusão, boa solubilidade em ácidos e, provavelmente, seria descoberto por meio de análise espectroscópica. Em 1875, o químico francês Paul-Émile Lecoq de Boisbaudran (1838-1912) de fato descobriu, por meio de análise espectroscópica, um elemento com características muito semelhantes ao *eka*-alumínio de Mendeleev, com peso atômico 69,9, densidade 5,94 g/cm³, temperatura



Pavel Sapozhnikov/Shutterstock.com

de fusão 30,15 °C e solúvel em ácido. Esse elemento é conhecido como gálio (Ga), porém, nem todas as previsões do cientista se concretizaram, como os elementos x e y, que seriam mais leves que o hidrogênio e que, até a atualidade, não foram encontrados. Além disso, Mendeleev não tinha como prever a existência dos gases nobres e, quando os primeiros destes foram descobertos, na década de 1890, a primeira reação do químico russo foi alegar que essas substâncias não poderiam ser consideradas elementos químicos. Posteriormente, ele mudou de ideia, e a tabela periódica foi modificada para incluir o grupo dos gases nobres.

Monumento em homenagem a Mendeleev na praça de São Petersburgo, na Rússia, 2018.

Além de publicar a tabela, Mendeleev apresentou oito conclusões que derivam da organização proposta:

[...]

1. Os elementos, quando ordenados de acordo com seus pesos atômicos, exibem propriedades periódicas;
2. Elementos quimicamente análogos possuem pesos atômicos semelhantes (Pt, Ir, Os) ou pesos que aumentam em incrementos iguais (K, Rb, Cs);
3. O arranjo de acordo com o peso atômico corresponde à valência do elemento, e em certa medida à diferença de comportamento químico, por exemplo, Li, Be, B, C, N, O, F.
4. Os elementos mais amplamente distribuídos na natureza apresentam pesos atômicos de valores pequenos, e todos eles são marcados pela distinção de seu comportamento. Eles são, portanto, os elementos representativos; e assim, o elemento mais leve, H, é certamente escolhido como o mais representativo.
5. A magnitude do peso atômico determina as propriedades do elemento. Desta forma, no estudo de compostos, além das quantidades, propriedades e comportamentos recíprocos dos elementos, o peso atômico também deve ser considerado.
6. É possível prever a descoberta de muitos elementos novos, por exemplo, análogos ao Si e Al devem apresentar pesos atômicos entre 65 e 75.
7. Alguns pesos atômicos provavelmente exigirão correções, por exemplo, o telúrio não pode ter peso atômico de 128, mas sim entre 123 e 126.
8. A partir da tabela algumas novas analogias entre os elementos são reveladas, pois certas características dos elementos, podem ser previstas a partir de seus pesos atômicos. [...]

TARGINO, A. R. L.; BALDINATO, J. O. A Tabela Periódica de Mendeleev no Ensino de Química. In: SEMINÁRIO NACIONAL DE HISTÓRIA DA CIÊNCIA E DA TECNOLOGIA, 15., 2016, Florianópolis. *Anais* [...]. Florianópolis: SBHC, 2016. Disponível em: [https://www.15snhct.sbhc.org.br/resources/anais/12/1478773263_ARQUIVO_Targino_Baldinato_TextoCompleto_final_revisado\(1\).pdf](https://www.15snhct.sbhc.org.br/resources/anais/12/1478773263_ARQUIVO_Targino_Baldinato_TextoCompleto_final_revisado(1).pdf). Acesso em: 20 maio. 2024.

Desde a publicação da primeira versão da tabela periódica por Mendeleev, diversas outras versões foram propostas, principalmente porque surgiram novos conhecimentos a serem considerados, como a descoberta dos gases nobres e de variantes de um mesmo elemento químico, os isótopos.



1. Com base no que ocorreu no Congresso de Karlsruhe, responda aos itens a seguir.
 - a) Muitos químicos, incluindo Mendeleev, não aceitavam a teoria atômica proposta por Dalton. Isso tornava suas ideias menos válidas? Justifique sua resposta.
 - b) Na sua opinião, o que deve ser feito quando não há consenso entre os cientistas? De que forma a falta de consenso entre os cientistas pode impactar a Ciência?
 - c) Como a revisão dos pesos atômicos, proposta no Congresso de Karlsruhe, influenciou a proposição da lei periódica dos elementos?
2. Com base no que você estudou no tópico anterior e na figura da tabela dos elementos químicos, publicada em 1869 por Mendeleev, responda aos itens a seguir.
 - a) Qual foi o principal critério adotado por Mendeleev para a classificação dos elementos químicos?
 - b) Há exceções em relação ao critério adotado? Se houver, cite ao menos um exemplo.
 - c) A que se referem os pontos de interrogação na tabela de Mendeleev?
3. Forme um trio com dois colegas para discutir e responder às questões:
 - a) Qual é o papel da comunidade científica na proposta e na aceitação de uma teoria científica?
 - b) Qual é a importância de conhecer aspectos históricos do desenvolvimento da tabela periódica para compreender a produção da Ciência como empreendimento humano? Registrem suas considerações e conclusões em seus cadernos e compartilhem com a turma.



A contribuição de Moseley e a tabela periódica atual

No século XX, a partir da descoberta da radioatividade, surgiram novos modelos para explicar a estrutura dos átomos. Em 1913 e 1914, por meio dos estudos sobre espectros de raios X dos elementos químicos, Moseley e seus contemporâneos concluíram que determinar os números atômicos, relacionando-os ao número de cargas positivas nos núcleos dos átomos. Assim, como proposto por Moseley, o número atômico passou a ser a identidade de determinado átomo, o que levou a uma ressignificação do conceito de elemento químico, e possibilitou a organização da tabela periódica segundo um novo critério. Moseley e seus contemporâneos concluíram que as propriedades químicas e físicas das substâncias simples dos elementos eram melhor representadas na ordem de seus números atômicos, e não de suas massas atômicas.

Desse modo, a lei periódica química foi reformulada para: “as propriedades dos elementos são funções periódicas do número atômico”. Com a inclusão desse conceito, por volta de 1920, a tabela periódica passou a comportar os 92 elementos químicos naturais conhecidos. No início do século XX, alguns cientistas centraram esforços para produzir elementos químicos além do urânio, pois não foram encontrados elementos na natureza com o número atômico superior a 92. Então, em 1940, por meio da **radioquímica**, grupos de cientistas produziram e identificaram os elementos de número atômico 93 (netúnio) e 94 (plutônio).

Nessa época, a Segunda Guerra Mundial já havia sido iniciada, então, a identificação dos elementos químicos artificiais tinha se tornado um assunto sigiloso, envolvendo linguagens em código, o que levou à falta de comunicação entre os cientistas e à não reprodutibilidade de seus feitos. Havia um receio generalizado de que os conhecimentos científicos fossem utilizados para a produção e uso de bombas atômicas.

Nesse contexto, os cientistas observaram que os elementos químicos de números atômicos 93 e 94 não apresentavam comportamento semelhante ao do rênio (Re) e do ósmio (Os), conforme era esperado. Esse fato dificultou a identificação dos elementos de número atômico 95 e 96, levando o químico estadunidense Glenn Theodore Seaborg (1912-1999) a propor a hipótese de que os elementos de número atômico acima do actínio ($Z = 89$) formassem uma nova série semelhante aos lantanídeos. Assim, a última alteração considerável realizada na tabela periódica foi a inserção dessa série, culminando na organização atual. Isso permite que seja possível obter informações como número atômico, símbolo, nome do elemento químico, massa atômica, além de visualizar as tendências de algumas das propriedades periódicas.

GLOSSÁRIO

radioquímica:

campo da Química que estuda as propriedades e comportamentos de elementos químicos radioativos, bem como suas interações com outras substâncias.

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

18																	
2																	
10																	
17																	
16																	
15																	
14																	
13																	
12																	
11																	
10																	
9																	
8																	
7																	
6																	
5																	
4																	
3																	
2																	
1																	
18																	
103																	

18																	
2																	
10																	
17																	
16																	
15																	
14																	
13																	
12																	
11																	
10																	
9																	
8																	
7																	
6																	
5																	
4																	
3																	
2																	
1																	
18																	
103																	

18																	
2																	
10																	
17																	
16																	
15																	
14																	
13																	
12																	
11																	
10																	
9																	
8																	
7																	
6																	
5																	
4																	
3																	
2																	
1																	
18																	
103																	

14 — Número atômico
 Si — Símbolo
 Silício — Nome
 28,0855 — Massa atômica padrão
 # Valor único, se com asterisco

Zn - sólido Hg - líquido Ne - gás Cf - sintético

*Não é indicado nenhum valor de massa atômica para os elementos químicos cuja abundância isotópica característica em amostras naturais terrestres não é conhecida. Na tabela está indicado o estado físico da substância simples mais estável do elemento químico ou se este é um elemento sintético.

Fonte: TABELA periódica dos elementos. Sociedade Brasileira de Química, São Paulo, c2023. Disponível em: https://www.sbq.org.br/anexos/tabela%20periodica_SBQ-3.0_set2023.pdf. Acesso em: 26 jun. 2024.

A atual tabela periódica é formada por **7 períodos** (7 linhas horizontais) e **18 grupos ou famílias**, isto é, 18 colunas verticais. Os elementos químicos dos grupos 1, 2 e 13 a 18 são chamados de **representativos**, enquanto os dos grupos 3 a 12 são chamados de **elementos químicos de transição externa**, com exceção dos elementos das séries dos lantanídeos e actinídeos, chamados de **elementos químicos de transição interna**.

Alguns grupos também são conhecidos por denominações específicas, como apresentado a seguir. Cabe destacar que o hidrogênio (H), embora esteja na coluna do grupo 1, não é um metal alcalino; ele é o único elemento químico sem uma classificação de grupo.

Grupos de elementos químicos da tabela periódica	
Grupo 1: Grupo dos metais alcalinos (com exceção do hidrogênio)	Grupo 15: Grupo do nitrogênio
Grupo 2: Grupo dos metais alcalinoterrosos	Grupo 16: Grupo dos calcogênios
Grupo 13: Grupo do boro	Grupo 17: Grupo dos halogênios
Grupo 14: Grupo do carbono	Grupo 18: Grupo dos gases nobres (com exceção do elemento oganessônio)

O oganessônio foi sintetizado e caracterizado como um novo elemento em 2016. Trata-se de um elemento radioativo, que apresenta os maiores valores de número atômico e massa atômica da tabela periódica. Pouco se sabe sobre este elemento, pois apenas alguns átomos foram sintetizados. No entanto, estudos teóricos preveem que, se houvesse uma quantidade suficiente de átomos por um período prolongado, eles se organizariam no estado sólido em condições normais de temperatura e pressão.

Os períodos da tabela periódica indicam a quantidade de níveis de energia em que os elétrons de um átomo são distribuídos. Assim, os átomos dos elementos químicos que estão em um mesmo período apresentam o mesmo número de níveis eletrônicos. Por sua vez, as substâncias simples de elementos químicos de um mesmo grupo – principalmente os elementos químicos representativos – apresentam propriedades químicas e físicas semelhantes.

A localização dos elementos químicos na tabela periódica torna possível prever tendências das propriedades de um dado elemento químico pouco familiar. Isso é possível quando se leva em consideração as informações de seu grupo e de seu período. No quadro a seguir é apresentada a distribuição dos elétrons nos níveis de energia dos átomos de lítio (Li), sódio (Na) e magnésio (Mg).

Os elétrons são distribuídos em diferentes níveis e subníveis de energia. Essa distribuição permite compreender a lógica por trás da tabela periódica moderna e, graças a ela, é possível saber como serão as configurações dos elétrons no último subnível de energia e mais distante do núcleo, os chamados **elétrons de valência**. Vale destacar que as propriedades químicas e físicas dependem diretamente do número de elétrons de valência do átomo no estado fundamental.

Níveis eletrônicos de alguns elementos químicos da tabela periódica				
Elemento químico	Número atômico	n = 1	n = 2	n = 3
Li	3	2	1	—
Na	11	2	8	1
Mg	12	2	8	2

Os átomos dos elementos químicos lítio e sódio apresentam o mesmo número de elétrons de valência, um, e por isso estão localizados no grupo 1 da tabela periódica. Já os átomos de sódio e magnésio têm elétrons distribuídos em três níveis eletrônicos ($n = 1$, $n = 2$, $n = 3$) e estão localizados no terceiro período da tabela periódica.

#FicaADica

Tabela periódica.org, de Luis Roberto Brudna Hölzle e colaboradores (Unipampa, 20[--]). Disponível em: <http://www.tabelaperiodica.org>. Acesso em: 21 maio 2024.

Apresenta informações variadas sobre cada um dos elementos químicos da tabela periódica, disponibilizadas em formato de vídeos, áudios, imagens, perguntas e respostas, entre outros.



1. Observe a tabela periódica atual (página 52) e compare-a com a tabela proposta por Mendeleev (página 49), incluindo as oito considerações apresentadas pelo cientista russo. Descreva as semelhanças e as diferenças encontradas.
2. Nos quatro primeiros meses de 2024, de acordo com o “Painel de Monitoramento de Arboviroses”, do Ministério da Saúde, foram contabilizados cerca de 4 milhões de casos prováveis de dengue em todo o país. Neste período, Minas Gerais respondeu pelo maior número de casos, seguido de São Paulo, Paraná e Distrito Federal.

Mediante a esse contexto, o Ministério da Saúde promoveu campanhas de conscientização da população. Suponha que você tenha recebido o informativo da Vigilância Sanitária, mostrado na figura, sobre boas práticas a serem adotadas para evitar a disseminação da dengue.

ASCOM - Prefeitura Municipal de Lajano de Freitas



- a) Sabendo que o sal de cozinha é constituído majoritariamente de cloreto de sódio (NaCl), consulte a tabela periódica e indique os estados físicos das substâncias simples dos elementos químicos sódio e cloro, o número de níveis eletrônicos e a quantidade de elétrons presente no nível mais externo dos átomos desses elementos.
- b) Uma pessoa que desejar seguir a orientação do *post* mostrado na figura, provavelmente utilizará meio copo de água sanitária, em vez de cloro, devido à maior disponibilidade desse produto de limpeza. Por ser uma mistura de água com hipoclorito de sódio (NaClO), classifique a água sanitária em mistura homogênea ou heterogênea.
- c) Considerando o elemento químico sódio, indique as diferenças entre o número de prótons e de elétrons de um átomo e de um cátion monovalente de Na.
- d) Antes de repassar um *post* para seus contatos, você costuma verificar a veracidade da informação contida nesse *post*? Que medidas você poderia tomar para confirmar se a informação é falsa ou verdadeira?
- e) Avalie se esta mensagem é falsa ou não. Em caso afirmativo, utilize argumentos científicos para justificar sua resposta.

Comece com você!

3. Uma professora de Química, para iniciar o estudo sobre a tabela periódica, perguntou aos estudantes quais critérios, além da ordem alfabética de seus nomes, poderiam utilizar para organizar suas posições na sala de aula. Os estudantes elencaram diversos critérios – cor preferida, número da sorte, cor da mochila, idade – e a professora foi esboçando no quadro como seria a nova organização da sala com base nos parâmetros sugeridos. Ao final, ela explica os critérios que cientistas propuseram, ao longo dos anos, para a organização dos elementos químicos até chegarem à organização atual, passando pela proposta de Mendeleev, pela contribuição de Moseley e aprimoramentos devidos a muitos outros cientistas. Agora é a sua vez de organizar a tabela periódica.
 - a) Escolha 20 elementos químicos da tabela periódica atual e faça uma pesquisa sobre eles. Procure informações, em fontes confiáveis, sobre a história de sua descoberta, relevância econômica, sua distribuição geográfica, suas propriedades físicas e químicas, sua disponibilidade na natureza, entre outras.
 - b) Com base nos resultados de sua pesquisa, elenque cinco critérios que poderiam ser utilizados para organizar os 20 elementos que escolheu e justifique a sua escolha.

Agora, vamos compartilhar!

4. Forme uma dupla com um colega e compartilhe suas pesquisas, incluindo os critérios selecionados por você. Depois, faça o que se pede.
 - a) Os critérios escolhidos por vocês foram semelhantes? Caso não tenham sido, o que mais chamou a sua atenção na pesquisa do colega?
 - b) Com base nas informações compartilhadas, selecionem 20 elementos químicos, metade dos pesquisados por cada um, e organizem-nos utilizando os critérios já selecionados ou com novos critérios que julgarem mais adequados.
 - c) Elaborem um esquema para ilustrar essa nova organização.

Todos juntos aprendemos mais!

5. Reúnam-se com a turma e compartilhem os esquemas produzidos no item anterior. Confiram quais elementos químicos seus colegas escolheram e analisem os critérios que utilizaram para realizar a organização. Verifiquem a similaridade nos critérios utilizados e discutam se eles poderiam ser aplicados em todos os casos.

Propriedades periódicas

Apesar de eventos periódicos estarem presentes em nosso cotidiano (como as fases da Lua, que se modificam após um determinado tempo), no caso da tabela periódica, não contamos a periodicidade com relação ao tempo, mas considerando a sua relação com a semelhança na distribuição dos elétrons entre os níveis de energia dos átomos dos elementos químicos. As **propriedades periódicas** dos elementos químicos são aquelas cujos valores crescem ou decrescem sucessivamente em função do aumento do número atômico. A seguir, estudaremos um pouco mais sobre raio atômico, energia de ionização e afinidade eletrônica, que são propriedades periódicas dos elementos químicos.

Raio atômico

Considerando o modelo atômico de Bohr, o **raio atômico** pode ser definido como a distância entre o núcleo do átomo e o elétron mais distante. Mas como sabemos onde está o elétron mais distante? Essa tarefa é muito difícil! Principalmente porque o modelo atômico mais atual considera que o elétron também se comporta como onda, de modo que não é possível determinar a exata localização do elétron na eletrosfera.

Apesar disso, é possível obter uma medida aproximada para o raio atômico ao saber a distância entre os núcleos de dois átomos que estão muito próximos. Dessa forma, o raio atômico pode ser determinado pela metade da distância entre dois núcleos.

Átomos de elementos químicos situados no **mesmo grupo** apresentam o aumento do número de níveis eletrônicos ocupados de acordo com o aumento do número atômico e, conseqüentemente, o seu raio será maior do que aqueles que apresentam menor número atômico. Isso ocorre porque há o aumento do número de níveis eletrônicos à medida que o número de elétrons aumenta. Por isso, os maiores átomos do mesmo grupo são dos elementos com maior número atômico.

Elementos químicos situados em um **mesmo período** têm uma tendência à diminuição do raio com o aumento do número atômico. Neste caso, seus elétrons mais energéticos estão no mesmo nível de energia e, quando o número atômico aumenta, a força de atração que o núcleo exerce sobre os elétrons também aumenta, já que há mais prótons.

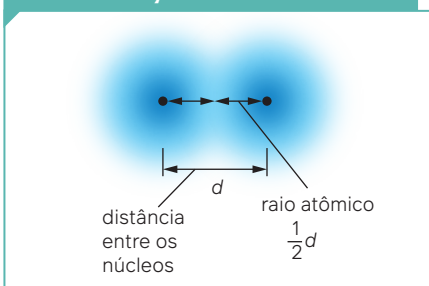
Ao variar a quantidade de elétrons em uma espécie química, retirando-os e formando cátions ou adicionando-os para formar ânions, a distância entre o núcleo e o elétron mais distante vai variar.

No caso dos cátions, a quantidade de elétrons diminui, aumentando a força de atração entre o núcleo e o elétron mais distante, tornando o cátion menor do que o átomo que lhe deu origem.

Já no caso dos ânions, há o aumento da quantidade de elétrons quando comparado ao átomo que deu origem. Isso resulta em um aumento da repulsão entre os elétrons, deixando-o maior que o átomo inicial. A tabela mostra os raios de alguns íons em comparação com os raios atômicos correspondentes.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações não são as observadas na realidade.

Determinação do raio atômico



Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: the central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017. p. 277.

Raios, em angstrom (Å), de átomos e íons dos elementos dos períodos 2 a 5 e dos grupos 1, 2, 13, 16 e 17

Grupo 1	Grupo 2	Grupo 13	Grupo 16	Grupo 17
Li ⁺ 0,90	Be ²⁺ 0,59	B ³⁺ 0,41	O ²⁻ 1,26	F ⁻ 1,19
Li 1,28	Be 0,96	B 0,84	O 0,66	F 0,57
Na ⁺ 1,16	Mg ²⁺ 0,86	Al ³⁺ 0,68	S ²⁻ 1,70	Cl ⁻ 1,67
Na 1,66	Mg 1,41	Al 1,21	S 1,05	Cl 1,02
K ⁺ 1,52	Ca ²⁺ 1,14	Ga ³⁺ 0,76	Se ²⁻ 1,84	Br ⁻ 1,82
K 2,03	Ca 1,76	Ga 1,22	Se 1,20	Br 1,20
Rb ⁺ 1,66	Sr ²⁺ 1,32	In ³⁺ 0,94	Te ²⁻ 2,07	I ⁻ 2,06
Rb 2,20	Sr 1,95	In 1,42	Te 1,38	I 1,39

● = íon ● = átomo neutro

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: the central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

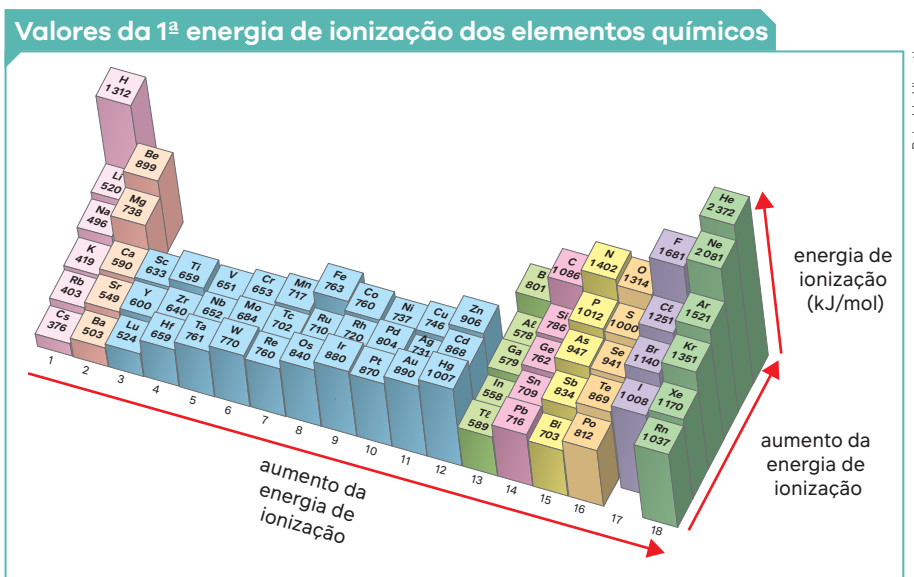
*O angstrom (1 Å = 10⁻¹⁰ m) é uma unidade métrica conveniente para medidas atômicas de comprimento e não é uma unidade do SI.

Energia de ionização

A **energia de ionização** é a energia mínima necessária para retirar um elétron de um átomo gasoso isolado no estado fundamental. Ao retirar um elétron, ocorre a formação de um cátion, e esse processo pode ser representado pela equação genérica:



Lembre-se que sempre é necessário fornecer energia para que o elétron deixe a eletrosfera do átomo. Isso acontece porque o elétron é atraído pelo núcleo do átomo e precisa ganhar energia suficiente para superar essa força de atração. Assim, dois fatores influenciam a energia de ionização: a força de atração núcleo-elétron e a distribuição dos elétrons nos níveis de energia.



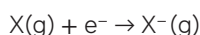
Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: the central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

Em átomos de elementos químicos de um mesmo grupo, os elétrons mais energéticos estão em níveis de energia cada vez maiores e, portanto, mais distantes do núcleo. À medida que o número atômico aumenta, menor é a força de atração elétron-núcleo e menor será a quantidade de energia necessária para retirar um elétron do átomo. Já em um mesmo período, precisamos fornecer mais energia para retirar um elétron de um átomo de maior número atômico, pois o núcleo exerce uma força de atração maior sobre ele, já que este apresenta maior número de prótons, que atraem os elétrons.

Podemos fornecer energia para retirar mais de um elétron de um mesmo átomo. Nesses casos, a retirada do segundo elétron requer uma maior quantidade de energia do que a necessária para a retirada do primeiro; isso ocorre porque, com a saída do primeiro elétron, ocorre a aproximação entre núcleo e elétrons que permaneceram, o que causa o aumento da força de atração entre eles. A energia, no entanto, é ainda maior quando o elétron a ser removido está em um subnível menor que o primeiro, pois, nesse caso, no íon resultante, a atração entre o núcleo e elétrons é muito maior. Por exemplo, a segunda energia de ionização do sódio é relativamente muito maior que a do magnésio; ou seja, o íon Na^{2+} é muito menos estável que o íon Mg^{2+} . Podemos entender, neste caso, que a atração do Na^{2+} por um elétron é proporcionalmente muito maior que a do Mg^{2+} .

Afinidade eletrônica

A **afinidade eletrônica**, ou **eletroafinidade**, é a variação de energia no processo em que um átomo gasoso isolado recebe um elétron, formando um ânion. Esse processo pode ser representado pela equação genérica a seguir.



Podemos avaliar essa propriedade também pela distribuição de elétrons nos níveis de energia e pela força de atração do núcleo sobre o elétron que o átomo vai receber. Em um mesmo período da tabela periódica, os átomos de elementos químicos de maior número atômico apresentam maior força de atração entre os núcleos e os elétrons e, por isso, tendem a ter as maiores variações de energia ao formar ânions – embora isso nem sempre ocorra. Para os átomos da maioria dos elementos químicos, a formação de ânions com base em átomos neutros envolve a liberação de energia, embora algo interessante ocorra com átomos de elementos do grupo 18 (e alguns de outros

grupos): quando estes recebem um elétron, esse elétron passa a ocupar um novo nível de energia, mais distante do núcleo e com menor força de atração, por isso, os átomos desses elementos não liberam energia ao receber um elétron, pelo contrário, precisam receber energia para viabilizar o processo.

Quando avaliamos os elementos químicos de um mesmo grupo da tabela periódica, na formação de um ânion, a tendência é que, nesse processo com átomos de elementos de menor número atômico, ocorra a liberação de mais energia do que com átomos de maior número atômico. Isso ocorre em razão da força de atração núcleo-elétron e da distribuição dos elétrons nos níveis de energia, como já discutido anteriormente. Essa variação é menos regular do que ocorre com a energia de ionização.

Assim como podemos transferir dois ou mais elétrons de um átomo, também podemos pensar na adição de mais de um elétron a um átomo, com a formação de ânions polivalentes.

Metais e não metais

Os elementos químicos também podem ser classificados em dois grandes grupos: **metais** e **não metais** (ou **ametais**), como apresentado a seguir. Embora esteja em desuso, é possível encontrar, em algumas literaturas, a designação **semimetais** para os elementos boro (B), silício (Si), germânio (Ge), arsênio (As), antimônio (Sb), telúrio (Te) e polônio (Po).

Metais e não metais na tabela periódica

1																	18		
1	H																	He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	57-71	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	89-103	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	
6			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
7			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

● não metal ● metal

Fonte: MOORE, J. ZHOU, J.; GARAND, E. *Chemistry 109 Fall 2021*. Wisconsin: University of Wisconsin, 2012. Disponível em: <https://wisc.pb.unizin.org/chem109fall2021ver02/chapter/the-periodic-table/>. Acesso em: 20 jun. 2024.

Os metais, de modo geral, são encontrados na natureza nos minérios, ou seja, associados a outros elementos químicos, contudo, também é possível encontrar alguns em sua forma pura, como o ouro (Au), a platina (Pt) e a prata (Ag). Os metais são sólidos, com exceção do mercúrio (Hg), que é líquido a 25 °C e 1 atm. Entre os elementos representativos, os átomos dos metais (grupos 1, 2 e 13) apresentam baixa energia de ionização, ou seja, tendem a diminuir o seu número de elétrons até que os seus cátions alcancem o mesmo número de elétrons da camada de valência dos gases nobres, elementos do grupo 18, que os precedem na tabela periódica.

Já os não metais se encontram em diferentes estados físicos: alguns são sólidos a 25 °C e 1 atm (C, P, S, Se, I e As); outros são gasosos nas mesmas condições de temperatura (N, O, Cl e F); e apenas o bromo é encontrado no estado líquido a 25 °C e 1 atm, mas é vaporizado facilmente. Os átomos dos elementos químicos classificados como não metais, em geral, apresentam afinidades eletrônicas elevadas, principalmente os grupos 15, 16 e 17, e os elementos desses grupos tendem a aumentar o número de elétrons até que os seus ânions alcancem o mesmo número de elétrons da camada de valência dos átomos dos gases nobres que os seguem na tabela periódica.

Entre os ametais, há o grupo dos **gases nobres**. Eles apresentam baixa tendência a se combinar a outros elementos químicos em condições ambiente, com alta energia de ionização e afinidade eletrônica praticamente zero ou menor que zero. Além disso, eles são os únicos elementos químicos que podem ser encontrados na natureza como átomos isolados.

#FicaADica

A colher que desaparece: e outras histórias reais de loucura, amor e morte a partir dos elementos químicos, de Sean Kean (Zahar, 2011). O livro apresenta, de forma empolgante, aspectos relacionados a diversos elementos químicos e a relação com a construção da tabela periódica.

PhET – Simulador interativo. Monte um átomo. Simulador em que é possível acrescentar partículas de nêutrons, elétrons e prótons, observando, nas espécies formadas, os seguintes parâmetros: elemento, carga resultante, número de massa e se é estável ou instável. Ao acrescentar as partículas, é possível observar e analisar as diferenças apresentadas em cada elemento químico formado. Socialize com os colegas e, juntos, sistematizem as ideias. Disponível em: http://phet.colorado.edu/sims/html/build-an-atom/latest/build-an-atom_pt_BR.html. Acesso em: 27 maio 2024.

Atividades propostas



1. Represente, por meio de círculos, a diferença de tamanho de um átomo de cálcio, do íon Ca^{2+} e do íon Mg^{2+} , justificando sua resposta.
2. Considere as seguintes afirmações sobre as propriedades periódicas dos elementos químicos.
 - I. O raio atômico tende a diminuir à medida que se desce a localização do elemento em um grupo na tabela periódica devido à diminuição do número de elétrons.
 - II. Elementos como o cloro e o flúor tendem a ter alta afinidade eletrônica quando comparados aos elementos químicos classificados como metais alcalinos e alcalinoterrosos.
 - III. A primeira energia de ionização do cálcio é maior do que a do magnésio devido a um maior número de camadas eletrônicas.Quais afirmações estão corretas?
 - a) Apenas a afirmação I está correta.
 - b) Apenas a afirmação II está correta.
 - c) Apenas a afirmação III está correta.
 - d) As afirmações I e II estão corretas.
 - e) Todas as afirmações estão corretas.

Recapitule



Neste capítulo, foram apresentadas desde as primeiras tentativas de classificar os elementos químicos em função da massa atômica até a elaboração da chamada tabela periódica, no século XIX, que passou a ser organizada em ordem crescente de número atômico, no início do século XX. Além disso, estudamos como a distribuição dos elétrons nos níveis de energia está relacionada com as propriedades dos átomos de um elemento químico, além de analisarmos como os elétrons de valência exercem influência direta nas características dos átomos dos elementos representativos. Por fim, estudamos as propriedades periódicas: raio atômico, energia de ionização e afinidade eletrônica.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
 - Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da questão a seguir: De que maneira a compreensão profunda dos tópicos deste capítulo é essencial para impulsionar o avanço e a inovação do conhecimento na área da Química?
Agora, para sintetizar as ideias apresentadas no capítulo, siga os passos.
1. Reflita sobre como seu entendimento dos tópicos deste capítulo mudou com base no que foi visto, discutido e debatido.
 2. Com base em sua reflexão e no contexto dos tópicos que foram trabalhados neste capítulo, complete as seguintes frases em seu caderno:
 - a) Antes eu pensava...
 - b) Agora eu penso...
 3. Compartilhe seus registros com a turma, complementando-os caso considere necessário, e/ou questionando alguma ideia que não compreendeu.

Ligações químicas



FG Trade/Stockphoto.com

O sal de cozinha, a panela de metal e o cabo da chaleira são itens comuns no dia a dia, feitos de materiais que apresentam propriedades e aplicações distintas. O sal é utilizado como tempero e como conservante de alimentos. O aço das panelas, cujo componente principal é o metal ferro, conduz calor com facilidade e, por isso, pode ser utilizado no cozimento de alimentos. Já o cabo da chaleira é feito de um tipo de plástico que é isolante térmico devido à sua baixa condutividade térmica. Parte dessas propriedades está relacionada à forma como os átomos se conectam entre si nas substâncias que constituem esses materiais.



Para refletir

1. De que forma ocorre a união entre os átomos que formam as diferentes substâncias presentes nos materiais?
2. Quais são as propriedades dos materiais que estão relacionadas com a forma que os átomos se mantêm ligados entre si?
3. Por que é comum cabos de panelas ou de alguns utensílios de cozinha serem de plástico, ou madeira, em vez de metais?

Objetivos do capítulo

- Descrever a formação de ligações químicas com base no conceito de estabilidade energética das substâncias.
- Utilizar os símbolos de Lewis para representar a formação de compostos químicos por meio das estruturas de Lewis.
- Explicar o modelo de ligação covalente como compartilhamento de elétrons.
- Explicar o modelo de ligação iônica por meio da formação de íons.
- Explicar o modelo de ligação entre átomos metálicos.
- Relacionar as propriedades da matéria com as ligações químicas presentes nas substâncias.

Milhões de substâncias e apenas 118 elementos químicos, por que isso ocorre?

A Sociedade Americana de Química – American Chemical Society (ACS) – já apresentou mais de 204 milhões de substâncias publicadas na literatura desde o início do século XIX até a atualidade.

Se você consultar a tabela periódica dos elementos químicos, vai perceber que cientistas identificaram um pouco mais de 100 elementos químicos até a atualidade. Se pensarmos na quantidade de substâncias diferentes que conhecemos e com as quais lidamos no dia a dia, desde as que estão presentes no corpo humano até as que são usadas para fabricar um livro, ou um computador, podemos nos perguntar: Como os átomos de apenas uma centena de elementos químicos diferentes podem formar tudo o que conhecemos?

Para responder a essa pergunta, vamos estudar a composição e a estrutura das substâncias por meio do entendimento das ligações químicas.

Ciência por dentro



Investigando a condutividade elétrica e térmica dos materiais

Formem grupos de até cinco integrantes. Cada equipe vai investigar a condutividade elétrica e térmica de alguns materiais e, com base nessas observações, levantar hipóteses acerca de como as propriedades dos materiais se relacionam com a forma com que os átomos se unem uns com os outros nas substâncias que constituem esses materiais.

Parte 1 - Condutividade elétrica

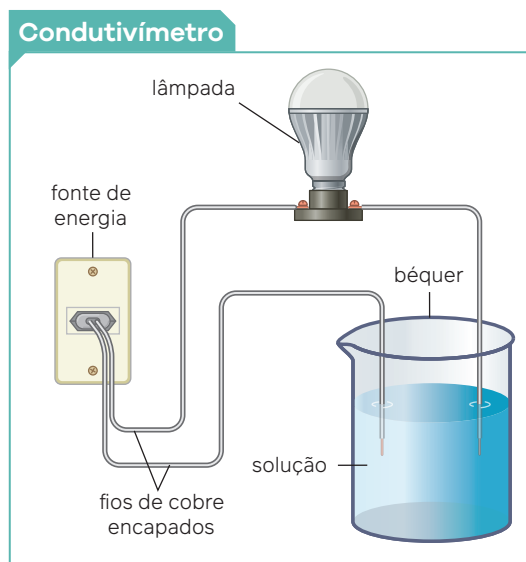
Material:

- cloreto de sódio (NaCl) – ou sal de cozinha;
- sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) – ou açúcar;
- uma moeda metálica;
- água destilada;
- 3 béqueres – ou copos de vidro;
- espátula ou colher pequena;
- condutímetro com lâmpada ou multímetro, disponibilizado pelo professor.

Procedimento

1. Reservem uma parte do cloreto de sódio e da sacarose. Essas porções não serão misturadas à água.
2. Adicionem água até a metade do volume de cada um dos três béqueres. Identifique-os, sendo: 1 – água; 2 – cloreto de sódio; 3 – sacarose.
3. Dissolvam a quantidade equivalente a uma ponta de espátula (ou meia colher) de cloreto de sódio na água do béquer 2.
4. Dissolvam a mesma quantidade, indicada anteriormente, de sacarose na água do béquer 3.
5. Certifiquem-se de que os sólidos se dissolveram por completo nas soluções produzidas.
6. Encostem as pontas dos fios desencapados do condutímetro no cloreto de sódio sólido. Depois, façam o mesmo com os demais sólidos: a sacarose e a moeda. Anotem no caderno o que vocês observaram em cada uma das análises.

Representação simplificada em cores-fantasia e dimensões dos elementos sem escala.



Adilson Secco

Atenção!

Manuseie o condutímetro com cuidado quando ele estiver ligado à tomada.

Risco de choque elétrico!

7. Mergulhem as pontas dos fios do condutímetro na solução de cloreto de sódio e observem o que acontece na lâmpada. Depois, repitam a ação com os demais líquidos: a solução de sacarose e a água destilada. Anotem no caderno o que vocês observaram em cada uma das análises.

Trocando ideias

1. Qual amostra (cloreto de sódio, sacarose ou água destilada) apresentou condutividade elétrica mais intensa? Elaborem uma hipótese para explicar o que vocês observaram.
2. Qual foi a diferença observada na condutividade elétrica entre o cloreto de sódio sólido e a solução aquosa de cloreto de sódio?
3. Descrevam suas observações comparativas em relação à condutividade elétrica dos sólidos utilizados no experimento: cloreto de sódio, sacarose e moeda.

Parte 2 - Condutividade térmica

Composição do experimento de condutividade térmica



Representação simplificada em cores-fantasia e dimensões dos elementos sem escala.

Material:

- 3 cubos de gelo de tamanho equivalente;
- panela de metal;
- pote de cerâmica;
- tábua de madeira;
- cronômetro.

Procedimento

1. Disponham a panela, o pote de cerâmica e a tábua, um ao lado do outro, sobre uma bancada ou mesa.
2. Um dos integrantes do grupo deve colocar as mãos sobre cada um dos recipientes e criar uma escala de temperatura aparente, ordenando os objetos com base na percepção térmica, do mais frio para o mais quente.
3. Coloquem um cubo de gelo sobre cada recipiente ao mesmo tempo.
4. Imediatamente, iniciem a marcação do tempo no cronômetro.
5. Observem o derretimento do gelo e registrem o tempo necessário para que o gelo derreta completamente em contato com cada um dos materiais.

Trocando ideias

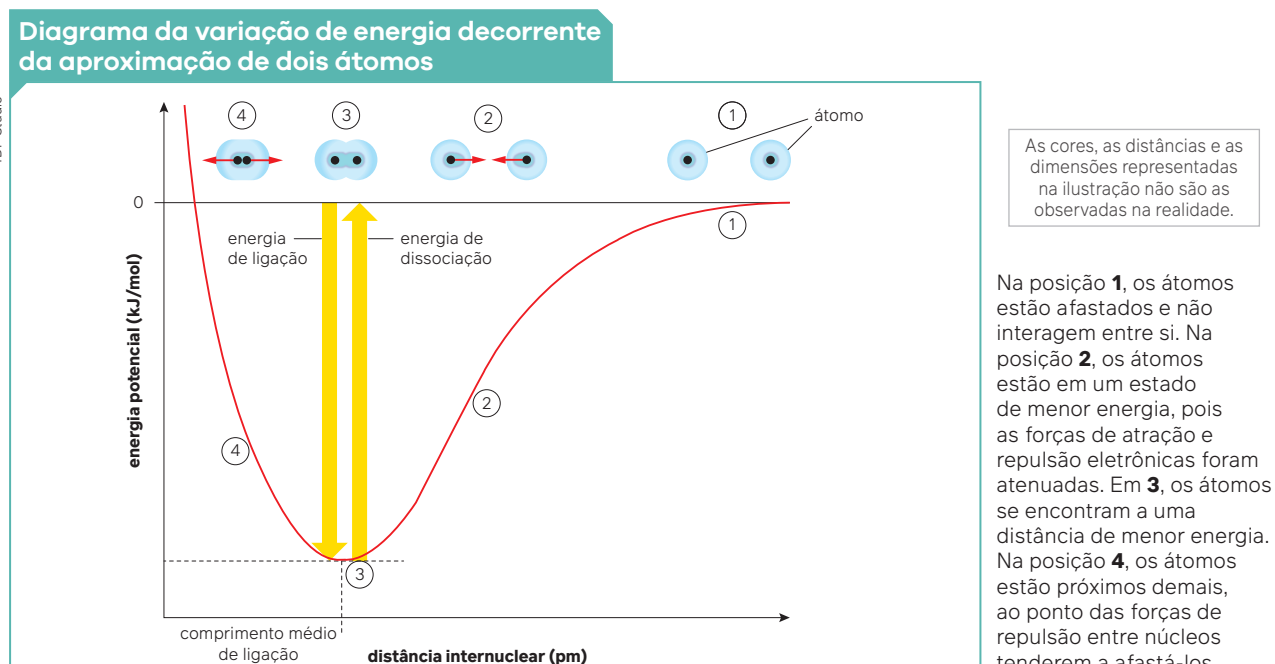
1. No caderno, escrevam a escala de temperatura aparente elaborada durante o experimento. Ela corresponde à temperatura real desses materiais?
2. Esse experimento possibilita avaliar a condutividade térmica dos materiais. De que forma essa avaliação pode ser realizada?
3. O resultado experimental condiz com a temperatura aparente elaborada durante o experimento?
4. Um *chef* de cozinha colocou uma panela de cerâmica e uma panela de inox, ao mesmo tempo, em fogareiros equivalentes. Após algum tempo, ele percebeu que a panela de inox estava com uma temperatura adequada para cozinhar alimentos, enquanto a panela de cerâmica, ainda não. Com base na análise do grupo sobre o experimento, qual é a possível explicação para o que aconteceu?

Ligações químicas

O experimento realizado na seção **Ciência por dentro** fornece pistas acerca das propriedades das substâncias que compõem os materiais. Essas propriedades podem ser relacionadas à forma como os átomos estão unidos uns aos outros. Ao longo da história, simultaneamente ao desenvolvimento dos modelos atômicos, filósofos e cientistas também se perguntavam como essas unidades estariam ligadas umas às outras, formando as mais diferentes substâncias que conhecemos. Para entendermos como os átomos se unem, precisamos antes refletir sobre por que isso acontece.

À medida que novas substâncias e novos elementos químicos eram identificados, percebeu-se que praticamente todos os átomos são unidos a outros átomos do mesmo elemento químico ou de elementos químicos diferentes. Na natureza, são encontrados átomos isolados somente de elementos químicos do grupo 18 da tabela periódica – os gases nobres. Com estudos sobre o comportamento desses elementos químicos, presumiu-se que eles possuíam **estabilidade energética** suficiente a ponto de permanecerem isolados, enquanto os átomos dos demais elementos formavam ligações para obter tal estabilidade energética. Mas o que seria essa estabilidade?

O termo estabilidade energética está associado à energia de um determinado sistema. Sabemos que os átomos são formados por um núcleo positivo onde estão os prótons e os nêutrons, envoltos por uma eletrosfera, onde estão os elétrons. A formação de **ligação química** ocorre porque existe uma força de atração entre o núcleo de um átomo e os elétrons do átomo vizinho, e vice-versa. A partir dessa força, os átomos se aproximam até uma distância mínima, na qual a força de atração é máxima. Nesse ponto, os átomos passam a se movimentar em conjunto, e não mais de forma independente como antes da ligação. A diminuição da energia de um sistema formado por dois átomos com alta afinidade eletrônica é representada no diagrama a seguir.



Fonte: KOTZ, J. C. *et al. Chemistry and Chemical Reactivity*, 10th ed. Stamford: Cengage Learning, 2018.

A formação da ligação química envolve a diminuição da energia do sistema, consequência da força de atração entre os átomos, o que provoca a mudança na distribuição dos elétrons na eletrosfera dos átomos.

No caso dos gases nobres, a estabilidade do sistema está associada aos oito elétrons, que estão distribuídos no último nível de energia de seus átomos. Com exceção do hélio (He), todos os átomos dos demais gases nobres possuem oito elétrons no último nível de energia. No caso do hélio, como ele possui apenas dois elétrons, seu único nível de energia está completamente preenchido, o que lhe confere estabilidade energética. Foi a partir dessa observação dos gases nobres que o físico-químico estadunidense Gilbert Newton Lewis (1875-1946) propôs que os átomos se combinariam entre si para adquirir oito elétrons no último nível de energia ou dois elétrons na primeira e única camada, formando, assim, as substâncias. Essa regra prática ficou conhecida como a **regra do octeto** e auxilia a prever a formação de uma ligação química por meio da estabilização dos átomos quando ligados a outros átomos. Além disso, a regra é utilizada para obter a fórmula química de muitos compostos, entretanto, cabe ressaltar que, além dessa regra apresentar muitas exceções, a explicação da causa da estabilidade adquirida pelos átomos ao se ligarem está relacionada à diminuição da energia do sistema.

Regra do octeto e estrutura de Lewis

Lewis foi um dos muitos cientistas que se dedicaram ao estudo das ligações químicas nas primeiras décadas do século XX. Quando os átomos interagem para formar substâncias, apenas os elétrons de suas camadas mais externas estão envolvidos. Esse fato já havia sido observado por Lewis ao propor a regra do octeto. No modelo que ele propôs, os átomos, ao formarem uma ligação química, adquirem a configuração do gás nobre mais similar à sua e, para isso, ganham, perdem ou compartilham elétrons até atingirem oito elétrons no nível eletrônico mais externo, ou seja, na camada de valência. Apesar da regra, há átomos que podem acomodar dez, doze ou até mais elétrons ao estabelecerem ligações químicas. É o caso, por exemplo, do fósforo (F) e do enxofre (S). Há, também, a situação na qual o átomo pode alcançar estabilidade com menos de oito elétrons na camada de valência. Um exemplo é com berílio (Be) e boro (B), elementos do segundo período da tabela periódica.

Para representar esses elétrons nos átomos e deixar explícito que a quantidade total de elétrons não é alterada em uma reação química, Lewis utilizava um sistema de representação conhecido como **símbolos de Lewis**. O símbolo de Lewis consiste no símbolo químico do elemento e mais um ponto para cada elétron da camada de valência.

De modo geral, para os átomos dos grupos 1, 2, 13 a 18, consideramos os símbolos de Lewis indicados na figura a seguir.

Símbolos de Lewis para alguns elementos químicos																					
1												13					14	15	16	17	18
·H												·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·				
·Li	·Be·											·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·				
·Na	·Mg·											·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·				
·K	·Ca·											·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe·				
·Rb	·Sr·											·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn·				
·Cs	·Ba·																				
·Fr	·Ra·																				

Reinaldo Vignati

Fonte: CHANG, R.; OVERBY, J. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw Hill, 2022.

Os pontos representam os elétrons da camada de valência dos átomos.

Para os metais de transição, lantanídeos e actinídeos, os símbolos de Lewis não são úteis para representar ligações químicas, já que muitos deles, ao formarem substâncias, não se comportam de acordo com a regra do octeto.

Ligação covalente

No experimento realizado na seção **Ciência por dentro**, foi possível observar que a sacarose não apresentou condutividade elétrica no estado sólido de agregação, nem quando dissolvida em água. Isso porque ela é uma substância formada tipicamente por não metais, átomos que possuem alta energia de ionização. Essas são algumas características observadas em substâncias que apresentam átomos unidos por ligações covalentes. Lewis propôs que esse tipo de ligação entre dois átomos ocorre por meio do compartilhamento de um ou mais pares de elétrons.

Observe novamente o “Diagrama da variação de energia decorrente da aproximação de dois átomos”, apresentado na página anterior. Considere que os dois átomos com alta afinidade eletrônica se aproximam e, nesse processo, ocorre a atração e a repulsão entre eles. Na **etapa 3** do diagrama, há uma determinada distância interatômica, em que a atração núcleo-elétron de ambos os átomos é intensa o suficiente para minimizar as repulsões núcleo-núcleo e elétron-elétron. Assim, a estrutura adquire estabilidade, resultando na formação de um agrupamento de átomos por meio do compartilhamento de um par de elétrons.

As substâncias formadas por esse tipo de interação apresentam estruturas chamadas de **moléculas**. As moléculas são, assim, agrupamentos de átomos, sejam eles idênticos ou diferentes, que se unem por meio de ligações covalentes. Como nenhum átomo participante perde ou ganha elétrons nesse tipo de ligação, não há a formação de cátion nem de ânion.

As **estruturas de Lewis** podem ajudar a entender as ligações químicas de diversas substâncias e são bastante úteis na discussão sobre as propriedades das moléculas. Para desenhar essas estruturas, é possível proceder de acordo com as etapas indicadas a seguir.

1. Ao desenhar o esqueleto da estrutura, coloque os átomos nos terminais. O elemento com menor energia de ionização é colocado no centro (com algumas exceções).
2. Conte o número total de elétrons de valência, considerando todos os átomos presentes. Se houver carga negativa na espécie (ânion), some o valor absoluto da carga ao número total de elétrons de valência; se houver uma carga positiva na espécie (cátion), subtraia.
3. Atribua dois elétrons para cada ligação (um par).
4. Coloque os pares de elétrons restantes ao redor dos átomos ligantes até completar oito elétrons (ou dois, no caso do elemento hidrogênio), formando uma **ligação covalente simples** (ligação com um par de elétrons).
5. Se restarem pares de elétrons, faça **ligações duplas** (ligação com dois pares compartilhados) ou **triplas** (ligação com três pares compartilhados).

Outra forma de representar os elétrons compartilhados entre os átomos é por meio de um traço que ligue os átomos envolvidos. Nessa representação, cada par de elétrons envolvido na ligação é substituído por um traço, mantendo os elétrons isolados na representação de pontos. Esses pares de elétrons não participam da ligação covalente e, por isso, são chamados de pares de elétrons **não ligantes**.

O quadro a seguir mostra as diferentes formas de representar algumas moléculas.

Representações químicas				
Substância	Fórmula molecular	Fórmula eletrônica ou estrutura de Lewis	Fórmula estrutural	Classificação das ligações
Metano	CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Quatro ligações covalentes simples
Dióxido de carbono	CO ₂	$\begin{array}{c} \ddot{\cdot} \quad \ddot{\cdot} \\ \ddot{\cdot} : \text{O} : : \text{C} : : \text{O} : \ddot{\cdot} \\ \ddot{\cdot} \quad \ddot{\cdot} \end{array}$	O = C = O	Duas ligações covalentes duplas
Etino (acetileno)	C ₂ H ₂	$\text{H} \cdot \cdot \text{C} \quad \ddot{\cdot} \quad \ddot{\cdot} \quad \text{C} \cdot \cdot \text{H}$	H — C ≡ C — H	Duas ligações covalentes simples e uma tripla
Nitrogênio	N ₂	$: \text{N} \quad \ddot{\cdot} \quad \ddot{\cdot} \quad \text{N} :$	N ≡ N	Uma ligação covalente tripla
Dióxido de enxofre	SO ₂	$\begin{array}{c} \ddot{\cdot} \quad \ddot{\cdot} \quad \ddot{\cdot} \\ \ddot{\cdot} : \text{O} : \text{S} : : \text{O} : \ddot{\cdot} \\ \ddot{\cdot} \quad \ddot{\cdot} \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\cdot} \quad \ddot{\cdot} \quad + \\ \ddot{\cdot} : \text{O} - \text{S} = \text{O} : \ddot{\cdot} \\ \ddot{\cdot} \quad \ddot{\cdot} \end{array}$	Uma ligação covalente simples e uma dupla

Oraclic Art

Há um caso diferente no qual a ligação covalente, em vez de ocorrer com um elétron proveniente de cada átomo, ocorre com os elétrons de um único átomo estável. Analise o exemplo da molécula de dióxido de enxofre (SO₂), representada no quadro anterior. Sabemos que o oxigênio e o enxofre fazem parte do grupo 16 da tabela periódica, o que significa que eles apresentam seis elétrons na camada de valência, ou seja, precisam receber mais dois elétrons (segundo a regra do octeto) para ficarem estáveis.

Note que o enxofre se liga ao átomo de oxigênio da esquerda, estabelecendo duas ligações covalentes, isto é, compartilham dois pares de elétrons, ficando ambos estáveis, no entanto, o outro átomo de oxigênio ainda necessita de dois elétrons para completar sua camada de valência, assim, o átomo de enxofre estável compartilha um par de elétrons com esse oxigênio. Essa é uma ligação covalente, mas, por vezes, pode ser chamada de ligação covalente coordenada ou ligação covalente dativa. Ambos os termos estão em desuso, pois não diferem de uma ligação covalente convencional, em que não é possível identificar a origem do elétron compartilhado. Outros exemplos de compostos que estabelecem esse tipo de ligação são o trióxido de enxofre (SO₃) e o ácido perclórico (HClO₄).



1. (Udesc – 2023) A formação do gás hidrogênio (H_2), a partir de dois átomos de hidrogênio (H), pode ser explicada devido ao estado mais estável, de menor energia, dos átomos ligados, em comparação ao estado energético desses átomos isolados. Em relação à ligação formada entre esses átomos, assinale a alternativa correta.
 - a) A ligação é iônica, pois embora haja repulsão entre os núcleos, há um compartilhamento de elétrons entre os dois átomos de hidrogênio.
 - b) A ligação é covalente e se estabelece quando, devido à diferença de eletronegatividade, um dos átomos de hidrogênio doa seu elétron para o outro átomo.
 - c) A ligação é metálica, pois há compartilhamento de elétrons entre os átomos de hidrogênio, que, na tabela periódica, é classificado como um metal alcalino.
 - d) A ligação é covalente e se estabelece quando há um equilíbrio entre as forças de atração e repulsão, de modo que os elétrons de cada átomo de hidrogênio são atraídos igualmente pelos dois núcleos.
 - e) A ligação é iônica e se estabelece quando um dos átomos de hidrogênio cede seu elétron para o outro átomo de hidrogênio.

Comece com você!

2. Leia o texto intitulado “Gilbert Lewis e o centenário da teoria de ligação por par de elétrons” (disponível em: <https://quimicanova.s bq.org.br/pdf/AG20160368>; acesso em: 23 maio 2024) e responda às questões a seguir.
 - a) Como os elétrons de valência de um átomo são distribuídos de acordo com a teoria do átomo cúbico?
 - b) De acordo com o texto, qual foi a importância da teoria do par de elétrons proposta por Gilbert Lewis para o desenvolvimento da Química?
 - c) Lewis não frequentou uma escola durante sua infância. Em sua opinião, isso pode ter impactado de alguma forma o seu desenvolvimento nas relações com as pessoas? Explique.
 - d) Ao ler sobre a experiência de Lewis em seus estágios na Alemanha, como você acredita que o ambiente profissional pode afetar a saúde mental de uma pessoa?
 - e) Não se pode negar a importância de Lewis como um cientista fundamental na formulação de teorias na Química. Apesar de ter sido indicado ao Prêmio Nobel 35 vezes, ele nunca foi premiado. Para você, por quais possíveis motivos ele não foi agraciado com esse prêmio? Quais possíveis sentimentos Lewis pode ter experimentado diante da situação descrita?
 - f) Depois que cientistas desenvolvem alguma teoria, ela pode sofrer mudanças? Defenda sua ideia com algum exemplo.

Agora, vamos compartilhar!

3. Escolha um colega para formar uma dupla e compartilhar suas respostas às questões anteriores.
 - Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões e/ou se querem complementar suas respostas.
 - Sigam as orientações do(a) professor(a) e elaborem um *pitch*, uma apresentação de até 5 minutos, em *slides*, com os principais destaques positivos sobre o cientista Gilbert Lewis para convencer o comitê responsável pela avaliação a laurear o cientista com o prêmio Nobel.

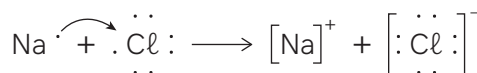
Todos juntos aprendemos mais!

4. As duplas devem apresentar o *pitch* para toda a turma. Anotem as dúvidas que surgirem das apresentações e, quando cada dupla concluir a apresentação, façam questionamentos a fim de sanarem suas dúvidas e, ao final, avaliem a apresentação da dupla.
5. Discutam juntos os tópicos abaixo.
 - a) O que vocês aprenderam com os relatos dos colegas?
 - b) Ainda existem dúvidas relacionadas ao texto e à teoria do par de elétrons? Se sim, apresente-as para a turma e tentem chegar a uma conclusão.



Ligação iônica

A ligação iônica é estabelecida entre cátions (íons positivos) e ânions (íons negativos). Esse tipo de ligação química pode ser entendido a partir das forças de atração eletrostática que ocorrem entre os íons de cargas opostas. Assim, a ligação iônica resulta na formação de compostos iônicos em que um átomo metálico, com baixa energia de ionização, tende a ceder elétrons e formar um cátion. O outro átomo, um não metal com alta afinidade eletrônica, tende a receber esses elétrons, formando um ânion. Essa formação é representada no exemplo a seguir.



Oracic Art

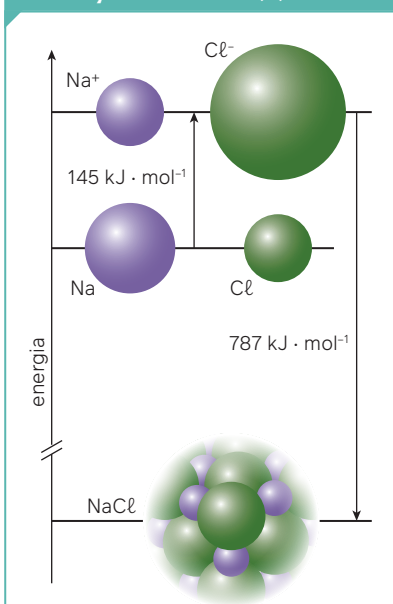
As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações dessa página não são as observadas na realidade.

Na representação anterior, o ponto do átomo de sódio (Na) antes da seta curva simboliza o elétron em sua última camada de valência, que vai ser transferido para o átomo de cloro (Cl), que só precisa receber um elétron para completar oito elétrons na camada de valência. Essa transferência é indicada pela seta curva partindo do elétron do sódio e apontando para o cloro. Após a seta de reação, usa-se o colchete para mostrar que os átomos já estão estáveis e, fora deles, insere-se a carga iônica, positiva ou negativa, que possibilita a identificação de quantos elétrons os átomos perderam ou ganharam. Embora os compostos iônicos sejam formados por íons, eles são eletricamente neutros pelo fato do total de cargas positivas e negativas serem iguais nesses compostos.

A diminuição da energia de um sistema formado por íons é representada no “Diagrama das energias da formação de NaCl(s)”. Ele mostra que, na formação dos íons de Na e Cl, o sistema absorve 145 kJ/mol; porém, na formação da ligação iônica, o sistema libera 787 kJ/mol, formando um sistema de menor energia, ou seja, mais estável. Este diagrama não mostra como a reação química ocorre entre o Na(s) e o Cl₂(g).

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

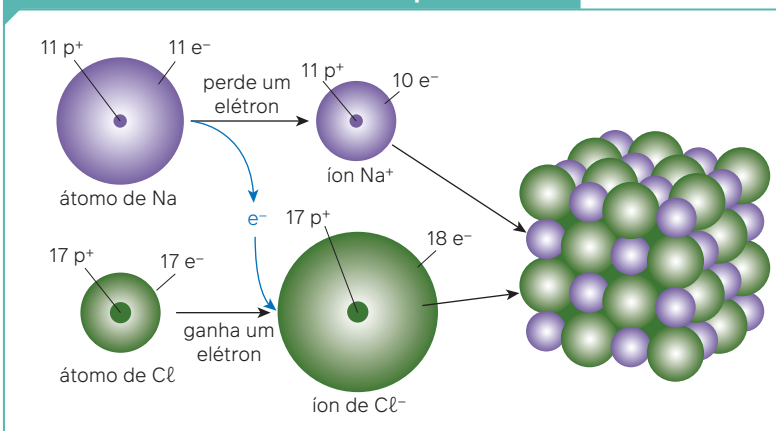
Diagrama das energias da formação de NaCl(s)



Depois que os íons estão formados, no caso o Na⁺ e Cl⁻, a ligação iônica se forma devido à força de atração entre os cátions e ânions, fazendo com que haja grande liberação de energia, razão pela qual compostos iônicos são estáveis. Em resumo, um sólido composto de íons Na⁺ e Cl⁻ tem menor energia comparado ao conjunto de átomos de Na e Cl muito separados. A atração faz com que os íons formem um arranjo, ou rede, representado na figura “Estrutura cristalina de um composto iônico”.

Os íons em compostos iônicos, como o NaCl, estão dispostos em estruturas tridimensionais.

Estrutura cristalina de um composto iônico



Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: the central Science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

Nem todos os compostos iônicos apresentam estrutura igual à representada anteriormente, porém, todos eles formam arranjos cristalinos contendo muitos íons, já que os cátions atraem os ânions, e vice-versa. Isso significa que a ligação não se restringe a um par de íons ligados, mas, sim, ao somatório de todas as forças de atração entre os íons do sólido.

Propriedades dos compostos iônicos

Uma das características predominantes dos compostos iônicos é a sua alta temperatura de fusão se comparados aos compostos moleculares. Isso significa que, à temperatura ambiente, cerca de 20 °C, os compostos iônicos geralmente são sólidos. Essa propriedade é resultado das forças eletrostáticas que mantêm os íons positivos e negativos unidos na estrutura cristalina tridimensional. Essas forças de atração, conhecidas como forças de Coulomb, exigem uma quantidade significativa de energia para serem superadas, resultando em temperaturas de fusão mais elevadas quanto maior for a força de atração entre os íons. Para exemplificar, na tabela desta página há alguns compostos iônicos e suas temperaturas de fusão.

No estado sólido, os íons estão praticamente imóveis na estrutura do retículo cristalino da substância, portanto, os íons não conduzem eletricidade nesse estado porque não podem se mover livremente. Apesar disso, quando um composto iônico é aquecido e fundido ou dissolvido em um solvente adequado, os íons se tornam móveis e, como resultado, o composto iônico se torna um condutor elétrico. Isso ocorreu no experimento da seção **Ciência por dentro**, que possibilitou a observação de que a solução de cloreto de sódio conduz eletricidade, levando à conclusão de que a dissolução do cloreto de sódio permite que os íons se movam em água.

A condutividade elétrica de compostos iônicos pode ser verificada em processos produtivos, como a fabricação do alumínio a partir da bauxita. Nesse processo, o óxido de alumínio (Al_2O_3), junto a outros aditivos, é aquecido e se funde à temperatura de cerca de 1000 °C. O líquido é submetido a tensão e corrente elétrica elevada a fim de produzir alumínio, material amplamente utilizado em nosso dia a dia.

Temperatura de fusão de alguns compostos iônicos ao nível do mar

Substância	Temperatura de fusão (°C)
LiF	845
LiCl	610
LiBr	550
LiI	450
NaCl	801
KCl	772
MgCl ₂	714
MgO	2 800

Fonte: CHANG, R.; OVERBY, J. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw Hill LLC, 2022.

Saiba mais



Alisamento químico e identidade cultural afrodescendente

Historicamente, no Brasil, a construção das identidades negras passou por complexos processos de resignificação que envolveram desde as marcas deixadas pela escravidão até as diversas lutas da resistência negra [...]. São nesses processos de tensão que o cabelo se torna uma forma de expressão e de resistência sociocultural, além de ocasionar formas de opressão motivadas pelo racismo [...]. O trato do cabelo ganha destaque na síntese do complexo e fragmentado processo de construção da identidade negra, tanto para o homem quanto para a mulher [...], o cabelo crespo carrega significados culturais, políticos e sociais que os localizam dentro de um grupo étnico-racial [...]. O cabelo, independentemente de ser liso, cacheado, ondulado ou crespo, tem uma composição química básica, a proteína queratina, enquanto que o formato do cabelo é consequência das ligações químicas entre átomos presentes nessa proteína, localizada principalmente no córtex [...]. As ligações presentes podem ser do tipo covalente (ou ligações de dissulfetos) e estas, nos processos de alisamento químico, são rompidas; [...] ou podem ser ligações iônicas que ocorrem em cadeias proteicas distintas e podem ser rompidas pela simples ação da água [...].

MASSI, L. *et al.* Propostas de Ensino de Química focadas nas Questões Étnico-Raciais: uma experiência na licenciatura e seus desdobramentos para o nível médio. *Química Nova na Escola*, São Paulo, v. 42, n. 3, p. 208-215, 2020.

1. Do ponto de vista da Química, os distintos tipos de cabelo contêm a mesma composição: a queratina. Ainda assim, socialmente, eles representam identidades culturais diferentes. Considerando que 56% da população brasileira é predominantemente afrodescendente, em que medida os produtos e técnicas de alisamento químico desenvolvidos pela Ciência podem contribuir para a perda dessa identidade cultural?

Previsão de fórmulas unitárias dos compostos iônicos

Ao contrário dos compostos moleculares, os compostos iônicos não formam estruturas com número de átomos definidos, mas, sim, um retículo cristalino com grande quantidade de íons, o que dificulta a representação da totalidade dos átomos, como na fórmula molecular. Por isso, utilizamos a fórmula mínima, também conhecida como **fórmula unitária**, uma representação química simplificada que fornece a menor proporção entre os diferentes átomos presentes na substância, mantendo a neutralidade elétrica.

Determinar a fórmula unitária pode representar um problema que impede a compreensão de outros conceitos químicos, por isso, vamos recorrer ao pensamento computacional.

O **pensamento computacional** é uma estratégia que envolve abordar problemas e criar soluções de uma maneira que reflete como os computadores resolvem problemas. Embora essa estratégia tenha origem na Ciência da Computação, o pensamento computacional não está limitado apenas a programadores, podendo ser aplicado em várias áreas, como Matemática, Ciências, Engenharia, na resolução de problemas do dia a dia e, até mesmo, na tomada de decisões em contextos não tecnológicos.

O primeiro passo dessa estratégia é a possibilidade de dividir um problema complexo em partes menores e mais fáceis de serem gerenciadas. A **decomposição de um problema** facilita a compreensão e a resolução de cada parte separadamente. Muitas vezes, para chegar à resolução, precisamos focar nos aspectos essenciais de um problema, ignorando alguns detalhes menos importantes. Essa etapa é chamada de **abstração**. Podemos verificar se existem tendências ou regularidades nessas situações que nos permitam identificar e **reconhecer padrões**, o que nos ajuda na generalização de soluções para problemas similares. Por fim, organizamos todos os passos sequenciais e lógicos utilizados para resolver o problema. Assim, os **algoritmos** são como receitas ou instruções detalhadas para alcançar um objetivo específico ou executar uma tarefa.

Na atividade a seguir, você e sua equipe irão analisar alguns exemplos de fórmulas unitárias de compostos iônicos e, com base nessas informações, escrever um algoritmo que possibilitará a outras pessoas, se precisarem, prever e determinar a fórmula dos compostos iônicos.

Procedimento

1. Analisem os exemplos indicados no quadro a seguir.

Nome do composto	Fórmula unitária	Cátion	Ânion
Cloreto de sódio	NaCl	Na ⁺	Cl ⁻
Iodeto de cálcio	CaI ₂	Ca ²⁺	I ⁻
Sulfeto de lítio	Li ₂ S	Li ⁺	S ²⁻
Óxido de magnésio	MgO	Mg ²⁺	O ²⁻
Óxido de alumínio	Al ₂ O ₃	Al ³⁺	O ²⁻

Notem que existem regularidades nas representações das fórmulas unitárias. Alguns desses padrões são:

- todos os compostos indicados são iônicos e binários, ou seja, formados por átomos de apenas dois elementos químicos;
- os cátions são formados por átomos de elementos químicos metálicos e, os ânions, por átomos de elementos não metálicos;
- o símbolo químico do cátion é sempre escrito à esquerda e, o símbolo do ânion, à direita;
- nas fórmulas unitárias, não são indicados os valores de carga elétrica dos íons, o que significa que, nessa configuração, existe neutralidade de cargas; em outras palavras, o número de cargas positivas é igual ao número de cargas negativas;
- o índice do cátion – número sobrescrito à direita do símbolo do elemento químico – corresponde ao valor numérico da carga do ânion, e vice-versa, desde que sejam diferentes de 1;
- quando os valores numéricos das cargas, no cátion e no ânion, são iguais, não são representados índices nas fórmulas.



Com base nesses padrões, podemos abstrair algumas informações. Por exemplo, os cátions podem ser representados genericamente por M^{+} , em que **M** indica o símbolo do elemento metálico e y, o valor numérico da carga do cátion. Da mesma forma que uma representação genérica para os ânions é A^{-} , em que **A** é o símbolo do elemento não metálico, e x, o valor numérico da carga do ânion.

2. Analisem o quadro a seguir, que usa representações genéricas na formulação dos compostos.

Fórmula unitária	Cátion	Representação do cátion	Ânion	Representação do ânion	Representação da fórmula
NaCl	Na ⁺	M⁺	Cl ⁻	A ¹⁻	MA
CaI ₂	Ca ²⁺	M²⁺	I ⁻	A ¹⁻	MA₂
Li ₂ S	Li ⁺	M⁺	S ²⁻	A ²⁻	M₂A
MgO	Mg ²⁺	M²⁺	O ²⁻	A ²⁻	MA
Al ₂ O ₃	Al ³⁺	M³⁺	O ²⁻	A ²⁻	M₂A₃

Podemos reconhecer mais um padrão: genericamente, todos os compostos podem ser representados M_xA_y .

3. Analisem o algoritmo indicado a seguir, que fornece uma sequência de passos para prever e determinar a fórmula unitária dos compostos iônicos.

- Escrever o símbolo do cátion à esquerda e o símbolo do ânion à direita.
- Escrever o valor da carga do ânion como índice para o cátion e o valor da carga do cátion como índice para o ânion.
- Simplificar os valores numéricos, se possível.
- Não representar os índices se esses forem o número 1.

Trocando ideias

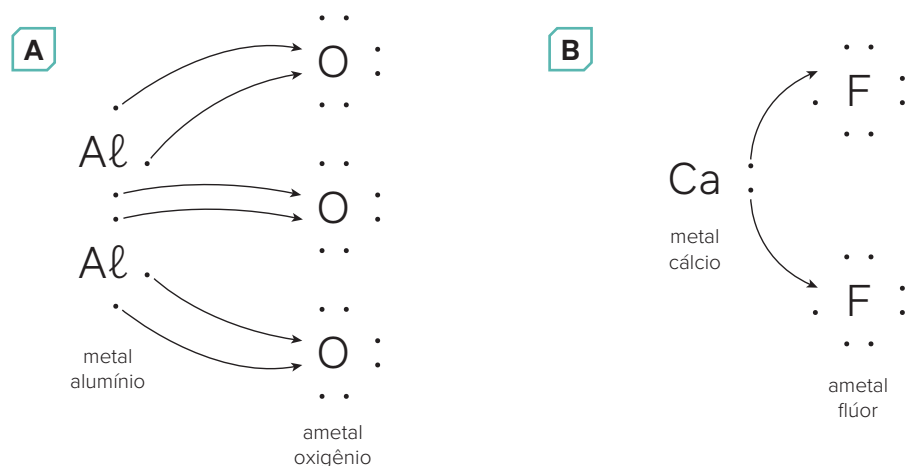
1. Em equipes, usem o algoritmo proposto para determinar as fórmulas unitárias para o brometo de potássio, sulfeto de zinco e óxido de prata.
2. Comparem as fórmulas obtidas por meio do algoritmo entre as equipes. Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões ou se será necessário reescrever alguma fórmula.
3. Analisem o quadro abaixo com outros exemplos de compostos iônicos.

Nome do composto	Fórmula unitária	Cátion	Ânion
Cloreto de amônio	NH ₄ Cl	NH ₄ ⁺	Cl ⁻
Sulfeto de amônio	(NH ₄) ₂ S	NH ₄ ⁺	S ²⁻
Sulfato de cálcio	CaSO ₄	Ca ²⁺	SO ₄ ²⁻
Nitrato de sódio	NaNO ₃	Na ⁺	NO ₃ ⁻
Nitrato de alumínio	Al(NO ₃) ₃	Al ³⁺	NO ₃ ⁻

4. Qual é a principal diferença entre o conjunto de compostos indicados na **atividade 3** e o conjunto de compostos indicados na **atividade 1**?
5. O algoritmo proposto é capaz de ajudar na previsão e na determinação das fórmulas mínimas nos compostos desse novo conjunto de exemplos? Expliquem o raciocínio.
6. Com base nos exemplos apresentados, reescrevam o algoritmo de forma que se possa prever e determinar as fórmulas unitárias de todos os compostos iônicos.



1. Observe, a seguir, uma representação da formação de íons utilizando a estrutura de Lewis. Apresente os íons formados para cada um dos elementos químicos.



Oracis Art

2. Considere as afirmações a seguir sobre ligações químicas. Indique se cada uma é verdadeira (**V**) ou falsa (**F**) e justifique as afirmações consideradas falsas.
- Na ligação iônica, os átomos compartilham pares de elétrons para alcançar estabilidade, resultando em uma estrutura cristalina com cargas opostas.
 - A regra do octeto é útil para compreender a formação de muitas ligações químicas e prever fórmulas químicas, porém, há exceções, como o pentacloreto de fósforo (PCl_5), em que o átomo de fósforo (P) apresenta 10 elétrons em sua camada de valência.
 - Compostos moleculares geralmente apresentam maior temperatura de fusão do que compostos iônicos.
 - Os íons podem ser formados quando um átomo perde elétrons, por exemplo, em uma ligação iônica.
3. Observe a tirinha e faça o que se pede.

Retrato falado



Willian Raphael Silva/Humor com Ciência

© HUMOR COM CIÊNCIA

- No que consiste o humor da tirinha? Apresente uma explicação utilizando seus conhecimentos sobre ligações químicas.
- Indique o número de prótons e de elétrons do alumínio no estado neutro. Se o alumínio perder três elétrons, qual será a carga do íon resultante?
- Indique ao menos outros dois elementos químicos, de famílias diferentes, que podem estabelecer o mesmo tipo de ligação química associada ao conteúdo da tirinha.

Comente com os estudantes que esse modelo de ligação metálica apresentado muitas vezes é chamado de **mar de elétrons**. Esse termo se refere à presença de uma grande quantidade de elétrons que se deslocam livremente na estrutura metálica.

Ligação metálica

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade.

A ligação metálica ocorre entre átomos de elementos químicos metálicos que, em sua maioria, possuem baixa energia de ionização e baixa afinidade eletrônica, além disso, têm tendência reduzida para atrair elétrons em uma ligação química, indicando maior propensão à perda de elétrons da camada de valência e à formação de cátions.

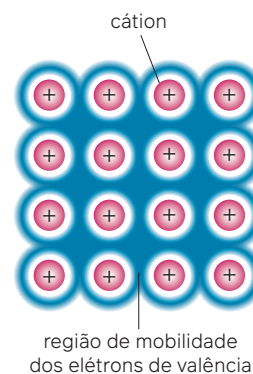
Um dos modelos de ligação metálica consiste no agrupamento de um conjunto de cátions com seus elétrons de valência fracamente atraídos ao núcleo. Nesse modelo de ligação, todos os elétrons são atraídos por todos os núcleos, mas com uma força de intensidade baixa, permitindo que os elétrons se movimentem livremente entre os átomos.

Ao contrário da ligação iônica e da covalente, em que os elétrons de valência são transferidos ou são compartilhados com outro átomo, na ligação metálica, esses elétrons não estão restritos a determinados átomos, e são compartilhados por todos os átomos. Essa estrutura, na qual os átomos encontram-se agrupados, facilita o compartilhamento deslocalizado dos elétrons, uma vez que eles interagem por meio de interação eletrostática pelos cátions que se distribuem uniformemente por toda a estrutura do composto. Por essa razão, ao aplicarmos uma diferença de potencial elétrico a um fio de metal, os elétrons fluem através dos átomos em direção à extremidade com carga positiva do fio metálico. No experimento realizado na seção **Ciência por dentro**, foi possível perceber que metais no estado sólido conduzem eletricidade.

Outra propriedade que está relacionada à mobilidade dos elétrons é a condutividade térmica. Essa propriedade também pôde ser analisada no experimento da seção **Ciência por dentro**, em que o metal se mostra melhor condutor térmico quando comparado à cerâmica e à madeira, que, assim como o vidro e alguns tipos de plásticos, não são bons condutores térmicos ou elétricos, evidenciando que a mobilidade dos elétrons é uma característica estrutural que diferencia as substâncias metálicas das demais.

Além da condutividade elétrica e térmica, outras propriedades dos metais relacionadas ao modelo de ligação metálica incluem sua ductilidade (capacidade do material, como o cobre, ser alongado e transformado em fios), maleabilidade (material sofre deformação sem que se quebre, podendo, por exemplo, ser enrolado em folhas finas), e brilho metálico. A maleabilidade e ductilidade, embora sejam propriedades distintas, estão relacionadas. Materiais que apresentam ductilidade geralmente também são maleáveis, e vice-versa. Ambas as propriedades estão ligadas à capacidade dos átomos de metal deslizarem uns sobre os outros sem desfazer a estrutura metálica, enquanto o brilho metálico é resultado da reflexão da luz pelos elétrons livres na superfície do metal.

Modelo de ligação metálica

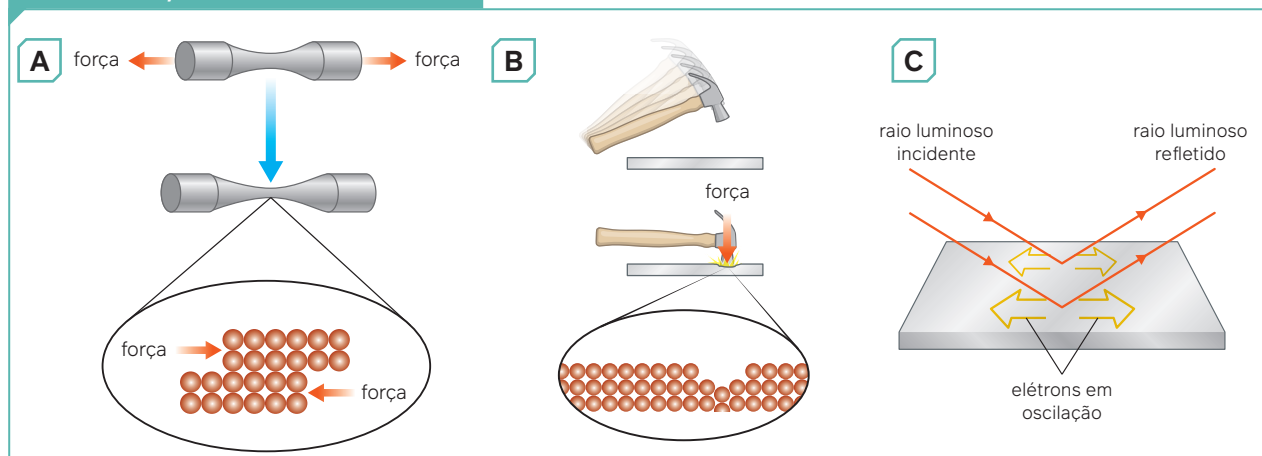


Ericson Guilherme

Fonte: BROWN, T. L. *et al. Chemistry: the Central Science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

Nesse modelo, os elétrons de valência formam um conjunto que circula livremente na estrutura, sem uma localização definida.

Ductilidade, maleabilidade e brilho



Adilson Secco

Fontes: BROWN, T. L. *et al. Chemistry: the central Science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017; ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

(A) Um metal dúctil está sendo submetido a uma força elevada, causando o alongamento sem ruptura. (B) Representa um metal maleável que, ao ser submetido a pancadas fortes, de modo a haver deslocamento dos átomos e do agrupamento de elétrons, que se ajustam rapidamente, possibilitando que o metal ganhe uma nova forma. (C) Representa uma superfície metálica polida que reflete a luz com o mesmo comprimento de onda que recebe devido à oscilação de seus elétrons de valência, e isso é refletido como um brilho.

Liga metálica

Sabe-se que os metais têm grande importância no desenvolvimento das civilizações, impulsionando avanços tecnológicos e construindo as bases da sociedade humana. Apesar da grande variedade de elementos químicos metálicos existentes, a maioria não é empregada em estado puro.

Consulte a tabela periódica e busque pelo aço, bronze e latão. Certamente você já ouviu falar desses termos, que muitas vezes são utilizados como sinônimo de metais ou são considerados elementos químicos. Esses termos, na verdade, se referem a **ligas metálicas**, que são materiais constituídos de átomos de dois ou mais elementos químicos, nos quais pelo menos um deles é metal. Assim, essas interações entre os átomos de diferentes metais afetam a estrutura cristalina do material resultante, influenciando suas propriedades macroscópicas, ou seja, as propriedades de uma liga metálica são bem diferentes das propriedades dos metais que a compõe em suas formas puras, destacando, portanto, a importância de sua utilização.

O ouro puro, chamado de 24 quilates (cada quilate forma $\frac{1}{24}$ do total), é pouco utilizado na fabricação de joias, pois esse metal é muito maleável em sua forma pura e se deforma com facilidade, tornando-se inadequado para diversas aplicações, incluindo a joalheria. Assim, para aumentar sua resistência, dureza e alterar sua cor, é comum misturá-lo com outros metais. O ouro amarelo, que é de 18 quilates, apresenta em sua composição 75% de ouro (Au), 12,5% de prata (Ag) e 12,5% de cobre (Cu). Outra liga comum usada em joias é a de 14 quilates, em que 58% é ouro puro e 41% é liga com outros metais. Quando se tem ouro vermelho, significa que a liga é mais rica em cobre e, quando a tonalidade é esverdeada, as ligas são ricas em prata.

Mas de onde vem o ouro brasileiro? No período colonial, a extração do ouro no Brasil foi iniciada pelos bandeirantes paulistas que passavam por Minas Gerais, em 1695. Durante muito tempo, o Sudeste se tornou a região economicamente hegemônica do país devido ao Ciclo do Ouro. O garimpo desse metal utiliza um outro metal, o mercúrio, para a formação de uma mistura sólida desses metais, o amálgama, que facilita a extração do ouro. É válido citar que o uso de mercúrio neste processo causa graves problemas ambientais por causa da sua toxicidade. Atualmente, um dos problemas relacionados ao garimpo do ouro é a sua extração ilegal em terras indígenas e em unidades de conservação ambiental.

Ligas metálicas mais comuns, suas composições e aplicações

Nome	Elemento principal	Composição típica	Propriedades	Aplicações
Latão amarelo	Cobre	67% Cu, 33% Zn	Dúctil, pode ser bem polido	Componentes de disco rígido
Bronze	Cobre	88% Cu, 12% Sn	Resistente e quimicamente estável no ar seco	Liga importante para civilizações primitivas
Prata esterlina	Prata	92,5% Ag, 7,5% Cu	Superfície brilhante	Talheres

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: the central Science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

Atividades propostas



1. Leia a charge e, depois, responda às questões.



Frank & Ernest, Bob Thaves © 2005 Thaves/
Dist. by Andrews McMeel Syndication

- a) No que consiste o humor da charge?
- b) Como a propriedade dos metais mencionados na charge está relacionada ao modelo de ligação metálica?
2. Em uma pesquisa científica com estudantes de Ensino Médio a respeito das ligações químicas, foram utilizados os seguintes critérios na análise das respostas:
- aceitas como corretas as respostas em que o estudante se expressou com suas palavras, mas com termos cientificamente adequados;
 - classificadas como confusas ou parcialmente corretas as respostas em que o estudante não demonstrou clareza na forma de se expressar ou utilizou termos inadequados;
 - consideradas incorretas as respostas em que ficou claro o desconhecimento do tema ou conceito.

O resultado obtido pelo questionamento central está no quadro a seguir.

Como pode ser explicado o fato que existem muito mais substâncias conhecidas do que elementos químicos?	
Corretas	23,37%
Parcialmente corretas	42,86%
Incorretas	33,77%

Quadro elaborado com base em: BRANDÃO, M. D.; SÁ, M. B. Z. Uma abordagem investigativa sobre ligação química: um olhar com mais significado por meio de atividades práticas. In: PARANÁ. Secretaria de Estado da Educação. Superintendência de Educação. *Os desafios da escola pública paranaense na perspectiva do professor PDE: Artigos 2013*. Curitiba: SEED/PR, 2013. v. 1. (Cadernos PDE). Disponível em: http://www.diaadiaeducacao.pr.gov.br/portals/cadernospde/pdebusca/producoes_pde/2013/2013_uem_qui_artigo_marilene_duarte_brandao.pdf. Acesso em: 23 maio 2024.

- a) Qual foi o maior resultado obtido?
- b) Leia novamente a pergunta da pesquisa. Elabore um exemplo de resposta para cada categoria (correta, parcialmente correta e incorreta). Em seguida, troque suas respostas com um colega e verifique se ele conseguiu elaborar as respostas de acordo com o solicitado. Apresente um breve parecer apontando as incorrências e os acertos.

Recapitule



Neste capítulo, estudamos que a ligação química é o processo pelo qual átomos interagem para formar substâncias e que existem três principais tipos de ligações: iônica, covalente e metálica. A ligação iônica envolve a transferência de elétrons entre átomos, formando íons positivos e negativos que se atraem; a covalente resulta do compartilhamento de pares de elétrons entre átomos, formando moléculas; enquanto a ligação metálica é característica dos metais, com elétrons livres que se movem pela estrutura. Notamos que essas ligações determinam algumas propriedades das substâncias formadas, como a condutividade elétrica e térmica. E estudamos como representar as ligações químicas com estruturas de Lewis.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box Para refletir, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio a seguir: Pesquise novos modelos de ligação química e descreva em que ele se diferencia dos modelos apresentados neste capítulo. Apresente suas observações de forma sucinta, ou seja, em forma de texto, tabela, imagem, tópicos ou uma combinação dessas formas.

Agora, para sintetizar as ideias apresentadas no capítulo, siga os passos.

1. Reflita sobre como o seu entendimento dos tópicos deste capítulo mudou com base no que foi visto, discutido e debatido.
2. Com base na sua reflexão e no contexto dos tópicos que foram trabalhados neste capítulo, complete as seguintes frases em seu caderno para cada tipo de ligação química.
 - a) Antes eu pensava...
 - b) Agora eu penso...
3. Compartilhe seus registros com a turma, complementando-os caso considere necessário, e/ou questione alguma ideia que você não compreendeu.

Propriedade dos materiais

Muitos dos problemas enfrentados atualmente pela humanidade estão relacionados ao nosso modo de vida e de consumo. Produzir objetos em grande escala, a baixo custo e com pouco tempo de vida útil é parte desse cenário. Além de promover o consumo massivo de recursos naturais, esse processo contribui para o acúmulo de grandes quantidades de lixo, cuja coleta e reciclagem, quando feitas adequadamente, geram, ainda, altos custos e mais consumo de recursos naturais, como água e energia.

Uma maneira de aumentar a vida útil dos objetos é o conceito de *upcycling*! A palavra, em língua inglesa, se refere à reutilização e tem como ideia central oferecer um novo ciclo de vida para cada objeto que possuímos e que planejávamos descartar. Não se trata de reciclar, pois alguns materiais passam por processos de reciclagem e isso pode reduzir seu valor de mercado. A ideia aqui é dar uma segunda vida, na qual o objeto tenha uma nova utilidade e um novo valor de mercado, utilizando, para isso, apenas esforço humano e criatividade.

Recipientes de vidro se transformam em luminárias, um cabide vira abajur, uma grande caixa de madeira se transforma em banqueta para o quarto, pacotes de batata frita recortados de modo engenhoso e associados a um tecido desbotado se transformam em uma saia metalizada e exclusiva. Para te inspirar e auxiliar na compreensão desse conceito, faça uma busca por imagens na internet utilizando apenas a palavra *upcycling*. Depois disso, o que antes parecia resíduo reciclável para você agora vai se transformar em recurso.

Esse não é apenas um modo de proteger o planeta, é também uma oportunidade que pode fazer de você um **ecoempreendedor**. Enquanto grandes empresas criam campanhas milionárias para convencer os clientes de que o produto delas é o melhor, pequenos empreendedores podem aproveitar uma demanda preexistente ou um material de baixíssimo custo e disponível para criar iniciativas que atendem às necessidades de clientes dispostos a pagar por um produto de acordo com o que ele vale.

Seu mercado consumidor pode ser tanto o cliente final, que vai comprar o produto final, quanto outro empreendedor, aquele que utiliza o que você fornece como matéria-prima para o seu próprio negócio, como um tecido metálico feito de pacotes de batatas fritas, conforme mencionado acima. Aqui, é o trabalho que você faz com a matéria-prima gratuita que poderá recolher que vai oportunizar, a você ou a outros ecoempreendedores, a elaboração de uma linha de produtos.

Para isso, é importante conhecer as características dos materiais que podem ser obtidos sem custo, explorando-os e se questionando acerca das suas propriedades, por exemplo: São coloridos? São flexíveis? São impermeáveis?

Inspire-se nas formas da natureza para mudar essas propriedades, recortando os materiais ou associando-os a outros.



A obra de arte intitulada *Onda*, com 3,5 m de altura, 5 m de largura e 8 m de comprimento, foi construída com mais de 30 mil embalagens plásticas. São Paulo (SP), 2023.



Exposição de roupas confeccionadas com base no conceito *upcycling*. Estados Unidos, 2024.

Agora é com você

Planeje e desenvolva produtos que possam ser comercializados em uma feira na sua escola, utilizando, para isso, embalagens e suportes que não são mais utilizados para aquilo que foram produzidos. Feito isso, mobilize seu conhecimento sobre as propriedades dos materiais e explore seu papel social para criar uma campanha que valorize sua linha de produtos.



1. (Uespi – 2012) Para distinguir ovos estragados dos bons, costuma-se mergulhar os ovos em um recipiente com água e observar o seu posicionamento. Se o ovo afunda, ele está bom, mas se o ovo vai para a superfície, isso é indicativo de que o mesmo está estragado. Dessas observações, pode-se concluir que a densidade:
- a) do ovo estragado é maior do que a do ovo bom.
 - b) do ovo estragado é maior que a da água.
 - c) da água é igual à do ovo bom.
 - d) do ovo bom é maior que a da água.
 - e) da água é igual à do ovo estragado.

2. (Enem – 2010) Sob pressão normal (ao nível do mar), a água entra em ebulição à temperatura de 100 °C. Tendo por base essa afirmação, um garoto residente em uma cidade litorânea fez a seguinte experiência:
- Colocou uma caneca metálica contendo água no fogareiro do fogão de sua casa.
 - Quando a água começou a ferver, encostou, cuidadosamente, a extremidade mais estreita de uma seringa de injeção, desprovida de agulha, na superfície do líquido e, erguendo o êmbolo da seringa, aspirou certa quantidade de água para seu interior, tampando-a em seguida.
 - Verificando após alguns instantes que a água da seringa havia parado de ferver, ele ergueu o êmbolo da seringa, constatando, intrigado, que a água voltou a ferver após um pequeno deslocamento do êmbolo.

Considerando o procedimento anterior, a água volta a ferver porque esse deslocamento

- a) permite a entrada de calor do ambiente externo para o interior da seringa.
 - b) provoca, por atrito, um aquecimento da água contida na seringa.
 - c) produz um aumento de volume que aumenta o ponto de ebulição da água.
 - d) proporciona uma queda de pressão no interior da seringa que diminui o ponto de ebulição da água.
 - e) possibilita uma diminuição da densidade da água que facilita sua ebulição.
3. (Enem – 2021) Uma escola iniciou o processo educativo para implantação da coleta seletiva e destino de materiais recicláveis. Para atingir seus objetivos, a instituição planejou:
- 1) sensibilizar a comunidade escolar, desenvolvendo atividades em sala e extraclasse de maneira contínua;
 - 2) capacitar o pessoal responsável pela limpeza da escola quanto aos novos procedimentos adotados com a coleta seletiva; e
 - 3) distribuir coletores de materiais recicláveis específicos nas salas, pátio e outros ambientes para acondicionamento dos resíduos.
- Para completar a ação proposta no ambiente escolar, o que falta ser inserido no planejamento?
- a) Realizar campanhas educativas de sensibilização em bairros vizinhos para fortalecer a coleta seletiva.
 - b) Firmar parceria com a prefeitura ou cooperativa de catadores para recolhimento dos materiais recicláveis e destinação apropriada.
 - c) Organizar visitas ao lixão ou aterro local para identificar aspectos importantes sobre a disposição final do lixo.
 - d) Divulgar na rádio local, no jornal impresso e nas redes sociais que a escola está realizando a coleta seletiva.
 - e) Colocar recipientes coletores de lixo reciclável fora da escola para entrega voluntária pela população.

4. (Uepe – 2021) Em 1803, o inglês John Dalton publicou um trabalho intitulado “Absorption of gases by water and other liquids” (Absorção de gases por água e outros líquidos), no qual traçou alguns princípios que culminariam na proposição, em 1808, da ideia científica de átomo. Embora existam modelos mais desenvolvidos para alguns campos de estudo, o modelo atômico proposto por Dalton ainda é muito usual, como no estudo das colisões entre espécies em uma reação química.

Assinale a alternativa que representa o modelo atômico de Dalton.

- a) Os átomos são esferas maciças e indivisíveis, com uma densidade específica para cada elemento químico, com átomos de um mesmo elemento, podendo diferir em relação a sua massa (isotopia).
- b) Os átomos são esferas maciças e formados por prótons e elétrons, possuindo uma massa específica, associada ao número de prótons.
- c) Os átomos são esferas maciças e indivisíveis, possuindo uma massa específica para cada elemento químico.
- d) Os átomos são esferas maciças, formados por prótons e elétrons, com uma densidade específica para cada elemento químico e átomos de um mesmo elemento, podendo diferir em relação a sua massa.
- e) Os átomos são formados por duas regiões: um pequeno núcleo, onde estão os prótons e os nêutrons; e uma eletrosfera, que comporta os elétrons em diferentes níveis de energia.

5. (EsPCEEx-SP – 2020) Em épocas distintas, os cientistas Dalton, Rutherford e Bohr propuseram, cada um, seus modelos atômicos. Algumas características desses modelos são apresentadas na tabela a seguir:

Modelo	Característica(s) do Modelo
I	Átomo contém espaços vazios. No centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso. O núcleo do átomo tem carga positiva. Para equilíbrio de cargas, existem elétrons ao redor do núcleo.
II	Átomos maciços e indivisíveis.
III	Elétrons movimentam-se em órbitas circulares em torno do núcleo atômico central. A energia do elétron é a soma de sua energia cinética (movimento) e potencial (posição). Essa energia não pode ter um valor qualquer, mas apenas valores que sejam múltiplos de um quantum (ou de um fóton). Os elétrons percorrem apenas órbitas permitidas.

A alternativa que apresenta a correta correlação entre o cientista proponente e o modelo atômico por ele proposto é

- a) Rutherford - Modelo II; Bohr - Modelo I e Dalton - Modelo III
 b) Rutherford - Modelo III; Bohr - Modelo II e Dalton - Modelo I
 c) Rutherford - Modelo I; Bohr - Modelo II e Dalton - Modelo III
 d) Rutherford - Modelo I; Bohr - Modelo III e Dalton - Modelo II
 e) Rutherford - Modelo III; Bohr - Modelo I e Dalton - Modelo II
6. (UEL-PR – 2009) Os gráficos I e II estão representando aleatoriamente os 7 elementos químicos representativos do 3º período e do 5º período da tabela periódica, respectivamente, sem os gases nobres. O gráfico I mostra o tamanho dos átomos e o gráfico II mostra a energia de ionização dos átomos.

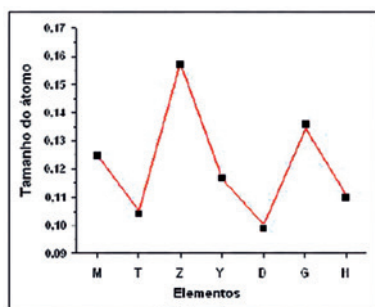


Gráfico I

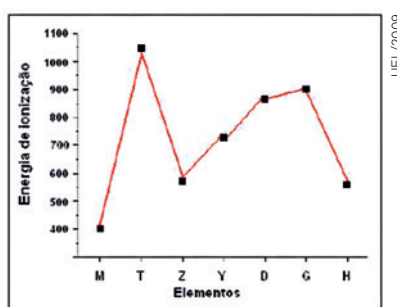


Gráfico II

Consultando a tabela periódica e comparando os gráficos I e II, é correto afirmar que estão na mesma família ou grupo somente

- a) os átomos da posição Y nos gráficos I e II.
 b) os átomos da posição T nos gráficos I e II.
 c) os átomos da posição Z nos gráficos I e II.
 d) os átomos das posições M e D nos gráficos I e II.
 e) os átomos das posições G e H nos gráficos I e II.
7. (Udesc – 2015) A ciência usa o recurso de modelos para explicar os fenômenos observados. Em muitas situações o modelo de Dalton para o átomo é suficiente para entender alguns fenômenos, mas a razão da periodicidade das propriedades físicas e químicas na Tabela Periódica só foi possível a partir do modelo de Bohr. Com relação às propriedades na Tabela Periódica atual, pode-se afirmar que
- a) para cada coluna na Tabela Periódica, de acordo com o modelo de Bohr, os elétrons começam a preencher um novo nível de energia.
 b) a primeira energia de ionização corresponde ao elétron mais fortemente ligado ao núcleo.
 c) ao longo de um período, o raio atômico diminui. Portanto, a energia de ionização também diminui.
 d) de acordo com o modelo de Bohr, a primeira energia de ionização do sódio (Na) é maior que a primeira energia de ionização do cloro (Cl).
 e) a variação das energias de ionização observada ao longo da Tabela Periódica está relacionada às distâncias dos elétrons ao núcleo.

8. (Fuvest-SP – 2020)

	1																	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fc	Mc	Lv	Ts	Og

*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

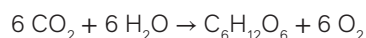
Pesquisadores [...] conseguiram controlar reações químicas de um modo inovador. Usaram feixes de laser para promover um esbarrão entre dois átomos e uni-los, criando uma molécula. Utilizando pinças ópticas (feixes de laser altamente focados capazes de aprisionar objetos microscópicos), os pesquisadores empurraram um átomo do elemento químico cério (Cs) contra um átomo de sódio (Na) até que colidissem. Um terceiro laser foi lançado sobre ambos, fornecendo energia extra para criar a molécula NaCs. Na natureza, as moléculas formam-se a partir da interação de átomos por acaso. Por suas características químicas, cério e sódio jamais originariam uma molécula espontaneamente. [...]

Molécula criada em laboratório. Disponível em <http://revistapesquisa.fapesp.br/>. Adaptado.

Com base nas informações do texto e em seus conhecimentos, é correto afirmar que

- o Cs é um elemento químico radioativo e, devido a essa característica química, a molécula de NaCs não se formaria sem esse modo inovador (L.1), que estabiliza o decaimento.
 - o raio atômico do Na é maior que o do Cs, portanto, a sua energia de ionização também é maior. O esbarrão (L.2) entre os átomos retira um elétron do Na, permitindo a ligação.
 - o terceiro laser (L.4-5) usado no experimento serviu para retirar um nêutron do Cs, tornando-o um cátion e possibilitando a reação com o Na.
 - na natureza, com esses elementos se esbarrando por acaso (L.6), a tendência seria formar CsNa, e não NaCs, justificando o caráter inovador do experimento.
 - o Cs e o Na não formariam uma molécula espontaneamente (L.6-7), uma vez que ambos têm grande tendência a formarem cátions e ligações iônicas.
9. (Uema – 2023) O ciclo do carbono corresponde à passagem de átomos de carbono presentes nas moléculas de gás carbônico disponíveis no ecossistema para moléculas que constituem os seres vivos (fotossíntese). Do ponto de vista químico é a transformação do gás carbônico (CO₂) e da água (H₂O) em glicose (C₆H₁₂O₆) e gás oxigênio (O₂).

A seguinte reação química representa essa transformação:



O carbono presente do lado dos reagentes apresenta somente

- uma ligação simples e outra tripla.
 - duas ligações simples.
 - duas ligações triplas.
 - duas ligações duplas.
 - uma ligação simples e outra dupla.
10. (FAG-PR – 2022) Para a realização de uma determinada atividade experimental, um estudante necessitou de um material que possuísse propriedades típicas de substâncias dúcteis, maleáveis, insolúveis em água e boas condutoras térmicas. Um material com essas propriedades resulta da ligação entre átomos de:
- Cu e Zn
 - Na e Cl
 - Fe e O
 - F e Xe
 - C e Si



Curiosidades da cultura indígena

1. Na cultura indígena, o urucum tem significados religiosos, mas também é utilizado para fins estéticos. Quando misturado com óleos, pode ser usado como repelente de insetos e como protetor solar.
2. Alguns povos indígenas utilizam uma técnica conhecida como coivara ou roça de toco, que consiste na queima controlada de biomassa. As cinzas resultantes dessa queima, ricas em carbonato de potássio e hidróxidos de cálcio e magnésio, são utilizadas para fertilizar o solo usado na agricultura e diminuir sua acidez.
3. Explorando a riqueza da terra ao redor da aldeia, os povos indígenas extraem minerais locais de coloração avermelhada e branca para criar pigmentos.
4. Entre os povos indígenas, a defumação vai além da conservação de alimentos. Ao envolver seus pratos na fumaça, eles preservam sabores únicos enquanto celebram uma conexão profunda com a natureza.



Consulte no Manual do Professor as orientações, as respostas e os comentários sobre as atividades e os conteúdos desta unidade e seus capítulos.

Transformações da matéria

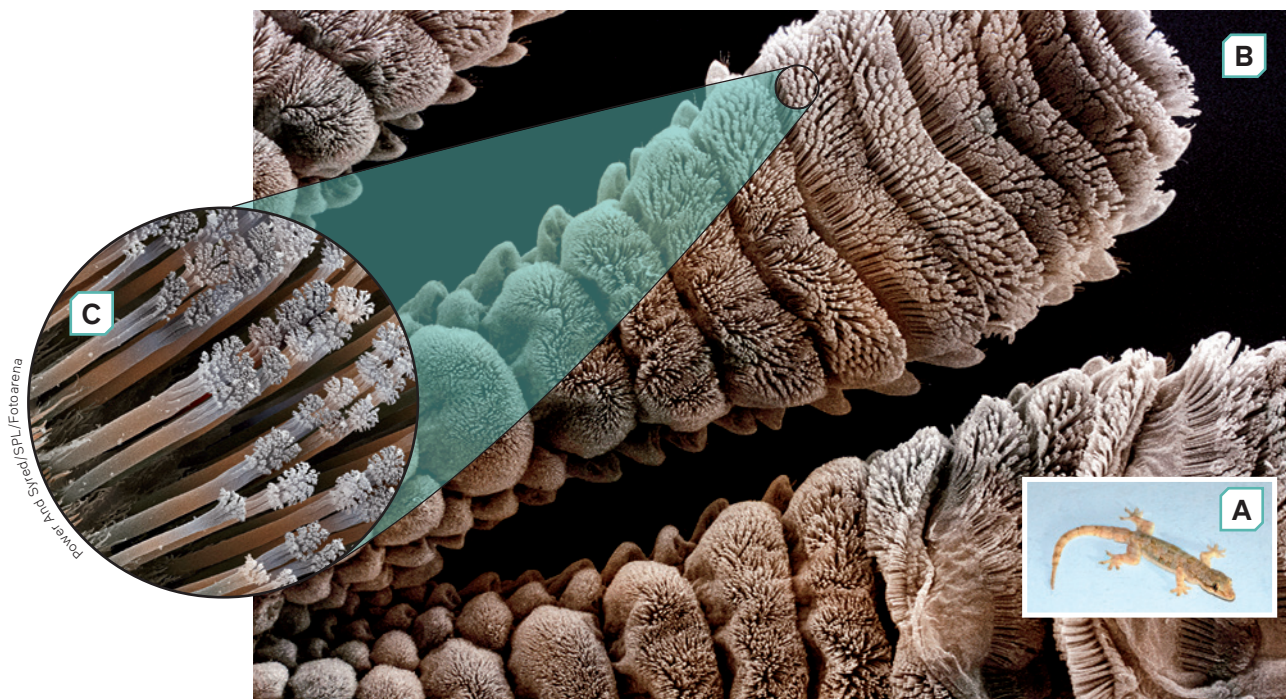
Damos boas-vindas à jornada que perpassa o universo submicroscópico das transformações da matéria. Nesta unidade, vamos explorar conceitos fundamentais para entender as propriedades macroscópicas das substâncias, aprofundando aspectos qualitativos e quantitativos das reações químicas ácido-base e de oxirredução, bem como buscando despertar um olhar para a dimensão ecológica que conecta as transformações da matéria ao ambiente. Esteja aberto a este novo desafio! [Pergunte aos estudantes se eles já conheciam algumas das informações apresentadas; qual delas chamou mais a atenção e por quê.](#)

▼ Para começar

Agora que você já conhece algumas informações sobre os costumes de povos indígenas, convidamos você a relacioná-las a conceitos químicos, que serão explorados nesta unidade.

1. A população indígena Nambiquara, localizada entre MT e RO, utiliza a tinta de urucum para pinturas corporais e outros adornos. Como você imagina que os indígenas produzem a tinta de urucum?
2. Qual é a importância de fertilizar e reduzir a acidez do solo para a agricultura?
3. Os pigmentos de tons avermelhados oriundos de minerais já eram utilizados por povos ancestrais aos indígenas. Isso pode ser comprovado nas pinturas rupestres encontradas em alguns locais do Brasil, como PE, RN e MG. Também podemos observar que alguns materiais que possuem ferro em sua composição adquirem essa coloração naturalmente, como pregos e palha de aço. Proponha uma explicação sobre a ocorrência da coloração avermelhada nesses objetos. Por que você acha que isso ocorre?
4. As técnicas de defumação dos alimentos e a coivara já eram hábitos indígenas no continente americano antes da colonização. Mas essas práticas ancestrais liberam quantidades consideráveis de gás carbônico na atmosfera. Em sua opinião, essa prática é uma das causas do aquecimento global? Justifique.

Forças intermoleculares



(A) As lagartixas (Gekkonidae) são animais que desafiam a gravidade, porque elas conseguem andar em paredes e tetos por muito tempo sem cair no chão. O tecido de suas patas apresenta fileiras de cerdas; cada uma das cerdas tem cerca de 75 μm de comprimento e é composta de milhões de espátulas. Uma lagartixa possui em média 7 cm de comprimento (sem cauda), as ampliações do detalhe de suas digitais foram capturadas por microscopia e têm aumentos de 30 e 595 vezes (imagens B e C, respectivamente).

Power And Syred/SPL/Fotoarena

Victor Chaika/Shutterstock.com

Para refletir

1. Conforme mencionado na legenda da imagem, as lagartixas podem andar no teto por um longo período sem cair. Proponha uma justificativa que explique o motivo de elas conseguirem fazer isso.
2. Por que algumas substâncias se dissolvem em água e outras em solventes oleosos?
3. Você já deve ter presenciado a transformação da água líquida em vapor quando a aquecemos. Reflita sobre essa mudança de estado e responda: O que você acha que acontece com a organização das moléculas de água quando ela passa do estado líquido para o estado de vapor?

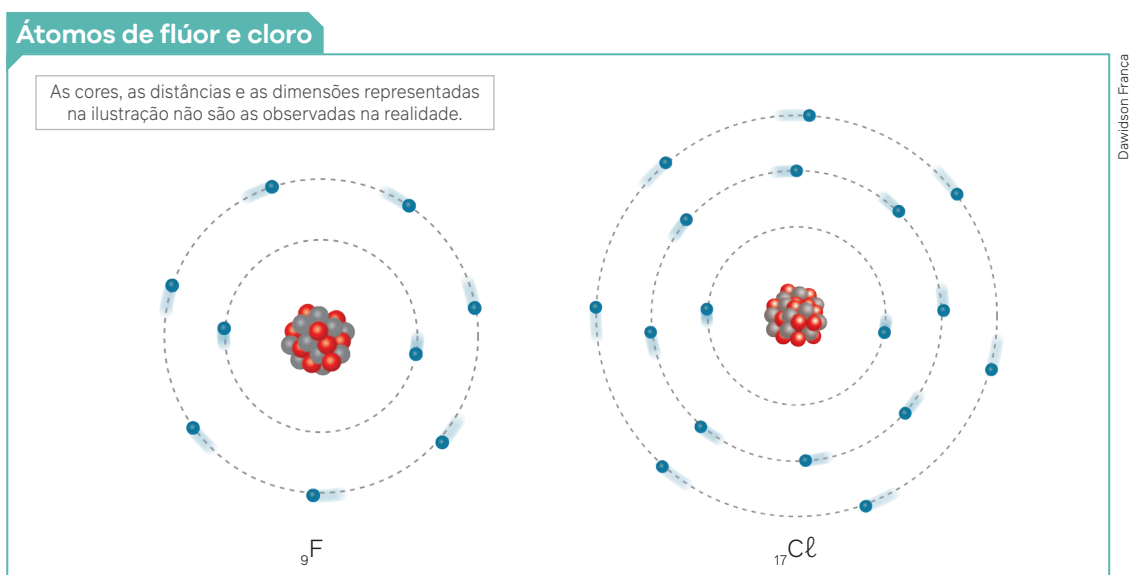
Objetivos do capítulo

- Relacionar a polaridade de uma substância à eletronegatividade dos átomos que a compõem e à disposição espacial dos átomos na molécula.
- Compreender a diferença entre os conceitos de força intermolecular e ligação interatômica.
- Entender como as forças intermoleculares estão relacionadas com as propriedades físicas das substâncias.
- Compreender o conceito de eletronegatividade.
- Utilizar o conceito de eletronegatividade para prever a polaridade da ligação covalente.
- Compreender a teoria de repulsão dos pares de elétrons de valência para prever a geometria e a polaridade das moléculas.
- Relacionar a polaridade das moléculas com a miscibilidade entre substâncias.

Eletronegatividade e polaridade das ligações

Conforme estudamos no Capítulo 4, existem átomos que podem atrair elétrons de outros átomos e, assim, estabelecer uma ligação interatômica. Mas será que esses átomos atraem elétrons com a mesma intensidade?

A atração que o núcleo do átomo exerce sobre os elétrons de uma ligação está relacionada a dois fatores: ao número atômico – quantidade de prótons existentes no núcleo e que atraem os elétrons da ligação – e ao raio atômico – a distância entre esses elétrons e o núcleo. Quanto maior a quantidade de prótons no núcleo, maior a capacidade desse núcleo de atrair os elétrons da ligação. Isso significa que o átomo do elemento químico de maior número atômico é o que apresenta maior capacidade em atrair elétrons para seu núcleo? A resposta é não, pois a atração entre partículas de cargas opostas é maior conforme menor for a distância entre elas. Tomemos como exemplo átomos de flúor e de cloro: o cloro ($Z = 17$) tem número atômico superior ao do flúor ($Z = 9$); entretanto, o raio atômico do flúor é menor do que o do átomo de cloro. Por isso, o átomo de flúor tem maior capacidade de atrair os elétrons de uma ligação da qual esteja participando, se comparado ao átomo de cloro.



Na década de 1930, o químico e bioquímico estadunidense Linus Pauling (1901-1994) propôs uma medida quantitativa da atração dos elétrons pelo átomo em uma ligação química, a **eletronegatividade**. A partir da análise da energia de ligação de algumas moléculas **heteronucleares** – moléculas formadas por átomos de elementos químicos diferentes –, Pauling atribuiu um valor de eletronegatividade para cada elemento químico, de modo que, quanto maior o valor, conseqüentemente, maior a eletronegatividade do átomo. Isso permite dizer qual dos átomos em uma ligação atrai mais o par de elétrons para perto de si.

Os valores da eletronegatividade dos elementos químicos representativos da tabela periódica podem ser observados na imagem ao lado.

Observe, nos elementos químicos representados, que os valores de eletronegatividade tendem a ser maiores no canto superior direito e menores no canto inferior esquerdo. Em um mesmo grupo da tabela periódica, os valores de eletronegatividade tendem a diminuir com o aumento do número atômico e, em um mesmo período, esses valores aumentam com o número atômico. O flúor (F) é o elemento químico mais eletronegativo existente, e o céscio (Cs), o elemento químico com menor eletronegatividade. O átomo do elemento químico mais eletronegativo atrai com maior intensidade os elétrons que participam da ligação e tende a afastá-los do átomo do elemento químico que tem eletronegatividade mais baixa. Elementos químicos com baixa eletronegatividade também podem ser chamados de **eletropositivos**.

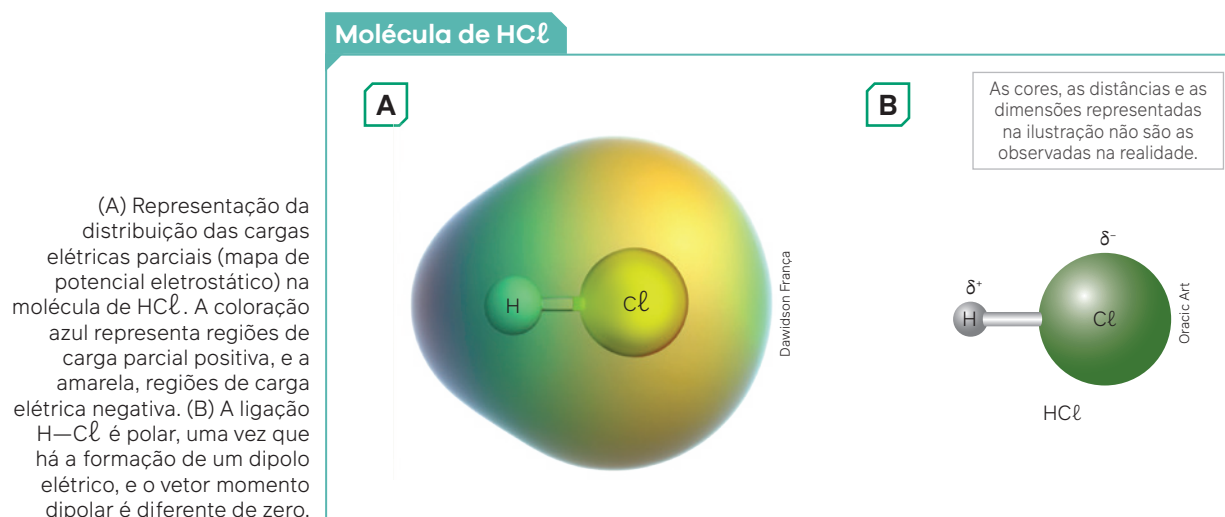
Valores de eletronegatividade dos elementos químicos representativos da tabela periódica

1						
H 2,1	2	13	14	15	16	17
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
		<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="background-color: #add8e6; width: 15px; height: 10px; border: 1px solid black;"></div> < 1,5 <div style="background-color: #40e0d0; width: 15px; height: 10px; border: 1px solid black;"></div> 1,5 – 1,9 <div style="background-color: #ffff00; width: 15px; height: 10px; border: 1px solid black;"></div> 2,0 – 2,9 <div style="background-color: #ff4500; width: 15px; height: 10px; border: 1px solid black;"></div> 3,0 – 4,0 </div>				

Reinaldo Vignati

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: the central science*. 14th. ed. New York: Pearson, 2017.

Para entendermos como a eletronegatividade dos elementos químicos influencia os elétrons de uma ligação, tomaremos como exemplo a molécula de cloreto de hidrogênio (HCl). Os dados da imagem da página anterior indicam que o átomo de cloro (Cl) possui eletronegatividade igual a 3,0, e o átomo de hidrogênio (H), igual a 2,1. Como resultado, na molécula de HCl, o átomo de cloro tem maior capacidade de atrair os elétrons participantes da ligação para perto de si. Esse compartilhamento desigual do par de elétrons da ligação resulta em uma **carga parcial negativa (δ^-)** nesse átomo e uma **carga parcial positiva (δ^+)** no átomo menos eletronegativo, neste caso, o átomo de hidrogênio, culminando na formação de um dipolo elétrico e uma **ligação covalente polar**, conforme as representações a seguir. A polarização das ligações tem uma intensidade (que depende da diferença entre os valores de eletronegatividade dos átomos), uma direção (sempre paralela ao eixo de ligação entre os átomos) e um sentido (do polo negativo para o polo positivo) e, por isso, é descrita por uma grandeza vetorial **chamada vetor momento dipolar** ou **vetor momento de dipolo**, representado por $\vec{\mu}$.



Fonte: BRUICE, P. Y. *Química Orgânica*. 4. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2006. v. 1.

Em contrapartida, quando a ligação química ocorre entre dois átomos de eletronegatividades iguais ou muito próximas, não há deslocamento significativo dos elétrons da ligação. Assim, os elétrons participantes da ligação ficam distribuídos igualmente entre os núcleos e, por apresentarem distribuição uniforme da densidade eletrônica, não há formação de dipolos elétricos, o vetor momento dipolar é nulo ($\vec{\mu} = \vec{0}$), e a ligação que se estabelece entre eles tem caráter apolar.

A **ligação covalente apolar** ocorre, por exemplo, entre os átomos de hidrogênio para formar a molécula do gás hidrogênio (H₂), bem como entre os átomos que formam as moléculas dos gases oxigênio (O₂) e nitrogênio (N₂), do bromo (Br₂) e do iodo (I₂).

A maior ou menor polaridade da ligação está relacionada à diferença de eletronegatividade entre os átomos que participam da ligação. As ligações têm caráter mais polar à medida que aumenta a diferença de eletronegatividade entre os átomos. Há um momento em que a diferença de eletronegatividade é tão grande que os elétrons já não são compartilhados entre os átomos, havendo a transferência do elétron do átomo de menor eletronegatividade para o átomo de maior eletronegatividade, formando substâncias iônicas. Observe alguns exemplos utilizando os valores estabelecidos na escala de eletronegatividade proposta por Pauling:

Polaridade de ligações em função da eletronegatividade dos átomos		
Ligação	Ligação entre os átomos	Diferença de eletronegatividade dos átomos
covalente apolar	H—H	2,1 - 2,1 = 0
covalente polar	H—Cl	3,0 - 2,1 = 0,8
covalente polar	Cl—F	4,0 - 3,0 = 1,0
covalente polar	H—F	4,0 - 2,1 = 1,9
iônica	NaCl	3,0 - 0,9 = 2,1

Conforme aumenta a diferença de eletronegatividade entre os átomos, aumenta também a polaridade da ligação.



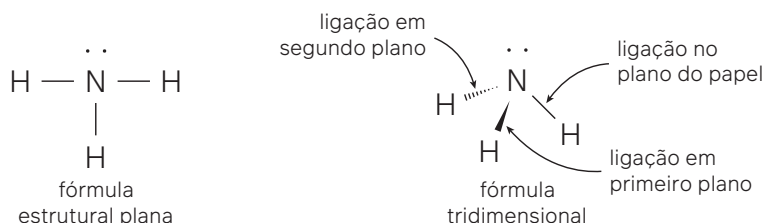
- Com base no número atômico e no número de níveis eletrônicos, explique por que o elemento químico hipotético **A** ($Z = 8$) tem maior eletronegatividade quando comparado ao elemento químico hipotético **X** ($Z = 16$)?
- O metano (CH_4) é um dos principais constituintes do gás natural. Consulte a tabela periódica, escreva as fórmulas eletrônica e molecular para esse composto e indique se a ligação entre os átomos de carbono e de hidrogênio é polar ou apolar.

Geometria e polaridade das moléculas

As estruturas de Lewis podem auxiliar na representação das ligações químicas – iônica, covalente e metálica –, indicando como os átomos podem estabelecer ligações: pelo compartilhamento ou por transferência de elétrons. Porém, elas não representam a organização desses átomos no espaço. Entender a geometria das moléculas permite compreender suas propriedades, por exemplo, a ação da molécula de um determinado fármaco. Assim, a organização dos átomos em uma espécie química influencia diretamente nas propriedades dos materiais, incluindo estados físicos, reatividade e polaridade, conforme estudaremos adiante.

Geometria molecular: a organização dos átomos no espaço

Para facilitar a visualização de como os átomos se organizam para formar as moléculas, é comum utilizar uma convenção de representação tridimensional para as ligações, em que traços contínuos representam ligações que estão no plano do papel, cunha tracejada representa a ligação abaixo do plano do papel (em segundo plano) e cunha preenchida representa a ligação acima do plano do papel (em primeiro plano). Observe o exemplo a seguir, a representação da amônia (NH_3).



Oraclic Art

Para esse tipo de representação, torna-se muito útil o modelo denominado **teoria da repulsão dos pares de elétrons de valência** (TRPEV), o qual amplia a teoria da ligação de Lewis, pois propõe a forma com que os átomos estão organizados espacialmente na molécula.

Esse modelo considera que os pares de elétrons ao redor do átomo central da molécula – estejam eles participando de ligações ou não – se repelem uns aos outros, tendendo a se organizarem com a maior distância angular possível. A geometria das moléculas é determinada pela posição dos átomos ao redor do átomo central e pela orientação dos pares de elétrons em torno desse átomo. Esse conjunto de fatores interfere no ângulo das ligações que compõem a molécula, de forma que, à medida que aumenta o número de átomos e de pares de elétrons presentes na molécula, aumenta também o número de geometrias possíveis. Para aplicar essa regra as ligações duplas e triplas devem ser tratadas como se fossem ligações simples entre átomos vizinhos.

É importante lembrar que, para moléculas que têm mais de um átomo central, as ligações estabelecidas por cada um desses átomos são tratadas de modo independente.

Para determinar o número de pares de elétrons presentes em uma molécula, consideram-se as seguintes representações:

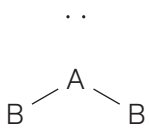
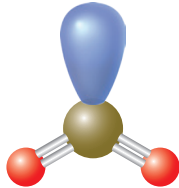
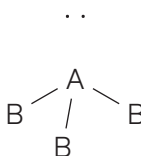
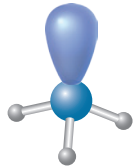
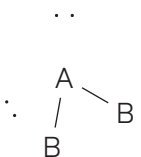
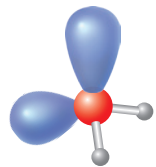
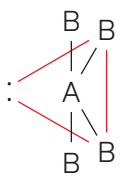
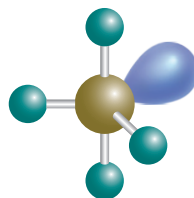
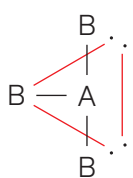
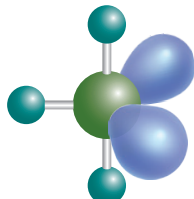
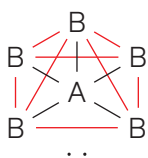
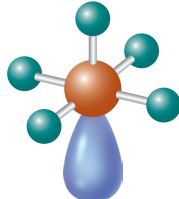
- uma ligação covalente simples: —
- uma ligação covalente dupla: =
- uma ligação covalente tripla: ≡
- um par de elétrons não ligantes: ••

#FicaADica

PhET Interactive Simulations, de University of Colorado. Explore o Simulador de Geometria Molecular para ver tridimensionalmente as geometrias das moléculas e os pares de elétrons não ligantes. Disponível em: https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulations/molecule-shapes. Acesso em: 7 jun. 2024.

No quadro a seguir, são mostradas representações geométricas de algumas moléculas segundo a TRPEV.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade.

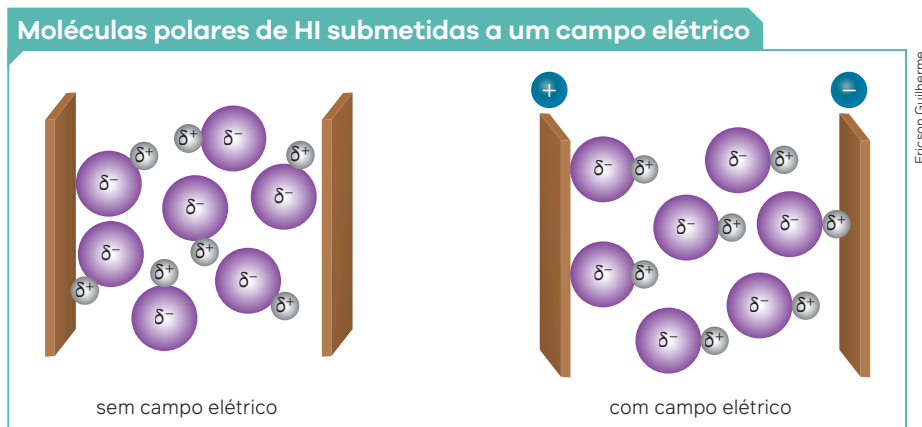
Exemplos de geometria molecular					
Total de pares de elétrons	Total de átomos ligantes	Total de pares de elétrons isolados	Distribuição espacial dos pares de elétrons*	Geometria molecular	Exemplos
3	2	1	 <p>Trigonal planar</p>	Angular	 <p>SO₂</p>
4	3	1	 <p>Tetraédrica</p>	Piramidal trigonal	 <p>NH₃</p>
4	2	2	 <p>Tetraédrica</p>	Angular	 <p>H₂O</p>
5	4	1	 <p>Bipiramidal trigonal</p>	Tetraédrica distorcida (ou gangorra)	 <p>SF₄</p>
5	3	2	 <p>Bipiramidal trigonal</p>	Em formato de T	 <p>ClF₃</p>
6	5	1	 <p>Octaédrica</p>	Piramidal quadrada	 <p>BrF₅</p>

*As linhas em vermelho mostram as formas geométricas, e não as ligações entre os átomos.

Fonte: CHANG, R.; OVERBY, J. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw Hill LLC, 2022.

Polaridade das moléculas

Experimentalmente, é possível analisar o comportamento de uma molécula polar ao submetê-la a um campo elétrico externo formado por duas placas de cargas elétricas opostas: uma positiva e uma negativa. Uma molécula polar tende a se orientar pelos lados da placa – o lado positivo da molécula é atraído pelo polo negativo da placa, e vice-versa, como mostrado na figura a seguir.



As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Fonte: CHANG, R.; OVERBY, J. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw Hill LLC, 2022.

Nas ilustrações das moléculas de HI, as esferas cinza representam o hidrogênio (H) e as esferas roxas representam o iodo (I).

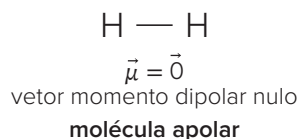
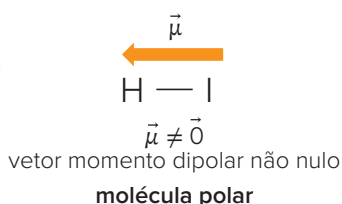
Teoricamente, dizer que uma molécula é polar significa dizer que a soma dos momentos dipolares de suas ligações covalentes, também chamado de **vetor momento dipolar resultante** ($\vec{\mu}_R$), é diferente de zero; caso contrário essa molécula é apolar.

molécula polar: $\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$

molécula apolar: $\vec{\mu}_R = \vec{0}$

Para determinar o vetor momento dipolar resultante em uma molécula, é necessário somar os vetores momento dipolar das ligações em que se considera a direção e o sentido desses vetores. Para moléculas diatômicas, em que há apenas um vetor momento dipolar, ele é igual ao vetor momento dipolar resultante. Assim, uma molécula diatômica é polar se a ligação covalente for polar.

O sentido do vetor momento dipolar indicado atende à convenção proposta pela IUPAC. Atente para o fato de que, tradicionalmente, esse vetor é indicado no sentido oposto, ou seja, do dipolo positivo para o dipolo negativo, e representado pela junção do símbolo + à extremidade de origem da seta, como indicado na imagem ao lado. Contudo, essa representação deve ser desencorajada.



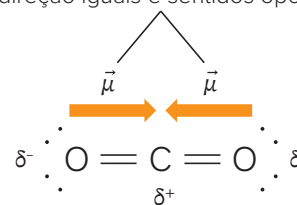
Oracric Art



Para moléculas que têm mais de dois átomos, sua polaridade depende tanto da polaridade das ligações quanto da geometria da molécula. Para cada ligação, consideramos o momento dipolar formado pelos dois átomos que a compõem e, depois, fazemos a soma vetorial de todos os momentos dipolares.

Na molécula de CO₂, apesar dos momentos dipolares das ligações entre C e O terem a mesma intensidade (a diferença de eletronegatividade entre eles é 1,0) e direção (ambos horizontais, no caso da ilustração), eles têm sentidos opostos. A soma vetorial dos momentos dipolares das ligações é zero, sendo assim, o momento dipolar resultante é nulo, e a molécula é considerada apolar.

momento dipolar das ligações com intensidade e direção iguais e sentidos opostos



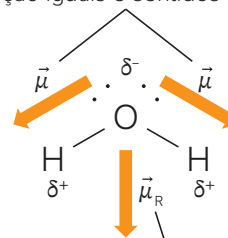
Oracric Art

momento dipolar resultante nulo, $\vec{\mu} = \vec{0}$

Fonte: BROWN, T. L. *et al. Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

Vamos analisar o outro exemplo, a molécula de H_2O , de geometria angular, cujas ligações H—O são polares. De mesma intensidade, as ligações entre o H e O têm o momento dipolar diferente de zero. Ao somar esses dois vetores, considera-se que ambos têm mesma intensidade, porém sentidos e direções diferentes. Devido à geometria angular, os dipolos da ligação não se opõem diretamente um ao outro e não se cancelam. Assim, a molécula de água tem momento dipolar resultante não nulo ($\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$), sendo uma molécula polar, conforme ilustrado no modelo a seguir.

momento dipolar das ligações com intensidade e direção iguais e sentidos opostos



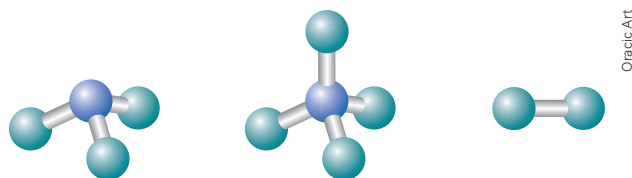
momento dipolar resultante não nulo, $\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$

Fonte: BROWN, T. L. *et al. Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

Atividades propostas



1. As moléculas da água e do dióxido de enxofre têm dois átomos ligados ao átomo central e possuem a mesma geometria molecular, isto é, ambas são angulares. Entretanto, o ângulo entre as ligações se difere, o da água é $104^{\circ}5'$, e o do dióxido de enxofre é 120° . Explique a diferença nos ângulos da ligação com base na teoria de repulsão dos pares de elétrons de valência (TRPEV).
2. As moléculas de fluoreto de oxigênio (OF_2) e de dióxido de carbono (CO_2) têm três átomos cada, mas a primeira é uma substância polar, e a segunda é uma substância apolar. Com base nos conhecimentos sobre eletronegatividade dos átomos e sobre geometria molecular, explique a diferença de polaridade entre essas moléculas.
3. Observe a representação de diferentes geometrias moleculares a seguir e indique a fórmula molecular de três substâncias que poderiam ser representadas por cada uma dessas geometrias.



As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Forças intermoleculares

As **forças intermoleculares**, também denominadas **ligações ou interações intermoleculares**, são forças que atuam entre duas ou mais moléculas ou entre íons e moléculas. Diferentemente das forças interatômicas – que são as forças que formam as ligações iônicas, metálicas e covalentes –, as intermoleculares são, geralmente, de menor intensidade. Por esse motivo, para romper essas forças, é necessário menos energia do que a exigida para o rompimento de forças interatômicas. Por exemplo, são necessários 41 quilojoules para evaporar 18 gramas de água, mas, para romper as duas ligações entre H e O das moléculas dessa mesma quantidade de água, são necessários 930 quilojoules de energia.

Diversos cientistas estudaram as forças de atração e repulsão entre as moléculas. Em 1873, o físico holandês Johannes Diderik van der Waals (1837-1923), foi um dos primeiros cientistas a postular uma teoria sobre a ação das forças intermoleculares e fez correções na equação dos gases, que até então, não considerava a influência desse tipo de interação no comportamento dessas moléculas. O estudo sobre os gases será abordado no Capítulo 11.

Considerando a natureza das moléculas, as interações intermoleculares são classificadas nas substâncias e nas misturas.

Em uma substância, todas as moléculas são iguais e, portanto, só existe um tipo de interação. Como as moléculas podem ser polares ou apolares, temos dois tipos de interação: entre **moléculas polares**, chamadas de **interação dipolo-dipolo**; e entre **moléculas apolares**, chamadas de **dipolo instantâneo-dipolo induzido**.

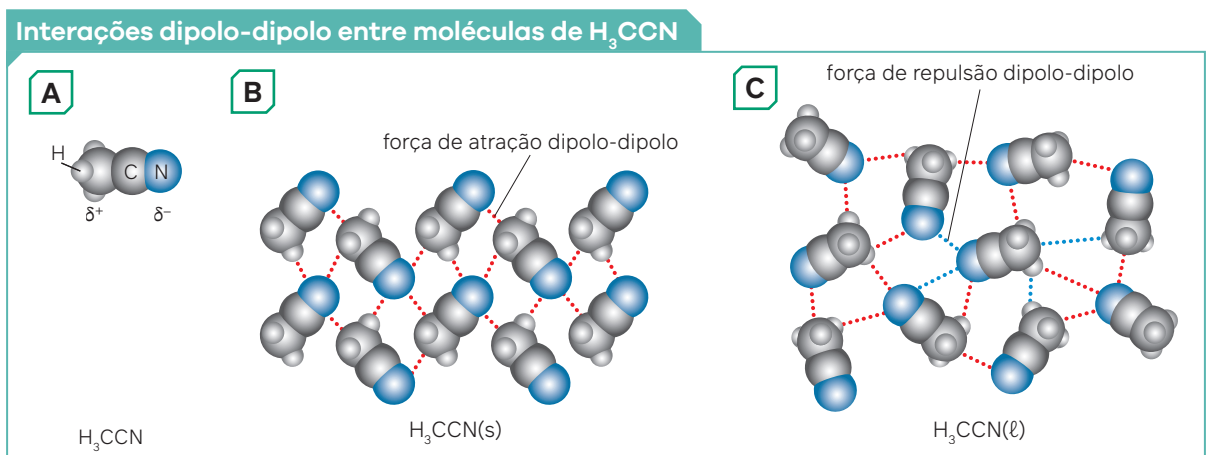
Nas misturas, as interações seguem o mesmo comportamento quando nelas estão presentes apenas moléculas com a mesma polaridade. Em casos de misturas que apresentam substâncias polares e apolares, as ligações intermoleculares presentes são do tipo **dipolo-dipolo induzido**.

O termo **intramolecular** refere-se às ligações covalentes. O termo **interatômica** refere-se às ligações que ocorrem entre os átomos, que podem ser iônicas, covalentes ou metálicas. Já o termo **intermolecular** é utilizado para designar as forças que atuam entre as moléculas de uma substância ou de misturas de substâncias moleculares.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.

Dipolo-dipolo

Entre moléculas polares, há interações do tipo **dipolo-dipolo**, em que ocorre a força de atração entre os polos opostos de duas moléculas: o polo positivo de uma molécula atrai o polo negativo da molécula vizinha.

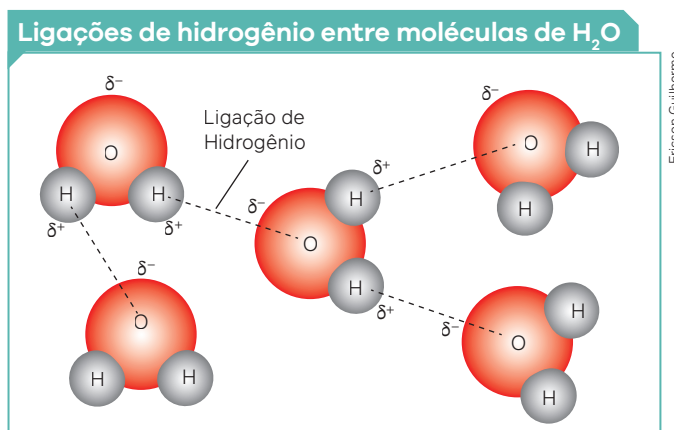


Fonte: BROWN, T. L. *et al. Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

(A) Modelo tridimensional da molécula de acetonitrila e (B) interações dipolo-dipolo da acetonitrila no estado sólido e (C) no estado líquido.

Ligações de hidrogênio

Existe um tipo de interação dipolo-dipolo, chamada **ligação de hidrogênio**. Em uma situação em que duas moléculas estão interagindo, a ligação de hidrogênio é estabelecida quando ambas as moléculas têm pelo menos um dos três elementos químicos mais eletronegativos – flúor, oxigênio ou nitrogênio – em sua estrutura, que atuarão como polo negativo (δ^-). Além disso, as moléculas devem ter um desses elementos ligados ao átomo de hidrogênio, que atuará como polo positivo (δ^+). A elevada diferença de eletronegatividade entre os átomos do polo negativo e o hidrogênio estabelece uma interação relativamente forte entre essas moléculas.



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018. p. 192.

O polo positivo de uma molécula atrai o polo negativo da molécula vizinha.

Dipolo instantâneo-dipolo induzido

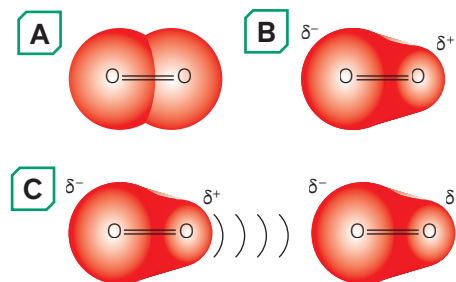
Retomando a abertura do capítulo, a interação dipolo instantâneo-dipolo induzido ocorre entre as moléculas presentes na pata da lagartixa e a parede onde ela se apoia. Como veremos a seguir, no entanto, essas interações apresentam baixa intensidade e movimentos rápidos ou sujidades na superfície são motivos da diminuição da interação, provocando a queda desses animais.

As moléculas apolares, apesar de não terem polos, também interagem entre si por meio de forças de atração. Essa força pode ser entendida por uma característica fundamental que vale para todos os tipos de partículas compostas de prótons e elétrons: a distorção na distribuição espacial dos elétrons da molécula. Com isso, é possível que os elétrons se concentrem em uma região da molécula, o que resulta na formação de um **dipolo instantâneo**.

Quando as moléculas polarizadas se aproximam de outras moléculas, provocam a deformação da distribuição espacial dos elétrons dessas outras, culminando em **dipolos induzidos**. Nessa situação, as cargas positivas de uma molécula atraem também as cargas negativas da molécula vizinha e vice-versa. Por isso, a interação é chamada dipolo **instantâneo-dipolo induzido**.

(A) Molécula de gás oxigênio, O_2 (apolar). (B) Deformação momentânea da distribuição espacial dos elétrons da molécula e formação de dipolos elétricos instantâneos. (C) Indução dipolar entre moléculas de gás oxigênio (O_2).

Interação dipolo instantâneo-dipolo induzido



Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

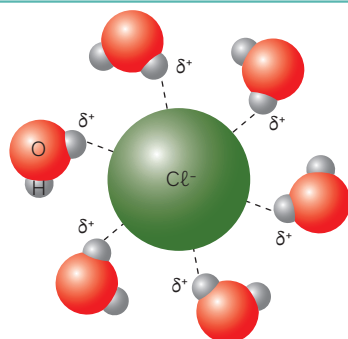
As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações não são as observadas na realidade.

Interação íon-dipolo

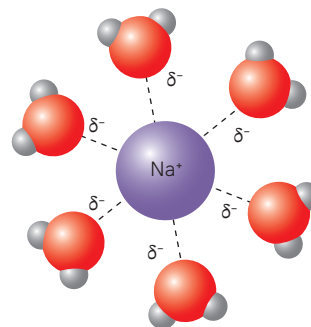
A solubilidade de substâncias iônicas em substâncias moleculares polares é explicada pela interação **íon-dipolo**. Os cátions são atraídos para a extremidade negativa do dipolo, e os ânions, para a parte positiva. Quando a interação ocorre somente entre íons, as forças entre partículas são ligações iônicas.

Interação íon-dipolo entre as moléculas de H_2O e os íons Na^+ e Cl^-

Oraclic Art



Extremidades positivas de moléculas polares são orientadas em direção ao ânion.



Extremidades negativas de moléculas polares são orientadas em direção ao cátion.

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

Saiba mais

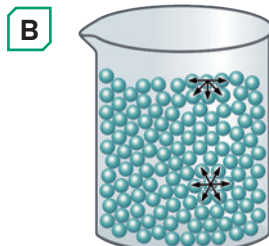
Tensão superficial: Por que alguns invertebrados andam sobre a água?

As moléculas no interior de um líquido são puxadas umas pelas outras em várias direções, isso acontece devido à ação das forças intermoleculares que as rodeiam. Na superfície do líquido, uma molécula sofre a ação de atração para dentro do líquido e para os lados. Essas atrações tendem a puxar as moléculas para dentro do líquido e levam a superfície a comportar-se como um filme elástico.

A medida da força elástica da superfície do líquido é chamada de tensão superficial. Quanto maior a força intermolecular, maior é a tensão superficial dos líquidos. É comum vermos invertebrados andando sobre a superfície da água sem afundar; isso acontece porque a força peso desses animais é inferior à força necessária para romper a tensão superficial do líquido.



Gerson Gerloff/Pulsar Imagens



Davidson Franca

(A) Aranha sobre a água. (B) Forças intermoleculares atuando sobre uma molécula no interior e na superfície de um líquido.

Fonte: CHANG, R.; OVERBY, J. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw Hill LLC, 2022.

Estado físico e forças intermoleculares

Os estados físicos da matéria – sólido, líquido e gasoso – podem ser explicados pela atuação das forças intermoleculares. A diferença na organização das moléculas nesses três estados físicos se deve à intensidade das ligações intermoleculares presentes nessas fases. A partir da compreensão da natureza e da intensidade dessas forças, é possível compreender como a composição e a estrutura de uma substância estão relacionadas às suas propriedades físicas.

Propriedades características dos gases, líquidos e sólidos				
Estado da matéria	Volume/forma	Densidade	Compressibilidade	Movimento das moléculas
Gasoso	Toma a forma e o volume do recipiente em que está contido	Baixa	Muito compressível	Movimento livre
Líquido	Tem um volume definido, mas toma a forma do recipiente em que está contido	Alta	Pouco compressível	Deslizam umas sobre as outras
Sólido	Tem forma e volume definidos	Alta	Praticamente incompressível	Vibram em torno de posições fixas

Fonte: CHANG, R.; OVERBY, J. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw Hill LLC, 2022.

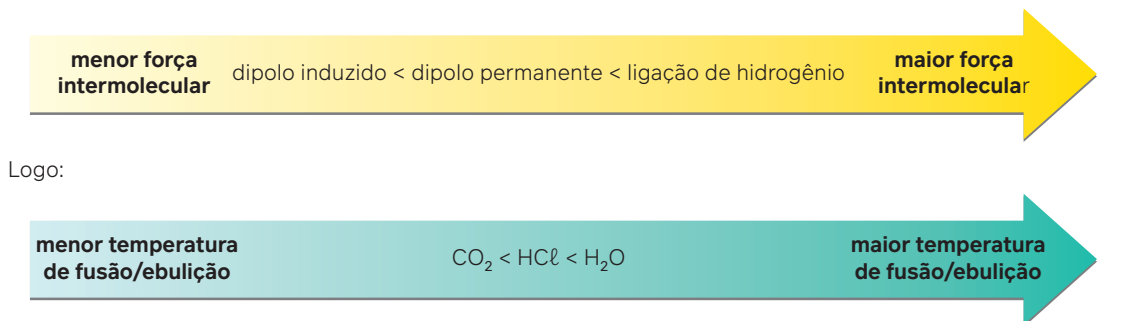
Substâncias gasosas, a 25 °C e 1 atm, apresentam interações intermoleculares menos intensas que as substâncias sólidas, o que possibilita o movimento livre, independente e constante das partículas em razão do grande afastamento que há entre elas. Assim, nessa situação, a força de atração entre as partículas no estado gasoso pode ser considerada desprezível. Os líquidos assumem uma posição intermediária, na qual a atração intermolecular é suficiente para manter as partículas unidas, assim, eles são mais densos e menos compressíveis do que os gases. No entanto, essas interações não são intensas o suficiente para impedir que as moléculas deslizem umas sobre as outras. Nos sólidos, as forças de atração são intensas o suficiente para manter as partículas unidas e fixas em uma organização espacial. Com forma e volume definidos, não são muito compressíveis por não existir muito espaço livre entre as partículas.

Se liga

Nas transformações físicas, as ligações interatômicas permanecem as mesmas, alterando apenas as interações intermoleculares. Por exemplo, as ligações covalentes que formam a molécula de água permanecem as mesmas, enquanto as interações entre as moléculas são enfraquecidas na mudança do estado sólido para o líquido e rompidas na mudança do estado líquido para o gasoso.

Forças intermoleculares e as temperaturas de fusão e de ebulição

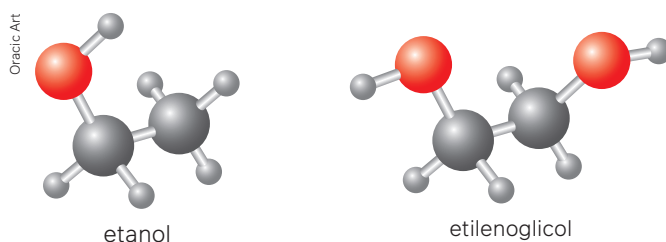
Como já estudamos, as mudanças de estado físico estão relacionadas às mudanças nas interações entre as moléculas das substâncias. Cada um dos tipos de ligações intermoleculares tem intensidades diferentes, e isso influencia na quantidade de energia necessária para rompê-las ou formá-las durante uma mudança de estado físico. Assim, as temperaturas de fusão e de ebulição são diretamente proporcionais à intensidade das ligações intermoleculares presentes nas substâncias:



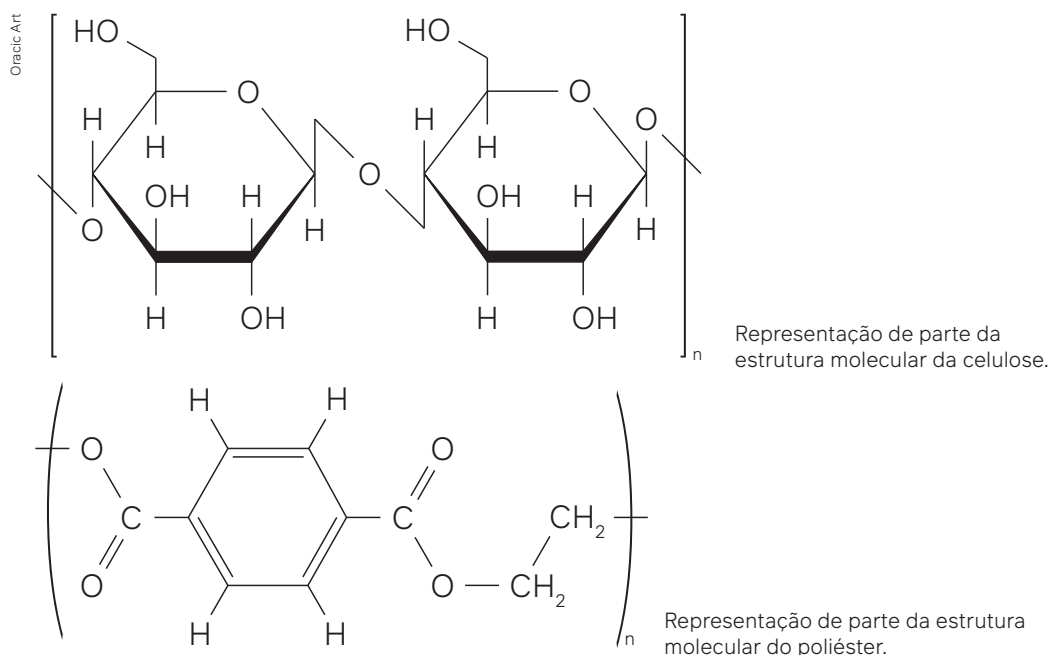
As temperaturas de fusão e ebulição também variam entre moléculas que tem interações intermoleculares semelhantes. Nesses casos, para estimar essas propriedades específicas, é necessário considerar fatores como a estrutura e a massa moleculares.



- Em uma pesquisa de revisão bibliográfica, publicada na Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias, foram identificadas algumas concepções dos estudantes acerca das interações intermoleculares. Leia a seguir, algumas dessas concepções e julgue-as verdadeiras ou falsas, argumentando a sua escolha.
 - Não há diferenças significativas entre as forças intermoleculares e as ligações químicas.
 - As forças intermoleculares são mais fortes que as ligações intramoleculares.
 - Existe ligação de hidrogênio em todas as moléculas que têm hidrogênio.
 - A força da interação de ligação de hidrogênio é medida pela quantidade de hidrogênios que a molécula apresenta; por exemplo, as interações entre as moléculas de CH_4 são mais intensas do que as de NH_3 .
 - A interação molecular, por exemplo, no CF_4 é maior do que no OF_2 , pois há quatro ligações polares no CF_4 .
- A seguir estão representadas as moléculas de etanol – álcool comum – e de etilenoglicol – usado como aditivo nos radiadores de automóveis. Os átomos de carbono estão representados na cor cinza-escuro; os de oxigênio, na cor vermelha; e os de hidrogênio, na cor cinza-claro.



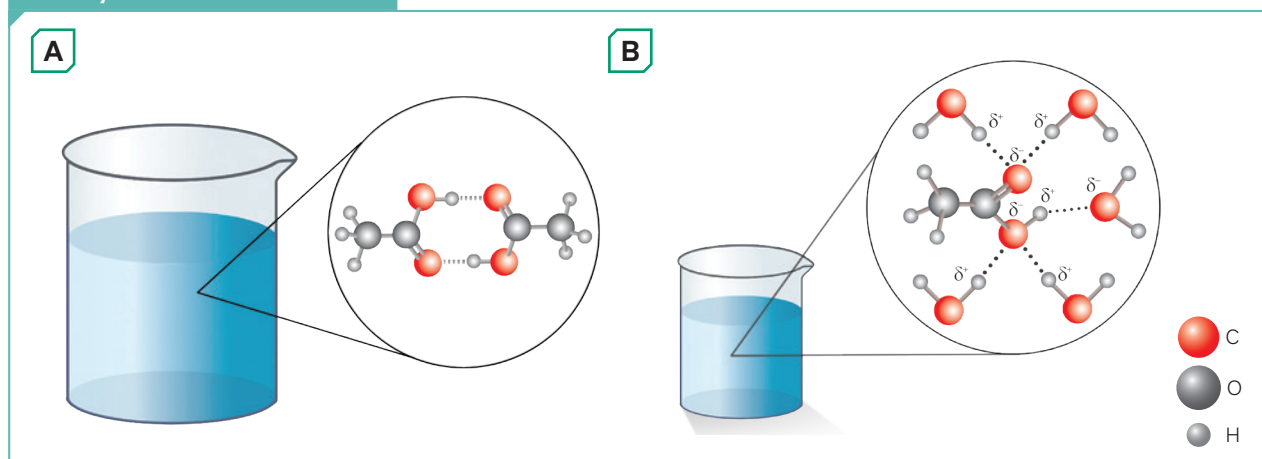
- Escreva as fórmulas moleculares dessas substâncias.
 - Qual tipo de interação intermolecular ocorre entre as moléculas dessas substâncias?
 - Qual das substâncias apresentará maior temperatura de ebulição? Justifique.
- Imagine que você esteja escolhendo entre dois tipos de camiseta para usar em um evento ao ar livre, onde há chances de chover. Uma camiseta é feita de algodão, enquanto a outra é feita de um material sintético, o poliéster. Considerando que tanto a molécula de celulose (que constitui o algodão) como a molécula do poliéster conseguem estabelecer ligações de hidrogênio com a água, porém um em maior e outro em menor número, explique sua escolha, considerando as propriedades de polaridade das moléculas envolvidas e a possibilidade de chuva no evento.



Forças intermoleculares e solubilidade

Quando duas ou mais substâncias são misturadas e formam apenas uma fase, dizemos que elas são miscíveis entre si. Com base na polaridade das moléculas, é possível compreender por que algumas substâncias se solubilizam umas nas outras e outras não. Há uma tendência maior de substâncias polares interagirem com outras substâncias com a mesma polaridade. Algumas interações podem levar à formação de misturas homogêneas, como o vinagre, que é uma mistura de ácido acético (CH_3COOH) e água, ambos polares, e a mistura de solventes orgânicos utilizada para diluição de tintas à base de óleo, que contêm substâncias apolares. Por outro lado, quando misturamos substâncias polares e apolares, a diferença de polaridade entre essas substâncias é maior que a interação necessária para que elas se dissolvam satisfatoriamente, formando uma mistura heterogênea.

Interações intermoleculares



(A) Interações intermoleculares entre moléculas de ácido acético (B) e entre moléculas de água e de ácido acético.

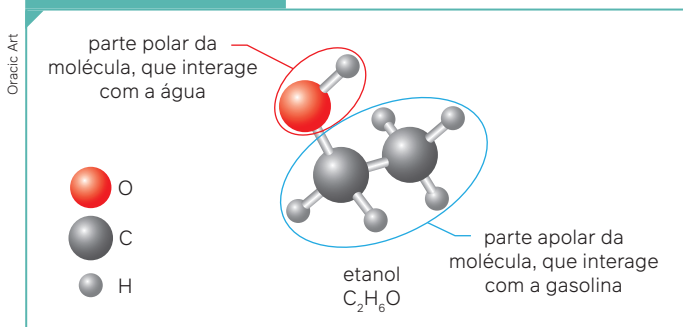
Fonte: CHANG, R.; OVERBY, J. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw Hill LLC, 2022.

Saiba mais

As moléculas polares também são conhecidas por seu caráter hidrofílico – *hidro* significa água, e *filia*, afinidade ou atração –, ou seja, elas têm capacidade de interagir com a água. Já as substâncias apolares podem ser chamadas de lipofílicas – *lipo* significa gordura –, que, por sua vez, têm afinidade com gorduras. Os termos hidrofóbico e lipofóbico também são utilizados – *fobia* significa aversão ou medo, e o sufixo -fóbico indica imiscibilidade das substâncias na água e na gordura, respectivamente.

Algumas moléculas apresentam as duas características: uma parte da molécula é polar (hidrofílica) e a outra é apolar (lipofílica), e são denominadas de **anfifílicas**. Nesse caso, elas conseguem interagir tanto com moléculas polares quanto com moléculas apolares. É o caso do etanol, o álcool que utilizamos na higienização das mãos e como combustível de veículos. Quando em sua forma anidra (sem adição de água), o etanol pode, por exemplo, formar uma mistura homogênea com a água, formando o álcool 70° INPM, que é uma mistura de 70 g de álcool e 30 g de água, e com a gasolina, que é uma mistura de hidrocarbonetos (moléculas formadas apenas por átomos de carbono e hidrogênio).

Molécula anfifílica



Fórmula estrutural do etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$). Em destaque, a parte polar (hidrofílica) da molécula – que interage com as moléculas de água e de outras substâncias polares – e a parte apolar (hidrofóbica) – que interage com substâncias apolares, como as encontradas na gasolina.

Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018.

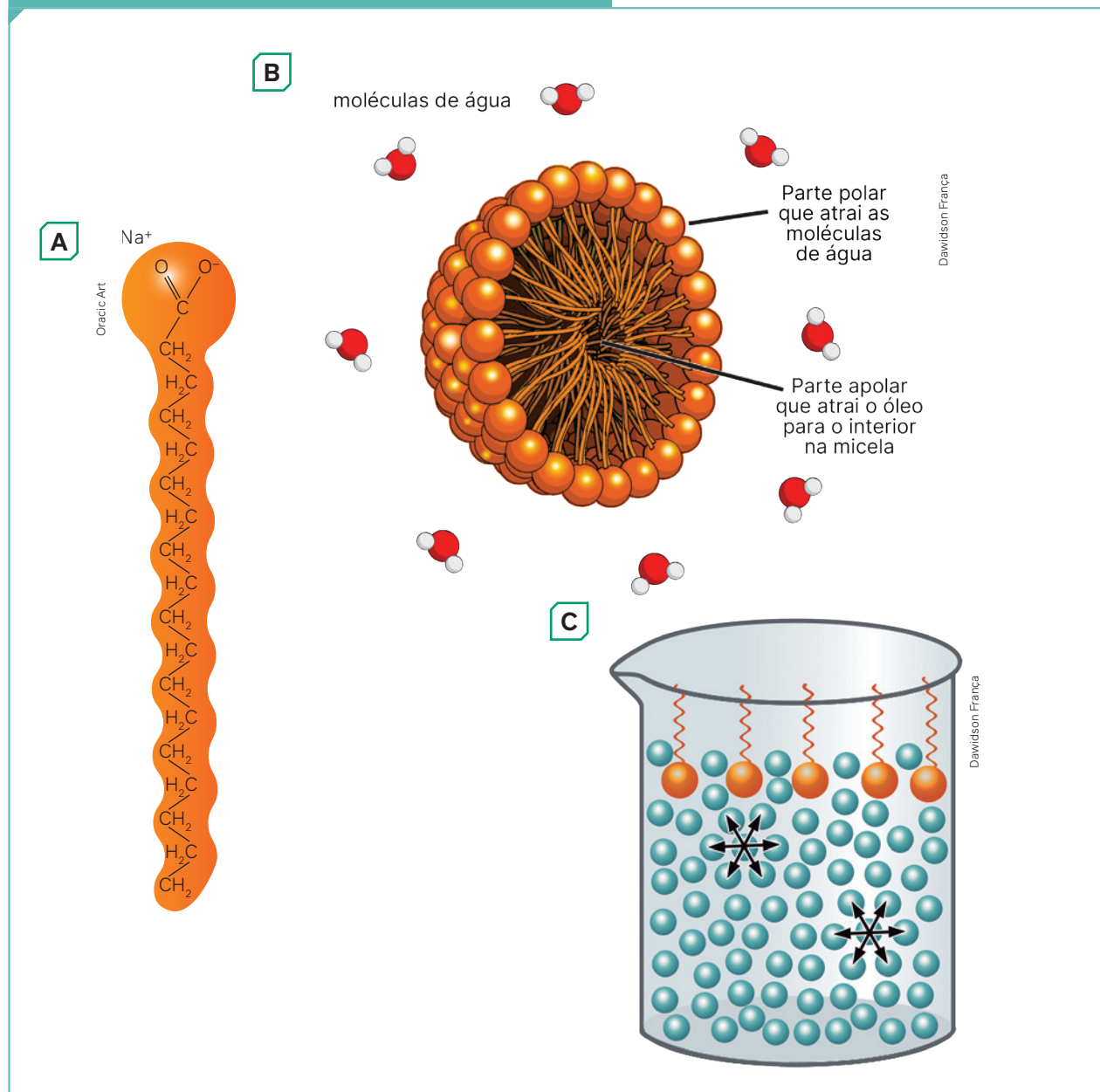
A capacidade de interagir simultaneamente com moléculas polares e apolares ajuda a entender a ação de limpeza dos sabões e dos detergentes. As moléculas desses materiais apresentam uma porção lipofílica, que pode conter de 8 a 18 átomos de carbono, e uma porção hidrofílica. Quando um sabão ou um detergente é aplicado em uma superfície engordurada, as moléculas se organizam em torno das partículas de gordura, formando **micelas**. Nas micelas, as porções polares das moléculas de detergente ficam orientadas à superfície e interagem com as moléculas de água, que, no enxágue, são arrastadas junto com o fluxo da água. Os sabões e detergentes também são chamados de tensoativos, pois têm a capacidade de reduzir a tensão superficial da água ao ocuparem a interface entre a água e o ar.

GLOSSÁRIO

micela: formação agrupada e compacta, muitas vezes quase esférica, composta de moléculas de sabão ou detergente (tensoativo) dispostas de maneira orientada.

Representação de molécula de sabão, da formação de micelas e da redução da tensão superficial

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.



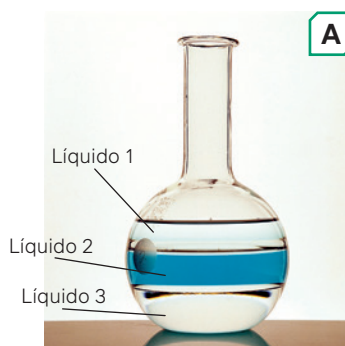
(A) Fórmula estrutural de um sabão (estearato de sódio - $C_{18}H_{35}O_2Na$). (B) Organização das moléculas de sabão em uma micela. (C) Organização de tensoativos na interface entre líquido e ar.

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

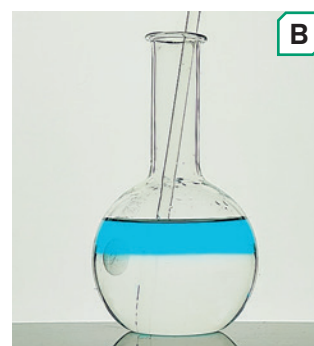
Atividades propostas



1. Em um laboratório foi realizado um teste que consistiu em adicionar três líquidos, um sobre o outro, e, posteriormente, esses líquidos foram agitados, de acordo com as imagens.
 - a) Qual é o número de fases observáveis no sistema da figura A?
 - b) Com base na polaridade das substâncias adicionadas, explique a organização do sistema observável na figura B, após a agitação.



Antes da agitação.



Depois da agitação.

Comece com você!

2. Leia o trecho a seguir e faça o que se pede.

Diferentes tipos de sabão e de álcool estão entre alguns dos agentes químicos comumente utilizados – e são os mais eficientes no combate à Covid-19. [...] os *Coronaviridae* são uma família de vírus patogênicos, que possuem uma camada lipídica que os envolve. Essa camada é chamada de envelope e tem como função protegê-los do ambiente e reconhecer as células hospedeiras que costuma infectar.

O sabão se mostra eficaz no combate à doença porque sua molécula possui uma parte hidrofílica, que tem afinidade com a água, e outra parte hidrofóbica [...]. Quando lavamos as mãos, a parte hidrofóbica se liga com o envelope lipídico dos vírus, rompendo-a. Assim, eles perdem sua proteção e são eliminados.

Já os álcoois etílicos e isopropílico na concentração de 70% a 92% desidratam os vírus quase que imediatamente. Porém, esses agentes químicos não têm nenhuma ação residual e ressecam a pele se utilizados em excesso. Além disso, para uso como antisséptico (para higienizar as mãos e outras superfícies do nosso corpo), apenas o etanol 70% é recomendado.

PUC-RS. *Sabão e álcool gel: como a química auxilia na luta contra a Covid-19*. Porto Alegre: PUC-RS, 8 maio 2020. Disponível em: <https://www.pucrs.br/blog/sabao-e-alcool-gel-como-a-quimica-auxilia-na-luta-contra-a-covid-19/>. Acesso em: 7 jun. 2024.

- a) Faça um glossário com os termos desconhecidos presentes no texto para melhor compreensão do assunto abordado.
- b) O que são compostos hidrofílicos e hidrofóbicos? Cite um exemplo para cada uma das categorias.

Agora, vamos compartilhar!

3. Forme dupla com um colega e compartilhe suas respostas.
 - a) Verifiquem os diferentes termos que vocês listaram, se elencaram as mesmas palavras e os mesmos significados.
 - b) Com base no texto lido anteriormente, elaborem um fanzine explicando como ocorre a desinfecção das mãos por meio do uso do sabão e do álcool 70° INPM. Caso seja necessário, façam uma pesquisa para complementar as informações.

Todos juntos aprendemos mais!

4. Reúna-se com a turma e compartilhem, juntos, as produções elaboradas.
5. Discutam juntos:



- a) O que vocês aprenderam com as produções dos colegas?
- b) Ainda restam dúvidas relacionadas aos conceitos de polaridade e miscibilidade das substâncias? Se sim, apresente à turma e tentem chegar a uma conclusão.

Consequências socioeconômicas e ambientais do derramamento de óleo na costa brasileira

Para realizar a atividade desta seção, a turma deve se dividir em quatro grupos, escolher um número de 1 a 4 por grupo e realizar as atividades a seguir.

1. Com seu grupo, leia o trecho a seguir, retirado de um *site* que publicou, em 2019, uma notícia sobre as manchas de óleo que apareceram na costa da região Nordeste.

[...] o vazamento terá efeitos de curto e longo prazo na economia com impacto direto no turismo [...] e na indústria do setor de pesca [...]

ARAGÃO, E. Manchas [de] óleo nas praias do Nordeste têm impactos econômicos, sociais e humanos. *CUT Brasil*, São Paulo, 5 nov. 2019. Disponível em: <https://www.cut.org.br/noticias/manchas-oleo-nas-praias-do-nordeste-tem-impactos-economicos-sociais-e-humanos-4a7d>. Acesso em: 10 jun. 2024.

- a) Após a leitura do trecho, cada grupo deve responder, em uma folha avulsa, à pergunta designada para seu grupo. Vocês terão entre 5 e 8 minutos.

- Grupo 1: Quais impactos imediatos vocês imaginam que possam ser observados na economia?
- Grupo 2: Como vocês acreditam que o vazamento de óleo pode afetar o setor de pesca?
- Grupo 3: De que maneira vocês acreditam que o turismo pode ser afetado a curto prazo?
- Grupo 4: Observem a imagem e, com base no que foi estudado até este momento, forneçam uma explicação para o fato de o óleo não se misturar com a água.

- b) As equipes devem trocar suas folhas e seguir as instruções:

- Leiam a questão e a respectiva resposta.
- Discutam se concordam ou não com a resposta apresentada. Em caso positivo, escrevam “ok” ao lado da resposta. Se houver discordância, justifiquem o motivo. Se desejarem, também podem complementar a resposta. Não se esqueçam de indicar o número do grupo.
- Troquem novamente a folha e realizem os mesmos procedimentos descritos anteriormente. Em seguida, repitam esse processo até que tenham analisado as questões de todos os grupos.

2. Ainda em grupos, leiam a reportagem sobre o vazamento de óleo na costa do Nordeste (disponível em: <https://www.cut.org.br/noticias/manchas-oleo-nas-praias-do-nordeste-tem-impactos-economicos-sociais-e-humanos-4a7d>; acesso em: 10 jun. 2024). E depois respondam às questões a seguir.

- a) Qual é a ideia principal do texto?

- b) Revejam os registros que fizeram sobre as perguntas da questão 1, item b.

- As respostas fornecidas foram validadas após a leitura do texto? Em caso afirmativo, anotem os trechos do texto que corroboram a resposta. Em caso negativo, façam pesquisas, em *sites* confiáveis, para chegar a uma resposta mais completa.
- Quais informações o grupo adquiriu durante a leitura que não possuía anteriormente?

- c) Discutam as questões a seguir e registrem a resposta do grupo. Se necessário, complementem as respostas com pesquisas em fontes confiáveis.

Diego Nigro/Reuters/Fotoarena



Mancha de óleo no litoral de Maragogi, em Pernambuco, em 2019.

Neste momento, você não precisa se preocupar se os estudantes estão respondendo às perguntas adequadamente. A intenção é realizar uma antecipação leitora da situação, envolvendo-os na dinâmica, explorando seus conhecimentos prévios e conduzindo-os a prever o assunto. O essencial é garantir que os grupos estejam envolvidos na discussão dentro do contexto apresentado.



- Qual é o papel do governo na prevenção e no gerenciamento de desastres ambientais como o derramamento de óleo? Vocês consideram que o governo brasileiro agiu de forma adequada nesse caso? Defenda suas ideias com base em fatos, dados e informações confiáveis.
 - Quais são as possíveis melhorias que podem ser feitas no sistema de prevenção e gerenciamento de desastres ambientais em um país?
3. Leiam o trecho da reportagem de um estudo científico que comprovou a eficiência de uma planta do semiárido brasileiro na remoção de vazamentos de petróleo no mar.

[...] a planta brasileira *Calotropis procera* tem se destacado. Ela possui uma fibra natural que apresenta propriedades hidrofóbicas [...] e oleofílicas [...], além de ser biodegradável, leve e de estrutura física oca. Todas essas características – aliadas ao baixo custo de produção e armazenamento, tornam a planta uma excelente alternativa como material para limpeza e remoção de petróleo em água. [...] Os resultados do estudo mostraram que 1 grama da fibra é capaz de remover aproximadamente 76 gramas de petróleo. Já a fibra modificada chega a remover mais de 180 gramas de petróleo, superando os absorventes comerciais sintéticos, como as espumas de poliuretano e polipropileno, os quais ainda apresentam limitações de custo de produção e não biodegradabilidade.

[...] O estudo também mostrou que planta é uma opção atraente para a produção em escala industrial de absorvente, por ser abundante, fácil de cultivar e produz um material com ótimas características para remoção de petróleo em água.

ANJOS, R. B. *et al.* Cientistas comprovam alta eficiência de planta do semiárido brasileiro na remoção de vazamentos de petróleo no mar. *The Conversation*, [s. l.], 14 nov. 2023. Disponível em: <https://theconversation.com/cientistas-comprovam-alta-eficiencia-de-planta-do-semi-arido-brasileiro-na-remocao-de-vazamentos-de-petroleo-no-mar-216343>. Acesso em: 10 jun. 2024.

- a) Explique por que as propriedades, da planta *Calotropis procera*, citadas no texto, são relevantes na remoção de petróleo (mistura de substâncias apolares) em água.
- b) Além das propriedades citadas anteriormente, apresente argumentos para o fato de a planta *Calotropis procera* ser considerada um potencial substituto para os materiais já existentes.

Recapitule



As ligações intermoleculares são de grande importância para compreendermos as características dos materiais e sua utilização. Com base na eletronegatividade dos átomos e sua disposição espacial na molécula, podemos identificar a polaridade da substância, entender as propriedades físicas, como temperatura de fusão e de ebulição, e, por fim, estimar sua solubilidade em diferentes solventes.

- Retome as respostas apresentadas no box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare esse desafio: Como a compreensão das ligações intermoleculares pode contribuir para a interpretação de fenômenos e para o desenvolvimento de novas tecnologias?

Agora, siga os passos abaixo para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo.

1. **Recordar:** em uma folha de papel avulsa, elabore uma lista das ideias-chave dos assuntos trabalhados neste capítulo que você considera importantes.
2. **Adicionar:** troque seu registro com outro estudante da turma e, ao receber o papel de um deles, leia a lista e adicione uma nova ideia, que pode ser um detalhe para complementar o que já está escrito, um novo tópico ou uma conexão entre as ideias já existentes. Repita esse processo ao menos duas vezes.
3. **Revisar:** devolva o papel que recebeu ao estudante original e, quando estiver com o seu, leia todas as informações contidas nele. Adicione ideias que surgiram durante a leitura das fichas dos colegas e que considere válidas.
4. **Compartilhar:** leia para a turma o que você considerou interessante nas contribuições dos colegas e/ou questione alguma ideia que não compreendeu.

Reações químicas: ácido-base



Oclairson Antonello/iStockphoto.com

A cor das flores das hortênsias depende do caráter ácido ou básico do solo. Brasil, 2023.



▼ Para refletir

1. Cite em quais situações você utiliza as palavras ácido e base, e crie uma possível definição para cada uma delas.
2. Cite um alimento que você classificaria com caráter básico. De que forma é possível identificar essa característica?
3. Em quais contextos você já fez ou percebeu o uso do termo pH? Apresente uma definição para ele.
4. Qual(is) sal(is), além do popular cloreto de sódio (principal componente do sal de cozinha), você conhece? Quais são as utilidades desses sais?

Objetivos do capítulo

- Compreender a definição de ácido e base de acordo com a teoria de Arrhenius.
- Classificar ácidos e bases de acordo com seu comportamento químico.
- Compreender as regras de nomenclatura de ácidos, bases e sais.
- Relacionar a escala de pH à acidez e à basicidade dos materiais.
- Conhecer o comportamento dos indicadores ácido-base de acordo com o pH das soluções.
- Compreender a reação de neutralização.
- Compreender e aprender a realizar o balanceamento de equações químicas.

Ácido e base no cotidiano

As hortênsias, como as apresentadas na imagem de abertura deste capítulo, são plantas conhecidas por apresentarem flores em uma ampla variedade de cores. Diversos fatores influenciam em sua cor, mas podemos destacar compostos chamados de **antocianinas**, que são pigmentos responsáveis pelas cores vermelha, rosa, roxa e azul. As antocianinas são sensíveis ao pH, assim, a cor das hortênsias depende das características do solo onde estão plantadas. Por exemplo, em um solo de caráter ácido – ou seja, com pH abaixo de 7 –, a planta tende a produzir flores azuis; por outro lado, em solo alcalino – ou seja, com pH acima de 7 –, ela tende a produzir flores de tonalidades rosas ou até mesmo brancas. Neste capítulo vamos estudar os ácidos, as bases, os sais e o pH, como eles estão relacionados entre si e como estão presentes em nosso cotidiano.

Atividades propostas



1. Podemos observar que os três lembretes, apesar de pertencerem a contextos diferentes, apresentam similaridades.

Quando preparamos um molho de tomate, ele pode ficar ácido, e podemos amenizar seu sabor ácido adicionando um pouco de açúcar. Também é possível reduzir a acidez do molho adicionando algumas colheres de bicarbonato de sódio ou de fermento em pó.

O desconforto causado pela azia, aquela sensação de queimação no estômago que sentimos ao ingerir alimentos ácidos, pode ser temporariamente aliviado com um pouco de bicarbonato de sódio diluído em água. Esse composto tem efeito alcalinizante, que neutraliza parte do ácido do estômago. Contudo, casos persistentes de azia ou de má digestão podem estar associados a males que acometem o trato digestivo e, nesses casos, todo o tratamento deve ser acompanhado por um médico.

Se as flores das hortênsias são sempre azuis, é possível verificar a acidez do solo misturando uma porção de terra em um copo de água e, em seguida, adicionar um pouco de bicarbonato de sódio e verificar se há formação de gás. Em solos ácidos, ocorre uma reação química que libera gás carbônico, e a mistura começa a borbulhar. Assim, adicionando bicarbonato de sódio – que é um sal alcalino – à água usada para regar essas plantas, pode-se mudar o pH do solo e, com isso, mudar a cor das flores das hortênsias.

- a) Identifique e cite quais são esses contextos.
- b) Quais similaridades conceituais podem ser identificadas nos trechos e como podemos relacioná-las aos conceitos de ácido, base, sal e pH?

Origem das palavras ácido e base

Apesar da palavra ácido e suas variações serem usadas em uma gama de situações distintas no dia a dia, do ponto de vista da Química, o termo se refere a similaridades entre as substâncias, que podem conferir a elas uma característica em comum. Por exemplo: o molho de tomate, o conteúdo presente no estômago dos seres humanos e alguns solos têm pH abaixo de 7, o que significa que eles são considerados ácidos. A característica comum entre eles é que apresentam a capacidade de reagir da mesma forma com antiácidos, como o bicarbonato de sódio. Nos contextos cotidianos citados, essa característica identificada no bicarbonato de sódio é nomeada com variações da palavra alcalina.

Mas, afinal, o que é um composto ácido? E um composto alcalino? Essas perguntas foram realizadas, respondidas, revisitadas e realizadas novamente por vários cientistas ao decorrer da história. A palavra ácido é derivada do latim *acidus*, que significa agudo ou azedo, e era inicialmente utilizada para descrever o gosto de algumas substâncias. Já o termo alcalino ou álcali, derivado do árabe *al qaliyi*, era utilizado para designar as cinzas das plantas, material rico em carbonato de potássio.

Atenção!

Jamais experimente produtos não alimentícios. Há risco de intoxicação e outros perigos para a saúde.

A teoria de ácido e base segundo Brønsted e Lowry será abordada no capítulo 14. Já a teoria proposta por Gilbert Newton Lewis (1875-1946) não será abordada nesta obra, pois pode trazer mais lacunas do que contribuições para a compreensão do caráter ácido-base da matéria. Ainda assim, sugerimos que, se houver oportunidade, Lewis e os cientistas posteriores sejam citados por suas contribuições, mesmo que suas teorias não sejam aprofundadas.

Teorias ácido-base

Desde a Antiguidade existia a ideia de que os compostos alcalinos apresentavam características opostas às dos ácidos. A partir de 1736, a expressão **base** foi introduzida como sinônimo de álcali pelo agrônomo e cientista francês Henri-Louis Duhamel du Monceau (1700-1782), tornando o vocábulo mais difundido, assim como o termo **composto básico**. Neste capítulo, iremos estudar a primeira teoria ácido-base, que foi proposta pelo químico sueco Svante Arrhenius (1859-1927). É importante saber, entretanto, que no decorrer dos anos, outros cientistas apresentaram teorias distintas para classificar compostos como ácidos ou bases, e que elas também podem ser utilizadas para explicar outros princípios de forma bastante útil.

Os conceitos de ácido e base segundo Arrhenius

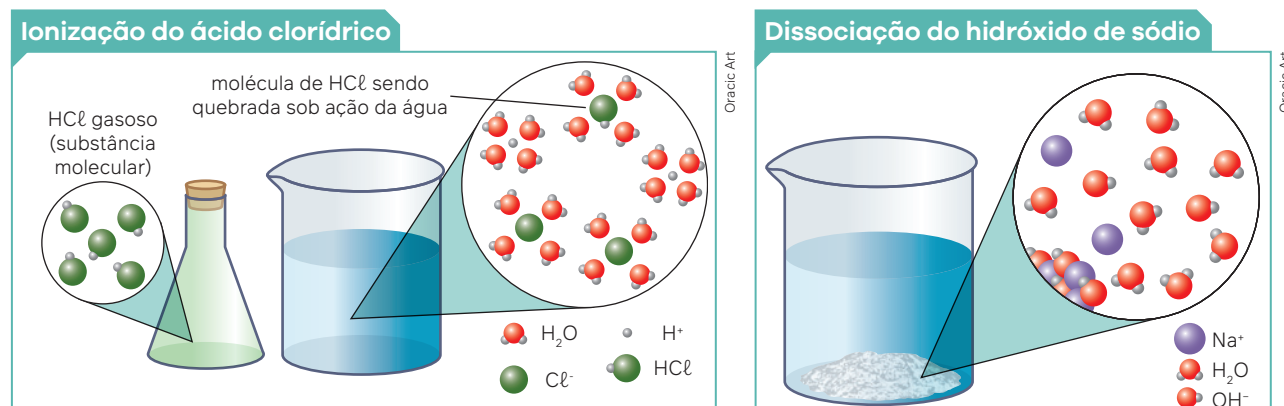
Talvez você já tenha estudado que cerca de 70% da superfície do planeta Terra e da massa do corpo humano são água. Por isso, é de se esperar que cientistas tenham investigado o comportamento de compostos quando em contato com um meio aquoso.

Algumas substâncias, ao serem adicionadas em um copo com água, são completamente dissolvidas, resultando em um sistema no qual deixam de ser facilmente distinguidas dos demais componentes presentes no copo. Nesse caso, podemos dizer que qualquer parte do todo terá a mesma composição. Denominamos esse tipo de sistema como **solução aquosa**. A água (substância presente em maior quantidade) é classificada como **solvente**, já a substância que está sendo adicionada, como **soluto**, e o fenômeno que ocorre quando o soluto é dissolvido no solvente, como **dissolução**.

Por exemplo, quando adicionamos uma pequena quantidade de cloreto de sódio (NaCl) à água, podemos afirmar que foi formada uma solução aquosa de NaCl após a dissolução desse soluto no solvente água.

Arrhenius estudou o comportamento das substâncias em solução aquosa e, por meio da observação dos resultados obtidos em suas pesquisas, em 1887, propôs uma definição em que **ácidos** são substâncias que ionizam em água, originando o íon H^+ como único cátion, e que as **bases** são substâncias que dissociam em água, originando como único ânion os íons OH^- .

As imagens desta página não estão representadas na mesma proporção. As cores, as distâncias e as dimensões representadas não são as observadas na realidade.

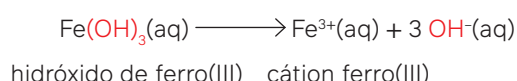
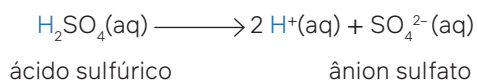
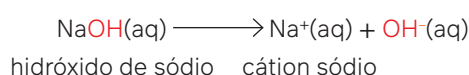
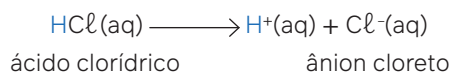


Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018.

Enfatize que essa teoria foi uma contribuição fundamental para a compreensão das reações químicas em soluções aquosas, pois descreve como os compostos iônicos se dissociam em íons quando são dissolvidos em água, formando uma solução condutora de eletricidade.

O termo **ionização** é utilizado para os ácidos, pois estes, ao reagirem com a água, formam íons em solução. As bases, já compostas por íons, tem essas espécies separadas quando em contato com a água. Este processo de separação é denominado **dissociação**.

Os exemplos a seguir são equações que representam a ionização de alguns ácidos e a dissociação de algumas bases de acordo com a teoria de Arrhenius.



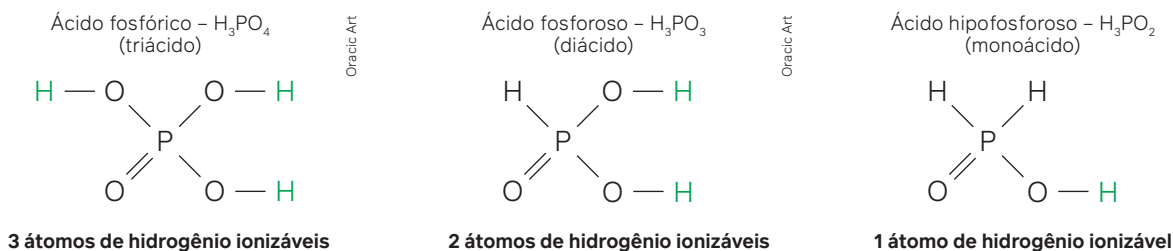
Reforce a relação entre o número de átomos de hidrogênio ionizáveis e a carga dos ânions formados durante a ionização total dos ácidos, além da relação entre a carga dos cátions e o número de íons hidróxido. Comente também que a indicação aquoso (aq) e a indicação líquido (ℓ) não são sinônimos. Substâncias em solução aquosa se encontram dissolvidas em água, que em condições ambiente, é uma substância líquida.

Em seus estudos, Arrhenius observou que alguns eletrólitos, que ele identificou como ácidos, quando em solução aquosa, apresentavam maior condutividade elétrica do que outros, o que também foi observado em relação às bases. Apoiado nesse comportamento, o químico concluiu que ambos podem ser considerados **fortes** ou **fracos**. Um ácido forte, em meio aquoso, é uma substância capaz de se ionizar quase em sua totalidade, gerando íons H^+ . Já uma base forte, em meio aquoso, é capaz de se dissociar quase em sua totalidade, originando íons OH^- ; ao passo que ácidos e bases fracos são apenas parcialmente ionizados ou dissociados, respectivamente. Não entraremos em detalhes sobre essa classificação agora, uma vez que o real entendimento desses comportamentos só será atingido após o estudo de outros princípios químicos, como o conceito de equilíbrio químico.

Classificação e nomenclatura dos ácidos

Os ácidos estudados neste capítulo são de dois tipos: aqueles que apresentam átomos de oxigênio em sua composição – como o H_2SO_4 e o H_3PO_4 – e são classificados como **ácidos oxigenados** ou **oxiácidos**, e aqueles que não apresentam átomos de oxigênio – HCl , HCN e H_2S , por exemplo –, e são classificados como **ácidos não oxigenados** ou **hidrácidos**.

Os ácidos também podem ser classificados em função do número de átomos de hidrogênio ionizáveis – que originam íons H^+ em solução –, sendo denominados, conforme o caso, como **monoácidos**, **diácidos**, **triácidos** ou **tetrácidos**. Nos oxiácidos, como os ácidos fosfóricos apresentados a seguir, os átomos de hidrogênio ionizáveis são aqueles ligados aos átomos de oxigênio, ao passo que, nos hidrácidos, todos os átomos de hidrogênio da molécula são ionizáveis.



Para nomear um ácido de Arrhenius, podemos nos basear no nome do ânion que é formado durante sua ionização total.

ácido (nome do ânion com o sufixo trocado)

Nesse contexto, se o nome do ânion terminar com o sufixo **ato**, o nome do ácido correspondente terminará com o sufixo **ico**. Quando o sufixo do ânion for **eto**, o do ácido será **ídrico**; e, no caso dos ânions com sufixo **ito**, o ácido receberá o sufixo **oso**. Atente-se ao fato de que os nomes dos oxiácidos compostos de átomos de enxofre e fósforo recebem, respectivamente, **ur** e **or** antes do sufixo apropriado.

Nomes de alguns ânions e ácidos		
Ânion formado na ionização total	Nome do ácido	Fórmula molecular do ácido
Cl^- – cloreto	ácido clor ídrico	HCl
S^{2-} – sulfeto	ácido sulf ídrico	H_2S
ClO_3^- – clorato	ácido clor ico	$HClO_3$
ClO_2^- – clorito	ácido clor oso	$HClO_2$
SO_2^{2-} – sulfito	ácido sulf uroso	H_2SO_3
PO_4^{3-} – fosfato	ácido fosf órico	H_3PO_4

Fonte: COHEN, E. R. et al. *Grandezas, Unidades e Símbolos em Físico-Química*. São Paulo: EDIT-SBQ, 2018.

Classificação e nomenclatura das bases

A nomenclatura de uma base de Arrhenius é indicada pelo nome do cátion liberado durante a dissociação do composto.

hidróxido de (nome do cátion)

No caso das bases formadas por metais que geram mais de um cátion, devemos diferenciar seus nomes por meio da indicação de um número em algarismos romanos e entre parênteses, que corresponde à carga elétrica do cátion do metal. As bases também podem ser classificadas em função do número de átomos de íons hidróxido presentes, sendo denominadas, conforme o caso, como **monobases**, **dibases**, **tribases** ou **tetrabases**.

Nomes de alguns cátions e bases		
Cátion liberado na dissociação	Nome da base	Fórmula mínima da base
K^+ – potássio	hidróxido de potássio	KOH
Mg^{2+} – magnésio	hidróxido de magnésio	$Mg(OH)_2$
Cu^+ – cobre(I)	hidróxido de cobre(I)	CuOH
Cu^{2+} – cobre(II)	hidróxido de cobre(II)	$Cu(OH)_2$

Fonte: COHEN, E. R. et al. *Grandezas, unidades e símbolos em Físico-Química*. São Paulo: EDIT-SBQ, 2018.

Atividades propostas



1. Leia as sentenças a seguir e classifique-as como verdadeiras ou falsas. No(s) caso(s) de haver afirmativa(s) falsa(s), reescreva as sentenças corrigindo-as.
 - a) Ácidos de Arrhenius são substâncias que liberam íons H^+ quando dissolvidos em água.
 - b) Bases de Arrhenius são substâncias que liberam íons H^+ quando dissolvidos em água.
 - c) O cloreto de sódio ($NaCl$) pode ser considerado um ácido de Arrhenius.
 - d) Segundo Arrhenius, as substâncias H_3BO_3 e H_2CO_3 são ácidos porque, quando em meio aquoso, originam cátions H^+ .
 - e) As substâncias HCl , H_2SO_4 e H_3BO_3 não ionizam quando dissolvidos em meio aquoso, assim, não originam íons livres.
2. Leia o texto a seguir e faça o que se pede.

A abolição da escravatura e a vinda dos imigrantes [...] converteram-se em base tanto para a formação do mercado de trabalho, com fornecimento de mão de obra qualificada, quanto para a formação do mercado interno, dando origem às primeiras manufaturas, a criação de casas comerciais e oficinas. [...] Ao fim do século XIX, foram instaladas fábricas de sabão, de pólvora, de vidros, de papel, de velas, de ácido sulfúrico, de ácido nítrico, de ácido clorídrico e de cloro. Mas ainda dependíamos da importação de técnicos, juntamente com equipamentos e processos. [...]

OLIVEIRA, L. H. M.; CARVALHO, R. S. Um olhar sobre a história da Química no Brasil. *Revista Ponto de Vista*, Viçosa, v. 3, n. 1, p. 27–37, 2006. Disponível em: <https://periodicos.ufv.br/RPV/article/view/9740>. Acesso em: 3 jun. 2024.

- a) Escreva as fórmulas moleculares dos três ácidos citados no texto e classifique-os em hidrácidos e oxiácidos.
- b) Faça uma pesquisa e, com base nas informações coletadas e no trecho que você acabou de ler, descreva o impacto da instalação das fábricas de ácidos (mencionadas no texto) no desenvolvimento industrial do Brasil no final do século XIX.

Indicadores e pH

No início deste capítulo, discutimos como as flores das hortênsias podem adquirir diferentes colorações de acordo com a acidez do solo. Além das hortênsias, outras plantas, como o repolho roxo e a jabuticaba, também apresentam pigmentos que mudam de coloração a depender da acidez do meio.

Na fotografia podemos observar as colorações resultantes da adição do extrato de repolho roxo em diferentes soluções ácidas e básicas.

Substâncias que atuam indicando a proporção de íons H^+ em relação a íons OH^- no meio aquoso podem ser utilizadas como **indicadores ácido-base**. Essas substâncias apresentam uma determinada coloração em meio ácido que difere da coloração apresentada em meio básico.

Então, o que esperar quando quantidades diferentes do mesmo ácido ou da mesma base são acrescentadas a uma determinada quantidade de água? Qualitativamente, podemos prever que, quanto maior for a quantidade de H^+ e OH^- em uma solução, o meio será mais ácido ou mais básico, respectivamente. De forma quantitativa, isso é demonstrado por meio da **escala de potencial hidrogeniônico** de uma solução, ou, simplesmente, **escala de pH**. Essa escala determina a disponibilidade de H^+ . Analogamente, o **potencial hidroxiliônico (pOH)** é uma escala relacionada à disponibilidade de íons hidróxido, o OH^- .

A escala de pH vai de 0 a 14. É estabelecido que quanto maior o pH, menos ácida (e, portanto, mais básica) é a solução. Atribuindo $pH = 7$ à água a $25\text{ }^\circ\text{C}$ (em que a concentração de H^+ equipara-se à de OH^-) e classificando-a como neutra, podemos estabelecer que:

- se $pH < 7$, a solução é ácida;
- se $pH = 7$, a solução é neutra;
- se $pH > 7$, a solução é básica.

A seguir, alguns líquidos comuns e a faixa de pH em que geralmente são encontrados:

O pH de alguns líquidos			
Líquido	pH	Líquido	pH
Suco de limão	2,1-2,4	Saliva humana	6,2-7,8
Refrigerante	3,0-3,3	Sangue humano	7,3-7,8
Leite de vaca	6,1-6,5	Detergente	9,1-9,8

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Se você conhece o pH no qual o indicador passa de uma cor para outra, pode determinar se uma solução tem um pH maior ou menor que esse valor. Por exemplo: o indicador fenolftaleína, muito utilizado em laboratórios químicos, é incolor em soluções com pH abaixo de 8; no intervalo de pH entre 8,3 e 10, o indicador é gradualmente convertido para sua forma básica, de cor rosa. Quanto mais base é adicionada, mas se intensifica a cor rosa que tende a mudar para a cor violeta.

Outros métodos experimentais podem ser utilizados para determinar com maior precisão o pH de uma solução. Por exemplo, pode-se utilizar o pHmetro (lê-se peagâmetro), que é um equipamento cujo sistema é capaz de medir a quantidade de íons H^+ .



Turtle Rock Scientific/Science Source/Fotorena

Escala de cor do extrato de repolho roxo de acordo com o pH do meio. Da esquerda para a direita os frascos apresentam soluções de pH entre 2 e 12.

Se liga

Não confunda! As grandezas pH e pOH indicam o grau de acidez e basicidade em soluções aquosas, e não a força do ácido e da base em si.

► Ciências da Natureza

O estudo de pH pode ser aplicado no estudo das reações químicas que ocorrem em seres vivos e na natureza, como feito nos **capítulos 2 e 3** do livro de **Biologia** desta coleção.



Mudança de cor de uma solução incolor contendo indicador fenolftaleína após adição de solução básica.



Os pHmetros são instrumentos digitais utilizados para a medição do pH de soluções.

#FicaADica

PhET: Escala de pH, PHET: INTERACTIVE SIMULATIONS, Escala pH: básico, da University of Colorado Boulder. Nesse simulador é possível verificar o pH de diferentes materiais e analisar como a adição de água influencia no valor do pH de cada um deles, assunto que será abordado nos capítulos 10 e 14. Disponível em: https://phet.colorado.edu/sims/html/ph-scale-basics/latest/ph-scale-basics_all.html?locale=pt_BR. Acesso em: 3 jun. 2024.

Atividades propostas



1. Leia o texto a seguir e responda às questões.

[...] Algumas substâncias têm seus efeitos tóxicos atenuados ou magnificados em pHs extremos, como aquelas presentes em despejos de produtos químicos.

Com a diminuição do pH da água (por exemplo, por meio do despejo de ácidos), os peixes apresentarão uma maior frequência respiratória, passando a abocanhar o ar na superfície; em pH extremamente baixo, têm morte imediata.

Com o aumento do pH (por exemplo, pelo despejo de soda), há formação de óxido de cálcio que provoca corrosão do epitélio branquial e das nadadeiras, levando os peixes à morte. A amônia, por exemplo, quando presente no meio em pH acima de 9 e altas temperaturas[,] tende a ser altamente tóxica. Já alguns metais em pH menor que 4 apresentam uma maior toxicidade.

Novamente ocorrem variações nas tolerâncias de espécie para espécie a diferentes pHs, mas valores entre 7 e 8 são, geralmente, considerados adequados para peixes de água doce. [...]

Valores de pH abaixo de 5, indicando acidez, já podem provocar mortandades e pHs alcalinos entre 9 e 10 podem ser prejudiciais em certas ocasiões. Águas com pH acima de 10 são consideradas letais para a grande maioria dos peixes. [...]

CETESB. *Mortandade de peixes*. São Paulo: Cetesb, [20--]. Disponível em: <https://cetesb.sp.gov.br/mortandade-peixes/alteracoes-fisicas-e-quimicas/ph>. Acesso em: 27 jun. 2024.

- a) De acordo com o texto, o que acontece com as tolerâncias dos peixes em relação ao pH da água?
- b) Pesquise a Resolução CONAMA 357/05 e explique de que forma ela contribui para a preservação da vida aquática em relação ao pH das águas.
- c) Em baixos pH e temperatura, a amônia se combina com a água para produzir um íon amônio e um íon hidróxido. Escreva a equação que representa essa reação.
- d) Pesquise, em fontes confiáveis, o motivo pelo qual a amônia pode se tornar altamente tóxica para os peixes em pH acima de 9 e altas temperaturas.



Estudando o pH do solo e a disponibilidade de nutrientes para as plantas

Você e sua equipe foram convidados para ajudar os agricultores a entenderem a **relação entre o pH do solo e a disponibilidade de nutrientes para as plantas**. Para isso, vocês terão que se especializar em alguns tópicos, para, ao final, elaborar um pôster explicativo com essas informações. Caso julgue interessante, procure professores de outras áreas do conhecimento que possam contribuir com os seus estudos acerca dos temas!

Etapa 1 - Formação do grupo de base

Formem grupos com quatro integrantes. Pesquisem quais são os nutrientes essenciais para o desenvolvimento das plantas e discutam os seus conhecimentos a respeito da relação entre o pH do solo e a disponibilidade de nutrientes para as plantas. Caso conheçam alguns agricultores, aproveitem a oportunidade para vocês explorarem também os conhecimentos deles sobre esse assunto por meio de uma entrevista! Anotem as suas descobertas no caderno.

Etapa 2 - Formação dos grupos de especialistas

Cada integrante do **grupo de base** deve escolher um dos temas a seguir para se especializar, de forma que nenhum assunto fique sem um representante. Depois disso, os representantes de cada tópico devem se reunir com os colegas dos outros quartetos que também escolheram o mesmo assunto, formando, assim, os grupos de especialistas. Cada grupo de especialistas deve estudar e responder às questões propostas para o seu tema e depois compartilhar seus aprendizados com o seu respectivo grupo de base.

Grupo 1: especialistas em pH

- O que é pH do solo e qual é a sua importância?
- Quais são as faixas de pH consideradas ácidas, neutras e alcalinas para o solo?

Grupo 2: especialistas em importância do pH do solo para a agricultura

- Quais são os principais efeitos da variação do pH do solo na agricultura e na produção de alimentos?
- Como os produtores podem realizar a correção do pH do solo para melhorar a produtividade das plantas?
- Quais são os impactos da má gestão do pH do solo na agricultura?

Grupo 3: especialistas em solo e suas características

- Os principais solos para a agricultura são: argiloso, arenoso, siltoso e orgânico (ou húmico). Quais são as principais características desses solos.
- Explique como o tipo de solo pode impactar o pH do solo e a retenção de nutrientes.
- Como é a distribuição geográfica dos tipos de solo para a agricultura em diferentes regiões brasileiras?

Grupo 4: especialistas em como o pH afeta a disponibilidade de nutrientes para as plantas

- Quais nutrientes são afetados pelo pH do solo e de que forma?
- Como as plantas podem apresentar sinais visuais de deficiência ou excesso de nutrientes relacionados ao pH do solo?

Etapa 3 – Retorno ao grupo de base

Os integrantes dos grupos especialistas devem retornar ao grupo de base e, juntos, dar continuidade ao projeto com os passos a seguir:

- Passo 1: Cada integrante do grupo deve compartilhar o que aprendeu em suas pesquisas como especialista.
- Passo 2: O grupo deve organizar as informações de forma clara e concisa, identificando o ponto-chave de como o pH do solo afeta a disponibilidade de nutrientes e como isso influencia o crescimento das plantas.

- Passo 3: Com base nas informações organizadas, cada grupo deve criar um pôster explicativo para os agricultores, utilizando recursos visuais, gráficos e linguagem acessível. Esse trabalho pode ser feito com a colaboração dos professores de Língua Portuguesa e Artes, que poderão auxiliar na adequação da redação conforme o público-alvo e no processo de criação gráfica do material. O pôster deve conter, necessariamente, as seguintes informações:
 - a) o que é pH do solo;
 - b) como medir e interpretar os valores de pH;
 - c) como o pH influencia na disponibilidade de nutrientes essenciais para as plantas;
 - d) quais são os benefícios de compreender e cuidar do pH do solo, ressaltando como isso pode melhorar a produtividade agrícola, reduzir custos com fertilizantes e contribuir para uma agricultura mais sustentável e eficiente;
- Passo 4: O grupo deve revisar o material e preparar uma breve apresentação para compartilhar suas descobertas e o pôster finalizado com toda a turma. Cada grupo pode destacar aspectos específicos do conteúdo produzido e explicar como essas informações podem auxiliar os agricultores em suas práticas agrícolas. Após essa apresentação organizem com o professor, ações para a divulgação do material produzido – por meio de redes sociais, por exemplo.

Sais

A palavra sal geralmente é associada ao sal de cozinha, constituído principalmente de cloreto de sódio (NaCl).

Não é difícil imaginar que isso ocorra devido à importância do sal de cozinha para o ser humano desde as civilizações antigas, em que era utilizado não só como o principal condimento na culinária, mas como conservante de alimentos. Além disso, outros usos do sal de cozinha incluíam seu emprego como moeda. Por exemplo, historiadores e linguistas associam a origem da palavra **salário** ao período do Império Romano em que trabalhadores e soldados recebiam seus pagamentos em sal.

A utilização do sal de cozinha também está associada a benefícios para a saúde humana, como o equilíbrio de fluidos corporais; a regulação do ritmo cardíaco e do volume do sangue; e a transmissão de impulsos nervosos e contrações musculares. Atualmente, seu uso excessivo na alimentação – principalmente nos alimentos industrializados, frequentemente consumidos de forma exagerada – tem desencadeado problemas de saúde pública relacionados ao aumento de doenças crônicas, como a hipertensão e outras doenças cardiovasculares.

Com base em tudo que foi exposto, é compreensível que a palavra sal seja associada ao cloreto de sódio. No entanto, na Química, a definição de sal é mais abrangente. Conforme vimos anteriormente, Arrhenius propôs a existência de três grupos de eletrólitos: os ácidos, as bases e os sais. Ele definiu os sais como compostos formados por íons que subsistem após a reação entre um ácido e uma base. Então podemos dizer que os sais são compostos formados pela combinação de um cátion, proveniente de uma base, e de um ânion, proveniente de um ácido.

Saiba mais

Quilombo da Pedra do Sal: patrimônio cultural e símbolo de resistência

No Brasil, a palavra sal também carrega um significado histórico e cultural no contexto dos antigos quilombos – que eram comunidades formadas por escravizados fugidos ou autoexcluídos, por diversas razões, da sociedade durante o período colonial. O Quilombo da Pedra do Sal, localizado na região portuária do Rio de Janeiro, é um marco cultural e histórico que remonta ao período colonial, quando a região era um ponto de entrada para o comércio de escravizados africanos. Atualmente, essa área preserva tradições e práticas culturais da identidade africana do Brasil, com destaque para o samba, além de ser reconhecida como bem cultural de natureza imaterial pela cidade do Rio de Janeiro, simbolizando a luta e a resistência dos escravizados e seus descendentes contra a opressão.

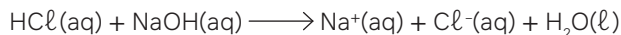
Reações de neutralização

Arrhenius propôs que, em uma reação de neutralização, os íons H^+ provenientes da ionização dos ácidos se combinam com os íons OH^- provenientes da dissociação das bases para formar moléculas de água.

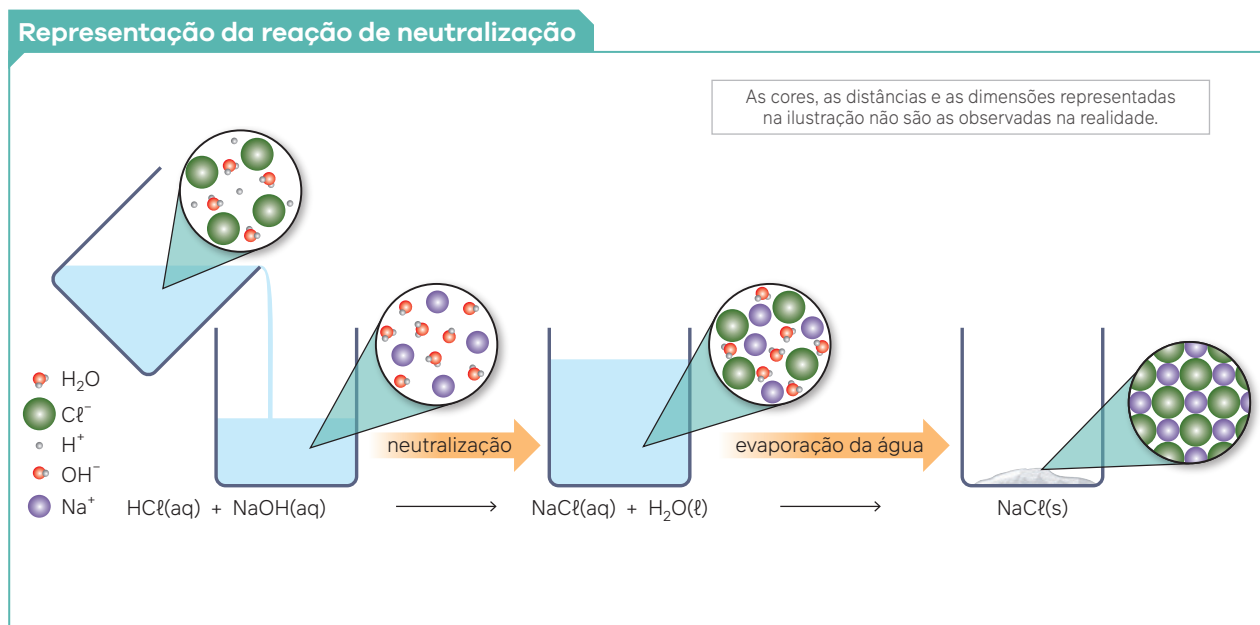
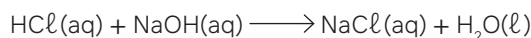


Dessa forma, o nome reação de neutralização se dá pelo fato de que a água é considerada neutra, não sendo classificada como ácido nem como base pela definição de Arrhenius.

Nesse contexto, quando uma solução aquosa de ácido clorídrico é misturada com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, por exemplo, ocorre formação de moléculas de água, assim, o cátion proveniente da dissociação da base e o ânion originário do ácido permanecem em solução.

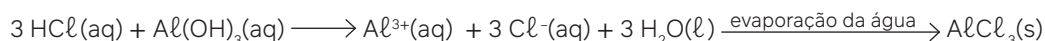
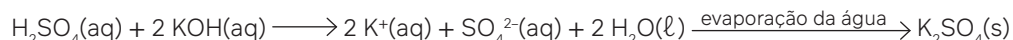


Se a água for completamente evaporada desse sistema, esses íons se combinam, originando cristais de cloreto de sódio, um sal. Por isso, é muito comum a representação de produtos de reações de neutralização por meio da fórmula química do sal correspondente.



Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th. ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018.

Observe outros exemplos de equações químicas que representam reações de neutralização seguidas da evaporação da água para obtenção de sais.

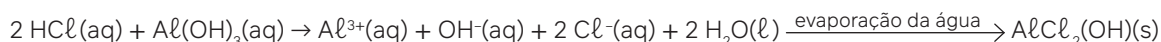


Nesses exemplos, observe que a quantidade de íons H^+ provenientes do ácido é igual à quantidade de íons OH^- provenientes da base e, assim, a solução resultante é neutra. Em casos como esse, dizemos que ocorreu uma **neutralização total**, e que os sais obtidos após a evaporação da água são classificados como **sais normais**. Por outro lado, se as quantidades dos íons H^+ e OH^- não forem iguais, ocorre a neutralização parcial do ácido ou da base.

Em uma **neutralização parcial do ácido**, a solução resultante é ácida devido à presença de íons H^+ . Nesses casos, os sais obtidos, após a evaporação da água, apresentam cátions com hidrogênio ionizável e são classificados como **hidrogenossais**, como o bicarbonato de sódio, NaHCO_3 .



Por sua vez, em uma **neutralização parcial da base**, a solução resultante é alcalina devido à presença de íons OH^- . Nesses casos, os sais obtidos após a evaporação da água, apresentam o íon hidróxido e são classificados como **hidroxissais**, como o hidroxicloreto de alumínio, $\text{AlCl}_2(\text{OH})$.



Nomenclatura dos sais

O nome dos sais normais é indicado com base no nome dos íons que podem ser liberados na dissociação desse composto em solução aquosa.

(nome do ânion) de (nome do cátion)

Leia abaixo a nomenclatura de alguns sais formada a partir dos cátions e ânions.

Nomes de alguns cátions, ânions e sais			
Cátion liberado na dissociação	Ânion liberado na dissociação	Nome do sal	Fórmula mínima do sal
K ⁺ – potássio	Br ⁻ – brometo	brometo de potássio	KBr
Mg ²⁺ – magnésio	Cl ⁻ – cloreto	cloreto de magnésio	MgCl ₂
Pb ²⁺ – chumbo(II)	SO ₄ ²⁻ – sulfato	sulfato de chumbo(II)	PbSO ₄
Pb ³⁺ – chumbo(III)	SO ₄ ²⁻ – sulfato	sulfato de chumbo(III)	Pb ₂ (SO ₄) ₃

Fonte: COHEN, E. R. et al. *Grandezas, Unidades e Símbolos em Físico-Química*. São Paulo: EDIT-SBQ, 2018.

Atividades propostas



1. Um metal, simbolizado por **M**, forma um sal com fórmula mínima M(NO₃)₃. Com base nessa informação, qual é a fórmula do sulfeto formado por **M**?



2. Nos mercados, é comum encontrarmos diferentes tipos de sal para uso culinário. Leia o texto a seguir e responda o que se pede.

Atualmente, encontramos grande variedade de tipos de sal, mas qual a diferença entre eles?

- Sal de cozinha ou “refinado”: é o mais utilizado na culinária. O iodo foi adicionado ao sal pela primeira vez em meados de 1920 para combater uma epidemia de hipertireoidismo e o bócio. Ele é processado para remover impurezas (reduzindo os teores de minerais), e por ter uma textura fina pode ser misturado de forma mais homogênea. Um grama tem 400 mg de sódio.
- Sal *light*: redução no teor de sódio, com 50% de cloreto de sódio e 50% de cloreto de potássio. Indicado para pessoas que têm restrição ao consumo de sódio. Entretanto, indivíduos com doenças renais não devem utilizá-lo.
- Sal marinho: é mais caro do que o sal de cozinha por ser raspado manualmente da superfície de lagos de evaporação. Não é tão processado, preservando mais os sais minerais. Um grama contém cerca de 420 mg de sódio. Pode ser grosso, fino ou em flocos. Dependendo da região [em] que é retirado e da composição de minerais[,] pode ser branco, rosa, preto, cinza ou de uma combinação de cores.
- Sal do Himalaia: cor rosa por ser rico em cálcio, magnésio, potássio, cobre e ferro. Um grama contém 230 mg de sódio.

[...]

- Flor de sal: contém 10% a mais de sódio. Na elaboração são utilizados apenas os cristais retirados da camada superficial das salinas. Sabor mais intenso e textura crocante, indicado acrescentar após a preparação do alimento. Um grama contém 450 mg de sódio.

CONSUMO de sal é elevado no Brasil [...]. In: TJDF. Brasília, DF, [2019]. Disponível em: www.tjdft.jus.br/informacoes/programas-projetos-e-aco-es/pro-vida/dicas-de-saude/pilulas-de-saude/consumo-de-sal-e-elevado-no-brasil-entenda-as-diferencas. Acesso em: 16 set. 2024.

© Tribunal de Justiça do Distrito Federal e dos Territórios – TJDF. Todos os direitos reservados. É permitida a reprodução parcial ou total desta publicação, desde que citada a fonte.

Agora responda:

- Todo sal de cozinha é igual?
- Faça uma análise dos diferentes tipos de sal e indique os que possuem menor teor de sódio. Justifique.
- O que é necessário para que o sal *light* contribua 50% menos para o aumento de sódio na dieta quando comparado ao sal comum?
- Qual é a relação entre iodo, tireoide e bócio?
- Pesquise sobre a obrigatoriedade de iodação do sal no Brasil e os ingredientes de diferentes marcas e tipos de sal, como o sal marinho e o sal rosa do Himalaia. Os produtos que você pesquisou estão de acordo com a legislação? Se não, quais são as características comuns aos que não estão?

Você pode buscar os ingredientes nos rótulos dos produtos, sendo que muitos estão disponíveis na internet.

Balanceamento químico

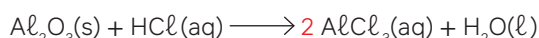
Equações químicas são representações das reações químicas e descrevem a conservação da matéria – átomos ou partículas subatômicas envolvidos. Assim, é necessário ter uma atenção especial ao escrever essas equações.

Balancear uma equação química consiste em aplicar coeficientes numéricos às fórmulas químicas presentes na equação de modo que o número de espécies de cada elemento químico seja igual nas duas parcelas da equação, tanto a que representa os reagentes quanto a que representa os produtos. Esses coeficientes numéricos são conhecidos como coeficientes estequiométricos da reação. Além disso, também indicam a proporção das quantidades entre reagentes e produtos.

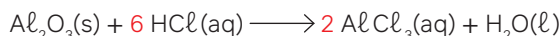
O método descrito a seguir permite que o balanceamento de equações químicas ocorra por meio da observação, tentativa e erro. Ele é o mais indicado para reações químicas simples, geralmente com dois reagentes envolvidos.

Considere a equação química não balanceada: $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{AlCl}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

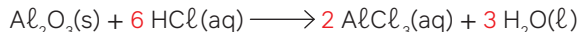
Iniciaremos pelo átomo de alumínio presente no Al_2O_3 , o óxido de alumínio, do lado dos reagentes. Observe que há dois átomos de alumínio no óxido, representado pelo índice 2 do lado direito do Al da fórmula. Nos produtos, há o cloreto de alumínio, que tem apenas um átomo de alumínio. Por esse motivo, atribui-se a esse sal o coeficiente 2 para que a quantidade de átomos de alumínio seja igual entre reagentes e produtos.



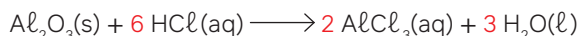
Ao atribuir o coeficiente 2 para o cloreto de alumínio, teremos 6 átomos de cloro no produto, já que o cloro apresenta índice 3. Assim, será necessário atribuir o coeficiente 6 para o cloreto de hidrogênio para que haja o mesmo número de átomos de cloro nos reagentes e nos produtos.



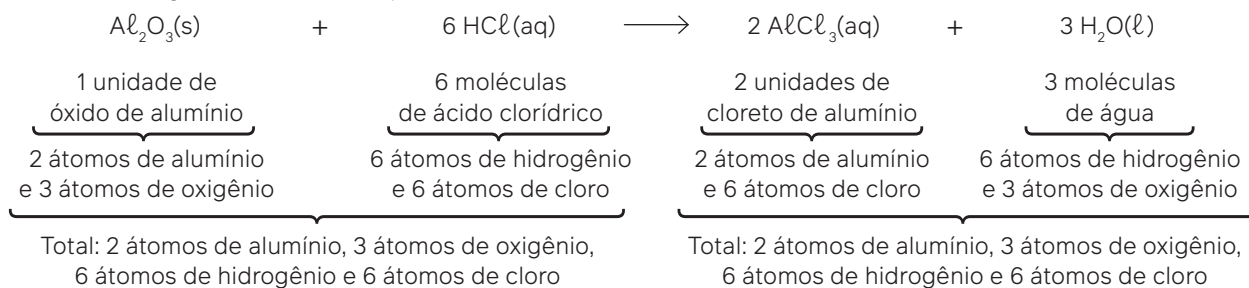
Ao atribuir o coeficiente 6 para o cloreto de hidrogênio, teremos 6 átomos de hidrogênio nos reagentes, uma vez que apenas essa substância apresenta átomos de hidrogênio nos reagentes. Se observamos as substâncias produzidas, veremos que a molécula de água apresenta 2 átomos de hidrogênio por molécula, como temos 6 átomos de hidrogênio nos reagentes, atribuímos o coeficiente 3 para a molécula de água, para que tenhamos a mesma quantidade de átomos de hidrogênio entre reagentes e produtos.



Por fim, observamos, na parcela dos produtos, que apenas a água apresenta um átomo de oxigênio por molécula; portanto temos um total de 3 átomos de oxigênio. Se observarmos a parcela dos reagentes, o total de átomos de oxigênio também é três: cada óxido de alumínio tem três átomos de oxigênio. Portanto não é necessário alterar nenhum coeficiente para balancear os átomos de oxigênio.



Observe a seguir um resumo do que foi mostrado:

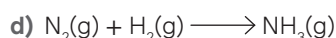
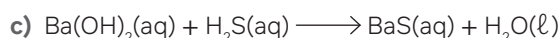
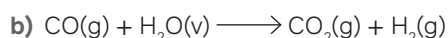


Atividades propostas

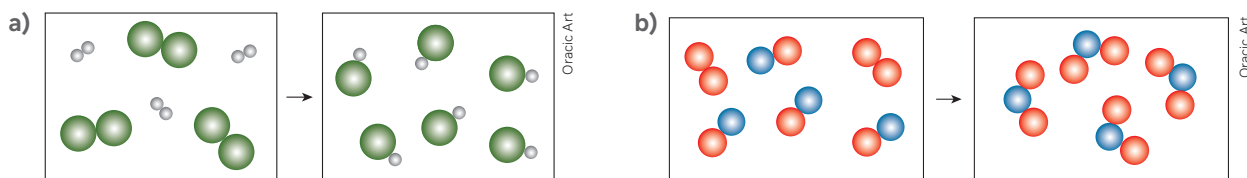


Comece com você!

1. As equações a seguir podem ou não estar balanceadas. Identifique as equações não balanceadas e reescreva-as de forma balanceada em seu caderno.



2. Analise as imagens e, em seu caderno, escreva as equações químicas que representam as reações ilustradas, balanceadas com os menores números inteiros possíveis. Nessas imagens, as esferas cinza-claro representam átomos de hidrogênio; as azuis, de nitrogênio; as vermelhas, de oxigênio; e as verdes, de cloro.



3. Reflita a respeito das estratégias que você utilizou para resolver as atividades 1 e 2. Registre essas reflexões e explicações em seu caderno.

Agora, vamos compartilhar!

4. Escolha um colega para formar uma dupla e compartilhar seus registros. Verifiquem se chegaram às mesmas explicações e, se necessário, complementem suas respostas.

Todos juntos aprendemos mais!

5. Reúna-se com sua turma e analise as explicações das outras duplas. Se for necessário, complemente seus registros. Construam juntos um registro único do conjunto de estratégias para balancear equações químicas.

Ciência por dentro



Algoritmo para o balanceamento de equações

Nesta atividade, você e sua equipe irão observar alguns exemplos de equações e, com base nisso, analisar e escrever algoritmos capazes de automatizar o balanceamento de equações que representam reações químicas.

Desenvolver um algoritmo, para além de possibilitar a automação de tarefas, faz parte de uma estratégia para solução de problemas conhecida como **pensamento computacional**. Essa abordagem abrange uma série de atitudes e habilidades, como a capacidade de **decompor problemas, identificar padrões e aplicar a abstração**.

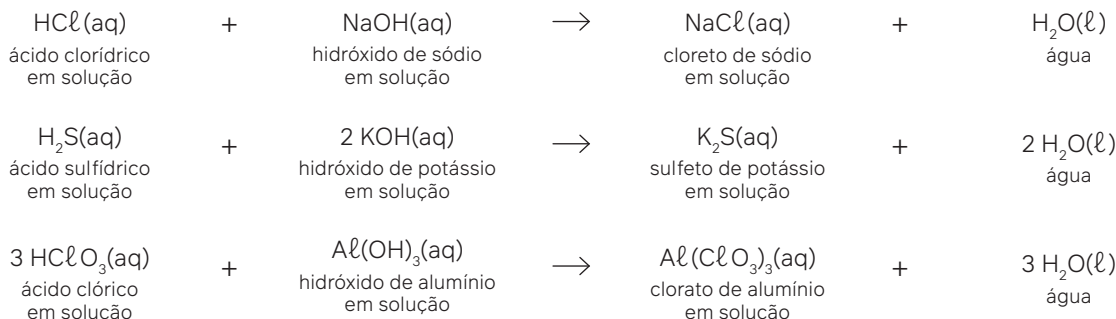
Muitas vezes, balancear uma equação é bastante trabalhoso, o que se deve ao fato de tentarmos resolver tudo de uma vez só. Por isso, devemos ter em mente que todo o problema, por maior que seja, pode ser dividido em partes, assim, solucioná-lo será uma tarefa mais fácil. Ao final, a organização e descrição dos passos que nos ajudaram a resolver cada um dos pequenos problemas será o algoritmo que levará à resolução do problema inicial. Com esse passo a passo, sempre que for necessário balancear uma equação química, poderemos fazer isso de maneira simples.

Material:

- Folha de papel e canetas coloridas;
- Opcional: recurso digital para montar a apresentação.

Procedimento

Vamos começar coletando informações a respeito de um tipo específico de reações: as reações de neutralização total entre ácidos e bases de Arrhenius. Analisem os exemplos a seguir.



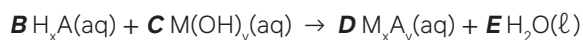
Para elaborar um algoritmo e balancear equações como essas, precisamos reconhecer os padrões de composição atômica das substâncias e os de proporcionalidade entre os átomos de reagentes e produtos, mas tentemos resolver um problema de cada vez.

Os ácidos de Arrhenius são compostos por átomos de hidrogênio ionizáveis ligados a ânions – representados por **A**. O número de átomos de hidrogênio ionizáveis (H^+) corresponde ao número de cargas negativas do ânion **A**. Dessa forma, podemos reconhecer um padrão e propor uma representação genérica para a fórmula dos ácidos de Arrhenius: $[H^+]_x[A^-]$, ou, simplesmente, H_xA . Por exemplo, para o HCl : $x = 1$; para o H_2S : $x = 2$ e, para o $HClO_3$, $x = 1$. Em todos os casos, os ânions Cl^- , S^{2-} e ClO_3^- passam a ser representados por **A**, simplesmente, ou seja, abstraímos a natureza desses ânions atentando unicamente às cargas dessas espécies.

Podemos reconhecer outro padrão de composição atômica ao analisar as fórmulas das bases de Arrhenius. Lembrem-se de que esses compostos (exceto o NH_4OH) são formados por cátions metálicos – que vamos representar por **M** – e por ânions hidróxido em número correspondente ao número de cargas positivas do cátion. Genericamente, uma base de Arrhenius pode ser representada por $[M^{y+}][OH^-]_y$ ou simplesmente $M(OH)_y$. Assim, para o $NaOH$ e para o KOH : $y = 1$; e para o $Al(OH)_3$: $y = 3$. Da mesma forma, todos os cátions passam a ser representados por **M**.

Agora, pensemos no padrão para a composição atômica dos sais. Lembremos que a fórmula mínima de um composto iônico é a representação da menor proporção entre a quantidade de cátions e ânions, de forma a igualar as cargas positivas e negativas. Por isso, genericamente, os sais podem ser representados por $[M^{y+}]_x[A^-]_y$ ou, de forma simplificada, M_xA_y . Com esses dados, podemos representar uma reação de neutralização total por meio de uma equação genérica.

1. Analisem a equação química genérica indicada abaixo, em que os coeficientes estequiométricos foram substituídos por letras:



Notem que a equação genérica apresenta seis variáveis que estão relacionadas entre si:

- x**: valor numérico da carga do ânion que forma o ácido;
- y**: valor numérico da carga do cátion que forma a base;
- B**: coeficiente estequiométrico para a fórmula do ácido;
- C**: coeficiente estequiométrico para a fórmula da base;
- D**: coeficiente estequiométrico para a fórmula do sal;
- E**: coeficiente estequiométrico para a fórmula da água.

Vocês já conhecem o significado de **variável**, estudado em Matemática, como números não especificados ou desconhecidos, geralmente representados por x . Na programação de computadores, uma variável se refere a um elemento para armazenar informações. Dessa forma, um programa pode acessar, exibir e modificar o conteúdo de uma variável conforme as instruções definidas pelo algoritmo. É importante ressaltar que, tanto na Matemática quanto na Ciência da Computação, as **variáveis não apresentam valores fixos**. No contexto do algoritmo que estamos prestes a desenvolver, precisamos também reconhecer padrões nas relações de proporcionalidade para estabelecer corretamente os coeficientes estequiométricos.

2. Analisem novamente os três exemplos de equação apresentados no início desta seção. Notem que há um padrão importante que podemos reconhecer. Nos casos de neutralizações totais, o coeficiente estequiométrico atribuído à fórmula do ácido (**B**) é numericamente igual à carga do cátion (y); o coeficiente para a fórmula da base (**C**) é numericamente igual à carga do ânion (x); o coeficiente para a fórmula do sal (**D**) é sempre 1; e o coeficiente para a fórmula da água (**E**) é numericamente igual à quantidade total de átomos de hidrogênio ionizáveis. Com base nessa informação, podemos concluir que:

$$B = y \qquad C = x \qquad D = 1 \qquad E = B \cdot x$$

Notem que cada uma das equações acima resolve uma parte do processo para balancear uma equação de neutralização total e isso nos ensina que, ao decompor o problema, ou seja, ao dividi-lo em partes menores, temos mais facilidade para resolvê-lo.

No algoritmo descrito a seguir, usamos as variáveis x e y para determinar o valor das variáveis **B**, **C** e **E** (nessa ordem) com a intenção de obter a equação química balanceada. Já buscando

GLOSSÁRIO

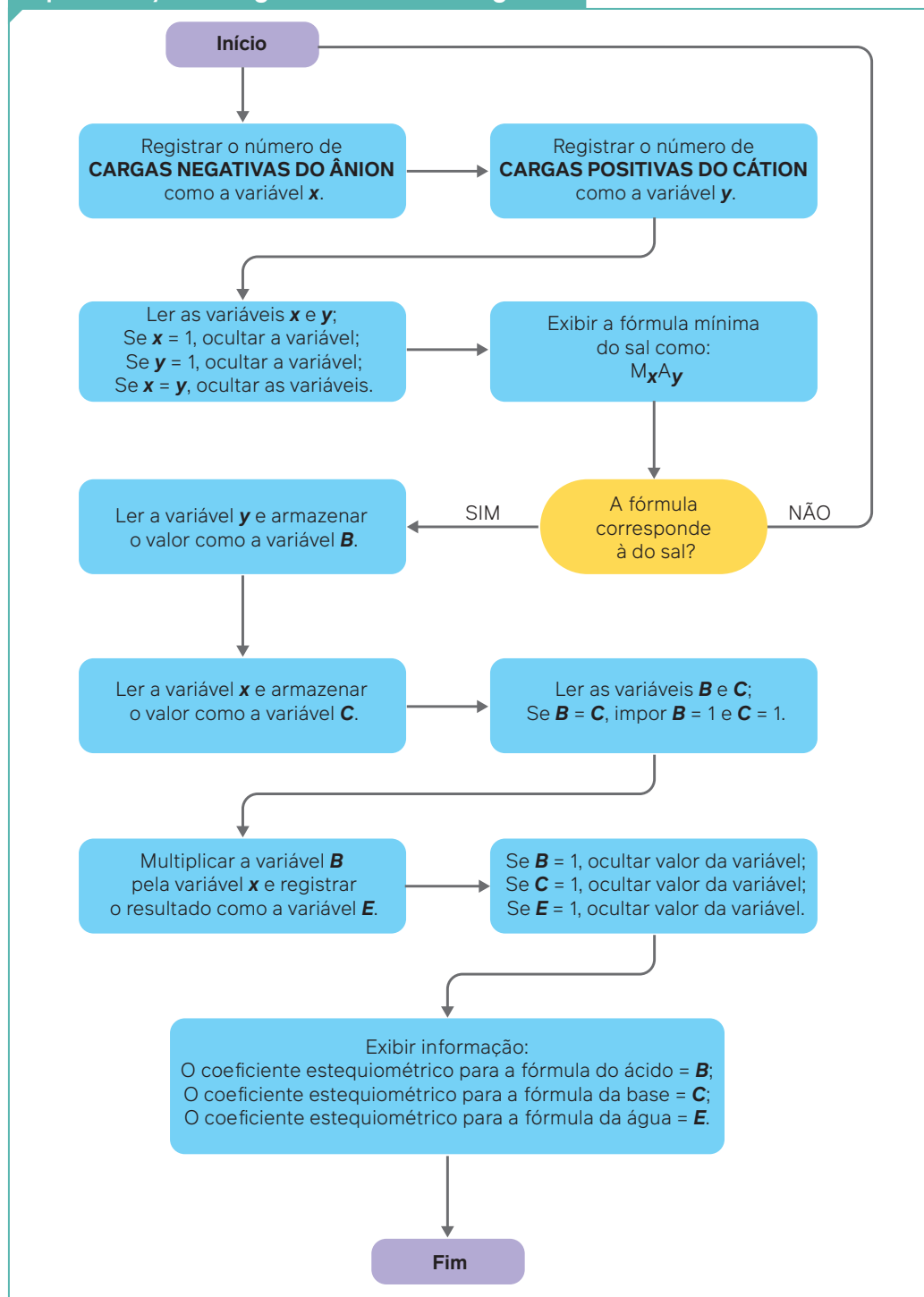
estrutura condicional:

na linguagem de programação, uma estrutura condicional permite que diferentes comandos sejam executados, dependendo do resultado – verdadeiro ou falso – de uma expressão lógica.

detectar um possível erro na inserção dos valores para as variáveis x e y , vamos inserir uma **estrutura condicional** logo no início do algoritmo. Aqui devemos deixar claro que não representamos coeficientes cujo valor é igual 1 e, também por isso, não incluiremos a variável D no algoritmo.

3. Analisem o fluxograma a seguir. Ele traz uma representação gráfica do algoritmo de forma que organiza e descreve os passos que realizamos até aqui.

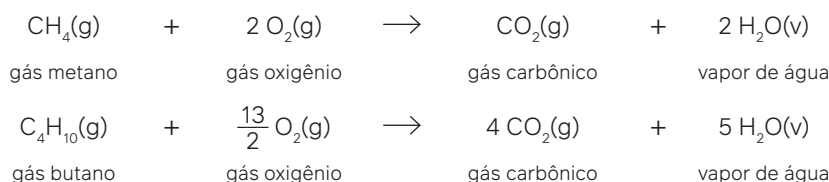
Representação do algoritmo em um fluxograma



Fluxograma do algoritmo para o balanceamento de equações que representam as reações de neutralização total entre ácidos e bases de Arrhenius. Note que o SIM indica o resultado Verdadeiro para a estrutura condicional, já o NÃO, o resultado Falso, o que reinicia o algoritmo e evita erros.

Trocando ideias

1. Reúnam-se em equipes e analisem o algoritmo proposto.
2. Usem o algoritmo para determinar os coeficientes estequiométricos para a equação que representa a neutralização total do H_3PO_4 pelo $\text{Fe}(\text{OH})_3$, respectivamente o ácido fosfórico e o hidróxido de ferro(III).
3. Comparem os coeficientes obtidos por meio do algoritmo entre as equipes.
4. Conversem e reflitam sobre a seguinte situação: Ao usar o algoritmo para obter os coeficientes estequiométricos da equação proposta, um estudante, por descuido, informou que a carga do ânion é 2. O algoritmo será capaz de exibir corretamente os coeficientes estequiométricos?
5. A combustão completa de hidrocarbonetos – compostos formados apenas por átomos de C e H – é comumente estudada durante o Ensino Médio. Analisem as equações abaixo que exemplificam esse tipo de reação.



6. Com base nos exemplos apresentados, elaborem um algoritmo capaz de determinar os coeficientes estequiométricos para as equações de combustão completa dos hidrocarbonetos.
7. Usando folhas de papel e canetas coloridas ou recursos digitais, como um editor de fluxogramas *on-line*, construam um fluxograma para representar o algoritmo elaborado por vocês.
8. Testem o algoritmo elaborado por vocês utilizando o gás propano (C_3H_8).
9. Troquem os fluxogramas com outra equipe e testem seu algoritmo também utilizando o gás propano.
10. Comparem os coeficientes obtidos por meio da aplicação dos algoritmos elaborados por sua e pela outra equipe. Se não forem iguais reúnam-se com a outra equipe e procurem o que pode ter levado a essa diferença. Se necessário, refaçam o fluxograma.
11. Verifiquem se a equação obtida está balanceada. Se não estiver, apresentem o fluxograma para a turma, e procurem entender o que aconteceu. Se necessário, refaçam o fluxograma.

Recapitule



Neste capítulo, estudamos a definição de ácido e base de Arrhenius. Também estudamos que o pH é uma medida numérica que indica a acidez ou alcalinidade (basicidade) de uma solução aquosa e é determinado pela proporção de íons H^+ presentes na solução. E, por fim, estudamos os sais e as reações de neutralização.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir** na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare esse desafio: Existem substâncias, como a amônia, que não são classificadas como ácidos ou bases segundo a teoria de Arrhenius. Realize uma pesquisa em fontes confiáveis para explicar outras teorias químicas que descrevem o caráter básico da amônia e como elas ampliam a compreensão das propriedades básicas dessa substância.

Agora, siga os passos para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo:

1. **Recordar:** em uma folha de papel avulsa, elabore uma lista das ideias-chave dos assuntos trabalhados neste capítulo que você considera importantes.
2. **Adicionar:** troque seu registro com outro estudante da turma e, ao receber o papel de um deles, leia a lista e adicione uma nova ideia, que pode ser um detalhe para complementar o que já está escrito, um novo tópico ou uma conexão entre as ideias já existentes. Repita esse processo ao menos duas vezes.
3. **Revisar:** devolva o papel que recebeu ao estudante original e, quando estiver com o seu, leia todas as informações contidas nele. Adicione ideias que surgiram durante a leitura das fichas dos colegas e que considere válidas.
4. **Compartilhar:** leia para a turma o que você considerou interessante nas contribuições dos colegas e/ou questione alguma ideia que não compreendeu.

Reações químicas: oxirredução



Ernesto Reghran/Pulsar Imagens

Fotografia de uma das etapas dos processos de uma indústria metalúrgica, em que o metal fundido é transferido para outro recipiente (Cambé, PR, 2023). A metalurgia é o ramo da indústria responsável pela produção de metais. Na Química, é o estudo das reações relacionadas aos processos de fabricação dos metais e das propriedades físicas, químicas e mecânicas dessas substâncias.



▼ Para refletir

1. Você já deve ter observado que, ao seu redor, existem muitos objetos feitos de diversos tipos de metal. Como você acha que esses metais são obtidos?
2. Cite as informações que você associa ao refletir sobre o composto gás carbônico.
3. Você conhece o termo oxidação? Se sim, em quais contextos ele foi citado? Apresente uma definição.

Objetivos do capítulo

- Analisar e classificar os óxidos de acordo com suas propriedades.
- Analisar e nomear os óxidos de acordo com a composição dessas substâncias.
- Compreender e aplicar o conceito de número de oxidação para caracterizar as reações de oxirredução.
- Identificar os agentes oxidante e redutor nas reações de oxirredução.
- Aplicar os conceitos de balanço de massas e de balanço de cargas para acertar os coeficientes estequiométricos das equações químicas.

Óxidos

Os óxidos formam uma classe de compostos químicos presentes no dia a dia, tendo uma gama de aplicações e desempenhando papéis importantes em muitos processos naturais e industriais. Como exemplos, podemos citar: o óxido de ferro(III), Fe_2O_3 , responsável pela cor avermelhada das ferrugens e das tintas à base de ferro, que é encontrado nos minérios utilizados para a obtenção de ferro na **siderurgia**; o dióxido de carbono, CO_2 , fundamental para o processo de fotossíntese, que é liberado para a atmosfera por processos naturais, como a respiração dos seres vivos, e por atividades humanas, como a queima de combustíveis fósseis (esse também é um dos principais gases que causam o efeito estufa, contribuindo para as mudanças climáticas); o óxido de zinco, ZnO , amplamente utilizado em protetores solares e na fabricação de cremes, loções e pomadas medicinais; o óxido de cálcio, CaO , conhecido como “cal viva”, usado na construção civil, na agricultura e no tratamento de água; o óxido de alumínio, Al_2O_3 , componente principal da bauxita, minério do qual se extrai o alumínio; e o óxido de silício, SiO_2 , principal componente do vidro, da areia e do quartzo.



A



B

GLOSSÁRIO

siderurgia: ramo da metalurgia focado no ferro e no aço. Utiliza equipamentos para extrair e purificar o minério de ferro para uso industrial.

(A) A hematita, um dos minérios utilizados na produção de ferro, é formada principalmente por Fe_2O_3 .
(B) O quartzo, formado por cristais de SiO_2 , é o segundo mineral mais abundante da Terra.

Os **óxidos** são compostos químicos **binários**, ou seja, são formados por átomos de dois elementos químicos. Eles se caracterizam pela combinação de átomos de oxigênio com átomos de outros elementos químicos, metálicos ou não metálicos, dos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo. A fórmula química geral dos óxidos é dada por E_xO_y , em que “E” representa o elemento com o qual o oxigênio se combina, e “x” e “y” são números inteiros que representam as proporções em que os elementos se combinam.

Se liga

O OF_2 é um composto binário com oxigênio em sua estrutura, mas não se trata de um óxido, pois, nesse caso, o elemento flúor é mais eletronegativo que o oxigênio. De acordo com as regras de nomenclatura, o nome de um composto binário deve iniciar pelo elemento mais eletronegativo, dessa forma, o nome de OF_2 é fluoreto de oxigênio.

Nomenclatura dos óxidos

Nos **óxidos moleculares**, os átomos de oxigênio são combinados por ligações covalentes com átomos de outro elemento químico. Essas moléculas devem apresentar nomenclatura informando a quantidade de átomos de oxigênio que possui por meio dos prefixos multiplicativos mono, di, tri, tetr, pent, e assim por diante, além do outro elemento que constitui a molécula.

(prefixo) óxido de (prefixo + nome do elemento químico)

Contudo, o prefixo **mono** pode ser omitido quando indicar a quantidade de átomos do elemento químico ligado ao oxigênio. Exemplos:

- CO_2 – dióxido de carbono
- CO – monóxido de carbono
- SO_3 – trióxido de enxofre
- SO_2 – dióxido de enxofre
- NO_2 – dióxido de nitrogênio
- N_2O_5 – pentóxido de dinitrogênio
- Cl_2O_7 – heptóxido de dicloro
- NO – monóxido de nitrogênio

Nos **óxidos iônicos**, o oxigênio se apresenta na forma de ânion, chamado de íon óxido, O^{2-} , e está combinado com um metal, na forma de cátion, por ligação iônica. A nomenclatura desses óxidos é indicada com base no nome dos íons que formam os compostos.

óxido de (nome do cátion)

Exemplos:

- CaO ($Ca^{2+} + O^{2-}$) – óxido de cálcio
- ZnO ($Zn^{2+} + O^{2-}$) – óxido de zinco
- Na_2O ($2 Na^+ + O^{2-}$) – óxido de sódio
- Ag_2O ($2 Ag^+ + O^{2-}$) – óxido de prata
- FeO ($Fe^{2+} + O^{2-}$) – óxido de ferro(II)
- Fe_2O_3 ($2 Fe^{3+} + 3 O^{2-}$) – óxido de ferro(III)
- Cu_2O ($2 Cu^+ + O^{2-}$) – óxido de cobre(I)
- CuO ($Cu^{2+} + O^{2-}$) – óxido de cobre(II)

O nome dos óxidos iônicos também pode ser indicado da mesma forma que se indicam os nomes dos óxidos moleculares. Exemplos:

- Ag_2O – monóxido de prata
- FeO – monóxido de ferro
- Fe_2O_3 – trióxido de diferro
- Cu_2O – monóxido de dicobre

Essa possibilidade é especialmente útil para nomear os **óxidos duplos**, também chamados de **óxidos mistos**, que resultam da combinação de dois óxidos de um mesmo elemento. O óxido duplo mais comum é a magnetita (Fe_3O_4), ou tetróxido de triferro, um dos minérios dos quais o ferro é obtido industrialmente, também chamado de ímã natural. Esse minério é formado pela combinação do óxido de ferro(II) e do óxido de ferro(III), podendo ser representado também pela fórmula $FeO \cdot Fe_2O_3$.

Saiba mais

Dióxido de silício e a tecnologia

A revolução tecnológica propiciada pelo uso do dióxido de silício como **semicondutores** nos *chips* para processadores de dispositivos eletrônicos foi possível devido à sua abundância, estabilidade e baixo custo de extração. Este avanço tecnológico abriu caminhos para a produção de telefones móveis e *smartphones*, que, por sua vez, contribuí para o desenvolvimento da mobilidade da comunicação, bem como para o surgimento de um novo modelo de relações trabalhistas: a “uberização” de serviços. Neste modelo, plataformas digitais conectam prestadores de serviços diretamente com consumidores, transformando o cenário profissional ao facilitar a entrada de jovens, idosos e qualquer outro perfil de trabalhador neste mercado, pois, entre outros motivos, não envolve o vínculo empregatício entre trabalhador e empresa contratante, além de flexibilizar horários e dias de trabalho. Embora isso possa ser visto como vantajoso – por exemplo, por ser uma oportunidade para o trabalhador conciliar estudos e emprego – também traz desafios, como a falta de benefícios, a instabilidade de renda, a alta competitividade e a exacerbação da exploração da força de trabalho pelos detentores do capital financeiro, que aprofunda a desigualdade de renda na sociedade.

1. Na sua opinião, de que maneira as mudanças indicadas no texto podem afetar seu próprio futuro profissional e pessoal?



GLOSSÁRIO

semicondutores: materiais que podem permitir a passagem de corrente elétrica sob determinada condição de temperatura, pressão, radiação, campos eletromagnéticos, entre outros.



Propriedades químicas

Os óxidos, ao interagirem com outras substâncias, podem se comportar de maneiras diferentes. Há óxidos que reagem com a água produzindo ácidos de Arrhenius, esses são classificados como **óxidos ácidos**; aqueles que reagem com a água e produzem bases de Arrhenius são classificados como **óxidos básicos**; e aqueles que podem se comportar tanto como óxidos ácidos quanto como óxidos básicos são classificados como **óxidos anfóteros**. Há também os **óxidos neutros**, isto é, aqueles que não reagem com água, ácidos ou bases.



Investigando as propriedades dos óxidos

Neste experimento, você e sua equipe irão investigar o comportamento ácido-base de dois óxidos: CaO (óxido de cálcio ou cal virgem) e CO₂ (dióxido de carbono, que é chamado de gás carbônico na forma gasosa).

Material:

- 4 tubos de ensaio com 2 cm de diâmetro ou garrafas PET transparentes de 200 mL;
- 4 béqueres ou copos descartáveis de 250 mL;
- suporte para tubos de ensaio;
- canudos plásticos;
- equipamento para filtração (suporte universal, argola, funil de vidro e papel-filtro) ou filtro de papel para café;
- 2 espátulas ou colheres de chá;
- dois bastões de vidro;
- 3 pipetas Pasteur ou conta-gotas;
- caneta de tinta permanente ou etiquetas para identificar os frascos;
- cal virgem – óxido de cálcio (CaO);
- vinagre de álcool ou suco de limão;

Atenção!

Siga as orientações do professor durante todo o experimento. Não cheire nem prove as amostras.

- indicador ácido-base (azul de bromotimol ou extrato de repolho-roxo).

Procedimento

1. Adicionem água até a metade da capacidade de um béquer e uma pequena quantidade de cal virgem.
2. Misturem bem com o bastão de vidro ou com uma colher, até que todo o sólido esteja dissolvido. Se ainda houver sólido, filtrem essa mistura. Identifiquem o frasco como **água + cal**.
3. Em outro béquer, adicionem vinagre ou suco de limão até a metade da capacidade.
4. Separem e identifiquem quatro tubos de ensaio, adicionando, até $\frac{1}{4}$ de sua capacidade, as soluções indicadas a seguir.
 - tubo 1: mistura água + cal;
 - tubo 2: vinagre;
 - tubo 3: água de torneira;
 - tubo 4: água de torneira + 5 gotas da mistura água + cal.
5. Considerem as soluções dos tubos e proponham hipóteses sobre o caráter ácido ou básico de cada solução.
6. Adicionem algumas gotas do indicador ácido-base nos quatro tubos de ensaio e observem. Anotem no caderno a coloração de cada tubo de ensaio e, comparando com a tabela abaixo, conclua se a solução é ácida, básica ou neutra.

A solução saturada de Ca(OH)₂ – água de cal – pode ser preparada uma única vez e disponibilizada para os estudantes. Se houver possibilidade, utilize água destilada.

Coloração apresentada pelas soluções com indicador ácido-base

Indicador ácido-base	Solução ácida	Solução neutra	Solução básica
Azul de bromotimol	Amarelo	Diferentes tons de verde	Azul
Extrato do repolho-roxo	Avermelhado	Roxa	Azul e verde

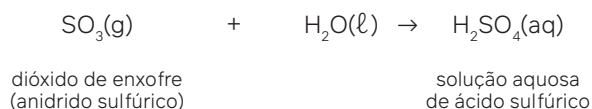
Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Trocando ideias

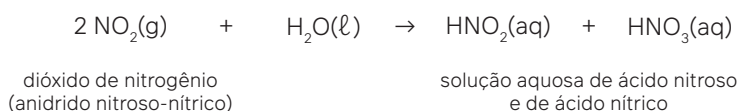
1. Em grupo, discutam sobre como proceder para neutralizar as soluções dos tubos 1 e 2, utilizando apenas as soluções preparadas nesta atividade. Ao chegarem em um consenso, busquem a validação do professor, explicando-lhe como chegaram a essa conclusão. Em seguida, realizem o procedimento, anotem as mudanças observadas e apresentem explicações para elas.
2. Discutam, em grupo, sobre como proceder para observar o caráter ácido-base do gás carbônico proveniente da respiração (dióxido de carbono – CO₂), utilizando os tubos 3 e 4. Ao chegarem a um consenso, busquem a validação do professor, explicando-lhe como chegaram a essa conclusão. Em seguida, realizem o procedimento e anotem as mudanças observadas e apresentem explicações para elas.
3. Compartilhem os registros com o restante da turma e analisem se algum grupo propôs um procedimento diferente para neutralizar as soluções dos tubos 1 e 2. Em caso negativo, discutam se é possível realizar outro procedimento para investigar o caráter ácido-base dos óxidos estudados, considerando a possibilidade de utilizar diferentes materiais.

Óxidos ácidos

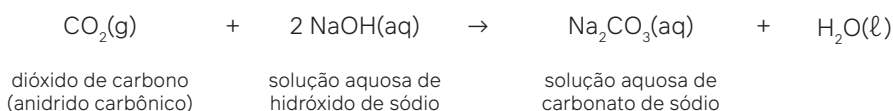
Os óxidos ácidos, também conhecidos como anidridos ácidos, em geral são formados por não metais e podem reagir com a água, produzindo ácidos de Arrhenius.



Alguns óxidos ácidos podem reagir com água e formar dois ácidos de Arrhenius, que se diferem pelo ânion. Esses óxidos são denominados **anidridos duplos**.

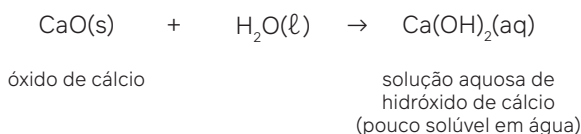


Os óxidos ácidos podem também neutralizar bases, produzindo sais.

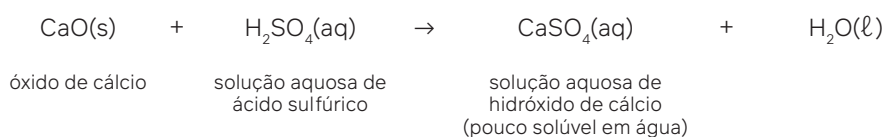


Óxidos básicos

Os óxidos básicos, em geral, são formados por metais e podem reagir com a água, produzindo bases de Arrhenius.

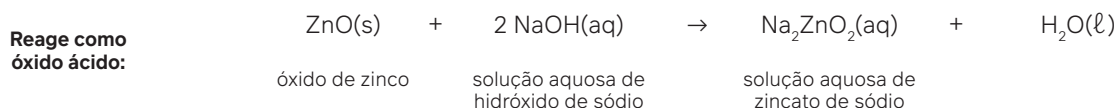
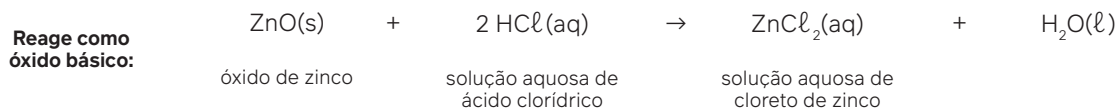


Por outro lado, esses óxidos podem neutralizar ácidos ou outros óxidos ácidos, produzindo sais.



Óxidos anfóteros

Os óxidos anfóteros reagem como óxidos básicos na presença de um ácido e como óxidos ácidos na presença de uma base. Em outras palavras, o comportamento dos óxidos anfóteros como base ou ácido depende da substância com a qual estiverem em contato.



Os óxidos de zinco e de alumínio são os anfóteros mais comuns; porém, outros óxidos também têm essa característica, como: óxido de estanho (SnO); dióxido de estanho (SnO_2); óxido de chumbo(II) (PbO); óxido de chumbo(IV) (PbO_2); óxido de antimônio(III) ou trióxido de diantimônio (Sb_2O_3); óxido de antimônio(V) ou pentóxido de diantimônio (Sb_2O_5); óxido de arsênio(III) ou trióxido de diarsênio (As_2O_3); e óxido de arsênio(V) ou pentóxido de diarsênio (As_2O_5).

Óxidos neutros e peróxidos

Os **óxidos neutros**, também conhecidos como indiferentes, não reagem com água, ácidos ou bases, apesar disso, podem reagir com outras substâncias. Três exemplos de óxidos neutros são: CO – monóxido de carbono; NO – monóxido de nitrogênio; e N₂O – monóxido de dinitrogênio.

Os **peróxidos** formam uma classe de compostos com características distintas dos óxidos. O **peróxido molecular** mais comum é o formado por átomos de hidrogênio – o peróxido de hidrogênio (H₂O₂) –, uma substância que, em temperatura ambiente (25 °C), é líquida e de aparência límpida.

Os **peróxidos iônicos** mais importantes são aqueles formados por átomos de metais alcalinos e de metais alcalinoterrosos combinados com o íon peróxido (O₂²⁻). No geral, o nome dos peróxidos é indicado da mesma forma que o nome dos óxidos metálicos. Exemplos:

- Na₂O₂ (2 Na⁺ + O₂²⁻) – peróxido de sódio
- CaO₂ (Ca²⁺ + O₂²⁻) – peróxido de cálcio

Atividades propostas



Comece com você!

Leia o texto a seguir para resolver as próximas atividades.

Acidificação oceânica

A acidificação oceânica é a designação dada à diminuição do pH nos oceanos, significando aumento da acidez por longos períodos de tempo (décadas ou mais), causada principalmente pela dissolução do gás carbônico (CO₂) atmosférico nos oceanos.

O oceano tem um papel fundamental no sistema climático terrestre por meio da absorção de carbono da atmosfera. O gás carbônico dissolvido nas camadas superficiais da água é absorvido pelo fitoplâncton (algas marinhas microscópicas), que realiza fotossíntese. Com essa atividade biológica, oxigênio é liberado para a atmosfera e, quando as algas morrem, carregam o CO₂ para o fundo do oceano.

No entanto, a partir da Revolução Industrial, principalmente pela queima de combustíveis fósseis (petróleo, gás natural, carvão mineral, betume e outros) houve um aumento de 40% na concentração dos níveis de CO₂ na atmosfera, segundo o Grupo Brasileiro de Pesquisa em Acidificação do Oceano.

O excesso de CO₂ dissolvido, absorvido pelos oceanos, altera a química da água do mar pelo aumento na formação de ácido carbônico e, em consequência disto, ocorre a diminuição do pH da água. A acidez da água afeta os animais que produzem conchas ou outras estruturas calcárias, como os corais, tendo efeito corrosivo. Isso afeta o modo de vida, reprodução e distribuição desses organismos. Os impactos da acidificação também chegam para os ecossistemas de corais, o que leva à perda da biodiversidade, perdas nos recursos

pesqueiros nas atividades econômicas relacionadas ao turismo.

[...]

MEDEIROS, R. Acidificação oceânica. *Portal de Educação Ambiental*, São Paulo, 25 mar. 2022. Disponível em: <https://semil.sp.gov.br/educacaoambiental/prateleira-ambiental/acidificacao-oceanica-3/>. Acesso em: 2 abr. 2024.

1. Registre em seu caderno uma explicação para o seguinte trecho: “O excesso de CO₂ dissolvido, absorvido pelos oceanos, altera a química da água do mar pelo aumento na formação de ácido carbônico e, em consequência disto, ocorre a diminuição do pH da água”.
2. Identifique no texto alguma informação que envolva conceitos científicos que você se sente capaz de explicar. Registre essas informações e suas explicações em seu caderno.
3. Identifique no texto um trecho com informações que você ainda não sabe explicar. Registre essas informações em seu caderno.

Agora, vamos compartilhar!

4. Forme trio com dois colegas e leia o que eles responderam na **atividade 3**. Verifique se podem explicá-la a você, depois, veja se você tem uma explicação para ajudá-los.

Todos juntos aprendemos mais!

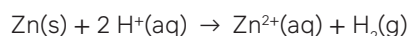
5. Reúna-se com sua turma e verifique se ainda existem informações relacionadas ao texto que não foram explicadas. Se sim, apresentem essas informações aos colegas e tentem chegar a uma explicação.



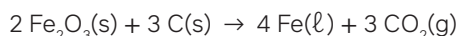
Oxirredução

Conforme a Ciência progride, o significado associado a um conceito pode evoluir, enquanto o nome talvez permaneça o mesmo. Historicamente, a oxidação, como definida por Lavoisier, estava atrelada a uma reação em que o gás oxigênio era um dos reagentes. Já o termo redução referia-se à extração de um metal de seu óxido, geralmente, por meio de reação com gás hidrogênio (H₂), carbono (C), ou monóxido de carbono (CO). Apesar disso, atualmente, as reações de oxidação e redução, ou **reações de oxirredução**, são conceituadas com base na transferência de elétrons entre as espécies químicas. Esses processos ajudam a entender muitos aspectos do nosso cotidiano, incluindo a fabricação industrial de metais, a respiração etc.

Em casos em que há a presença de íons no meio reacional, a transferência de elétrons resulta na mudança da carga elétrica das espécies químicas envolvidas na reação. Como exemplo desse fenômeno, pode-se citar a reação em que o zinco metálico (Zn) é corroído por uma solução ácida, H⁺(aq), com produção de gás hidrogênio. Na equação química que representa essa reação é possível observar que os átomos de zinco deixam de ser uma substância eletricamente neutra e são convertidos em íons zinco (Zn²⁺), ao passo que os íons H⁺ originam as moléculas de gás hidrogênio, eletricamente neutras.



Muitas vezes, as reações não ocorrem entre espécies químicas iônicas, dificultando a identificação da transferência de elétrons entre as substâncias, como ocorre na obtenção por processos siderúrgicos do ferro. Nesse processo, o óxido de ferro(III), Fe₂O₃, presente na hematita, reage com o carbono em uma reação que produz ferro e dióxido de carbono.



Para possibilitar a identificação dos elementos químicos entre os quais há a transferência de elétrons, usamos o conceito de **número de oxidação (nox)**.

► Ciências da Natureza

O estudo das reações de oxirredução relacionadas à respiração celular pode ser aprofundado no **Capítulo 4** do livro de **Biologia** desta coleção, que aborda o metabolismo energético celular.

Número de oxidação

O número de oxidação, ou estado de oxidação, de um átomo é indicado em função da eletronegatividade dos átomos. O número de oxidação pode ser um número positivo, negativo ou o número zero.

No caso de íon **monoatômico**, ou seja, de íon formado por átomos de apenas um elemento químico, o nox coincide com a carga elétrica desse íon. Assim, no exemplo apresentado para a corrosão do zinco, podemos indicar que o cátion H⁺ apresenta nox = +1, e que o cátion Zn²⁺ apresenta nox = +2, observe a seguir.



	[H ⁺] ₁		[Zn ²⁺] ₁
carga do íon	1+	carga do íon	2+
nox do elemento	+1	nox do elemento	+2

Essa mesma observação permite determinar o nox dos átomos que formam compostos iônicos binários, como alguns sais e os óxidos iônicos. Por exemplo:

- NaCl: cloreto de sódio

	[Na ⁺] ₁	[Cl ⁻] ₁
carga do íon	1+	1-
nox do elementos	+1	-1

- CaO: óxido de cálcio

	[Ca ²⁺] ₁	[O ²⁻] ₁
carga do íon	2+	2-
nox do elementos	+2	-2

- MgBr₂: brometo de magnésio

	[Mg ²⁺] ₁	[Br ⁻] ₂
carga do íon	2+	1-
nox do elementos	+2	-1

- K₂O: óxido de potássio

	[K ⁺] ₂	[O ²⁻] ₁
carga do íon	1+	2-
nox do elementos	+1	-2

Nas substâncias em que os átomos são iguais, não há diferença de eletronegatividade, portanto, o nox é zero (nox = 0). É o caso das substâncias simples, como os metais – ferro, alumínio e cálcio –, o gás oxigênio (O₂), o gás nitrogênio (N₂) e os gases nobres – por exemplo, hélio e argônio.

Esses exemplos mostram que é possível determinar o nox dos átomos por meio da observação das fórmulas químicas das substâncias em que estão presentes. Essas observações podem ser reunidas em um conjunto de regras que ajudam a determinar o nox dos átomos.

Regras para a determinação do nox

- Em uma substância simples, os átomos têm nox = 0.
Exemplos: Fe, Al, Ca, He, Ar, O₂, N₂.
- Existem átomos com nox fixo, quando combinados com átomos de outros elementos químicos:
 - metais alcalinos, nox = +1;
 - metais alcalinoterrosos, nox = +2;
 - outros: Ag, nox = +1; Zn, nox = +2; Al, nox = +3; F, nox = -1.
- Nox dos átomos de hidrogênio:
 - nox = +1 na maioria dos compostos, exemplos: H₂O e NH₃;
 - nox = -1 quando estão ligados a metais, formando hidretos, exemplos: NaH e CaH₂.
- Nox dos átomos de oxigênio:
 - nox = -2 na maioria dos compostos, exemplos: H₂O e CO₂;
 - nox = +2, quando ligados ao flúor, exemplo: OF₂;
 - nox = -1, quando formam peróxidos, exemplo: H₂O₂.
- A soma do nox de todos os átomos em um composto iônico ou molecular é sempre zero. Na molécula HNO₃, o átomo de nitrogênio tem nox = +5:

$$\begin{array}{c|c|c}
 +1 & x & -2 \\
 \hline
 \text{H} & \text{N} & \text{O}_3 \\
 \hline
 +1 & x & -6
 \end{array}
 \} +1 + x - 6 = 0$$

$$x = +6 - 1$$

$$x(\text{nox}) = +5$$

- A soma do nox de todos os átomos em um íon é sempre igual à carga do íon:
 - íons monoatômicos, o nox equivale à carga elétrica. Por exemplo, no cátion [Ca]⁺² o metal tem nox = +2;
 - íons poliatômicos, usa-se uma expressão algébrica para o cálculo do nox. Por exemplo, no íon amônio (NH₄⁺), os átomos de nitrogênio têm nox = -3.

$$\begin{array}{c|c}
 x & +1 \\
 \hline
 \text{N} & \text{H} \\
 \hline
 x & +4
 \end{array}
 \} x + 4 = +1 \text{ (carga elétrica do íon)}$$

$$x = 1 - 4$$

$$x = -3$$

Se liga

Há substâncias em que átomos de um mesmo elemento químico apresentam nox diferentes, como a magnetita (Fe₃O₄). Nesse óxido duplo, os átomos de ferro apresentam nox = +3 (Fe₂O₃) e nox = +2 (FeO). Considerando a fórmula unitária do minério, podemos determinar o número de oxidação médio dos átomos de ferro, observe ao lado.

$$\begin{array}{c|c}
 x & -2 \\
 \hline
 \text{Fe}_3 & \text{O}_4 \\
 \hline
 3x & -8
 \end{array}
 \} 3x - 8 = 0$$

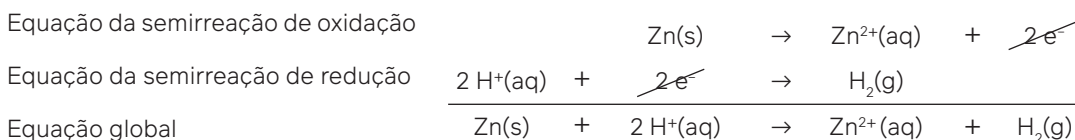
$$x = +\frac{8}{3}$$

A variação do nox nas reações de oxirredução

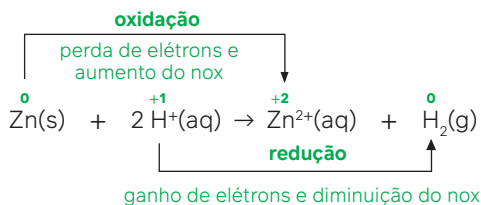
Em uma reação de oxirredução, a transferência de elétrons ocorre por meio de dois processos simultâneos: oxidação e redução.

A **oxidação** é o processo no qual uma espécie química cede elétrons, resultando no **aumento do nox dos átomos** dessa espécie – que também podem ser íons, ou, ainda, fazer parte de substâncias simples ou compostas, iônicas ou moleculares. Já a **redução** é o processo em que uma espécie química recebe esses elétrons, resultando na **diminuição do nox dos átomos**.

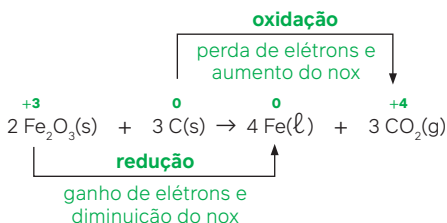
No exemplo da reação de corrosão do zinco em solução ácida apresentado anteriormente, cada átomo de Zn cede um elétron para cada um dos dois H⁺. Esse processo pode ser indicado por meio de **semirreações**, em que estarão descritos os elétrons cedidos e recebidos por cada um dos átomos.



Conhecendo o nox dos átomos que participam dessa reação, temos:



No outro exemplo apresentado no início do tópico "Oxirredução", com base no nox dos átomos que participam da reação de obtenção do ferro nos processos siderúrgicos, podemos estimar qual deles é oxidado e qual deles é reduzido:

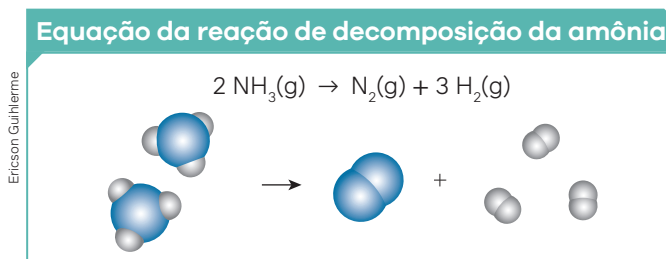


Amostra de zinco em um tubo de ensaio contendo solução de ácido clorídrico. O metal reage com os íons H⁺, provenientes da ionização do ácido, produzindo gás hidrogênio.

Em uma reação de oxirredução, o **agente redutor** é o reagente que contém o átomo do elemento que cede elétrons e, com isso, sofre oxidação, causando a redução de outro átomo. O **agente oxidante** é o reagente que contém o átomo do elemento que recebe elétrons e sofre redução, causando a oxidação de outro átomo.

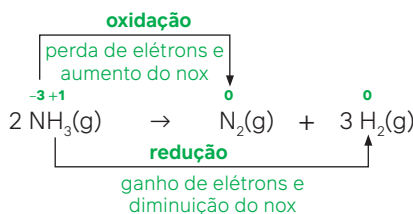
Outros exemplos de reações de oxirredução são as reações de decomposição e as reações de combustão.

Na reação de decomposição da amônia (NH₃), são formadas duas substâncias simples: os gases nitrogênio (N₂) e hidrogênio (H₂).

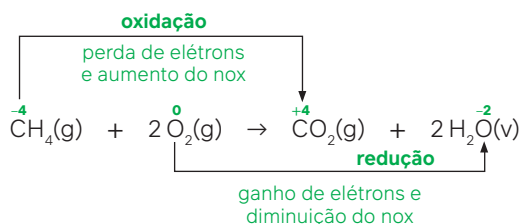


As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Considerando o nox de cada espécie química na reação representada, verifica-se a oxidação dos átomos de nitrogênio e a redução dos átomos de hidrogênio.



Para a reação de combustão completa do gás metano (CH₄), presente no gás natural, conhecer o número de oxidação dos átomos possibilita concluir que o gás metano atua como agente redutor – pois contém os átomos de carbono, que são oxidados – e o gás oxigênio atua como agente oxidante – dado que os átomos desse elemento são reduzidos no processo.



Se julgar pertinente, informe aos estudantes que a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) admite que o nox dos átomos seja indicado por meio de números romanos ou zero sobrescritos à direita do símbolo do elemento químico. No caso das espécies com nox positivo, não se indica o sinal de mais (+), por exemplo: para o ferro(II), Fe^{II}; para o ferro(III), Fe^{III}; para as espécies químicas com nox = 0, utiliza-se o zero, como para o ferro metálico, Fe⁰; e, para as espécies químicas com nox negativo, o sinal de menos (-) precede o algarismo; para os íons fluoreto, por exemplo: F^{-I}. Apesar disso, essa notação não é comumente empregada nas escolas brasileiras.

Se liga

Não confunda a notação apropriada para indicar a carga elétrica de um íon com a notação apropriada para indicar o nox de um átomo.

Nos íons, o sinal da carga elétrica é posicionado depois do valor numérico. Assim, a notação Ca^{2+} indica que esse íon apresenta 2 cargas elétricas positivas; e a notação PO_4^{3-} , que o íon fosfato apresenta 3 cargas elétricas negativas.

Para indicar o nox de um átomo, o sinal é posicionado antes do valor numérico, por exemplo, para o átomo de cálcio, o nox = +2; e para o átomo de fósforo, no íon fosfato, o nox = +5.

Atividades propostas

Se julgar interessante, comente que metanol e metanal são substâncias diferentes.



- Átomos de carbono formam diversos compostos. A seguir, estão listados exemplos de compostos cujas moléculas apresentam apenas um átomo desse elemento químico.
 - Metanol – CH_4O : combustível utilizado em alguns aeromodelos.
 - Metanal (CH_2O): principal componente da solução conhecida como formol.
 - Ácido metanoico (CH_2O_2): ácido secretado pelas formigas.
 - Monóxido de carbono (CO): óxido neutro obtido pela combustão incompleta de combustíveis fósseis.
 - Dióxido de carbono (CO_2): óxido ácido produzido na respiração celular.

O nox dos átomos de carbono nesses compostos são iguais ou diferentes? Justifique.
 - A prata metálica (Ag) é conhecida por sua alta capacidade de conduzir eletricidade e por seu brilho característico. Apesar disso, com o tempo, objetos de prata podem escurecer e perder o brilho original em decorrência de uma reação com compostos de enxofre, na presença de gás oxigênio (O_2).
- $$4 \text{Ag}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Ag}_2\text{S}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$$
- Identifique os agentes oxidante e redutor do processo.
 - Determine a variação do nox da espécie que é oxidada e da espécie que é reduzida.
- A respiração celular envolve a reação de oxidação de moléculas de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), produzindo gás carbônico (CO_2) e água, em um processo que também consome gás oxigênio.
 - Escreva a equação química que representa a reação descrita.
 - Determine o número de oxidação médio dos átomos de carbono na molécula de glicose.
 - Identifique os agentes oxidante e redutor nesse processo, explicando o raciocínio que te fez chegar a essa conclusão.
 - Nos alimentos embalados a vácuo, a textura, o sabor e o valor nutricional são preservados. Com base nos conceitos estudados neste capítulo, explique por que os alimentos embalados a vácuo apresentam maior durabilidade quando comparados aos embalados em pacotes comuns.
 - A mineração envolve uma série de reações de oxirredução nas quais os minérios são extraídos dos minerais. Essa é uma atividade de grande importância econômica para o Brasil. Em 2021, houve protestos dos indígenas contra o Projeto de Lei n. 191/2020 que pretendia liberar certas atividades em larga escala nas Terras Indígenas.
 - Pesquise e explique do que se trata esse Projeto de Lei.
 - Formule uma opinião acerca do assunto e argumente com base em fatos e dados sobre o pedido de retirada de tramitação deste Projeto de Lei. Para isso, busque informações em fontes confiáveis sobre os impactos sociais, econômicos e culturais da atividade extrativista nesses territórios, bem como alteração no seu modo de vida, saúde e bem-estar.

Andre Dib/Pulsar Imagens



Indígenas em protesto em Brasília (DF), 2021.

#FicaADica

Jornal da USP, pesquisa premiada mostra o impacto da mineração em terras indígenas. Reportagem sobre a premiação da pesquisa da brasileira Juliana Siqueira-Gay, que tem como tema os impactos da mineração sobre as terras indígenas. Disponível em: <https://jornal.usp.br/ciencias/pesquisa-premiada-mostra-o-impacto-da-mineracao-em-terras-indigenas/>. Acesso em: 5 ago. 2024.



Produção industrial de ferro

A produção de ferro nas indústrias siderúrgicas é um processo que envolve diversas etapas, sendo uma das principais a operação dos altos-fornos. Um alto-forno é uma estrutura vertical utilizada para transformar minério de ferro em ferro-gusa, uma forma bruta do metal. Esse equipamento opera a altas temperaturas, muitas vezes superiores a 1 500 °C, e desempenha um papel crucial na produção industrial de ferro.

No início do processo, o minério de ferro, frequentemente na forma de hematita (óxido de ferro(III)) ou magnetita (tetróxido de triferro), é carregado para o alto-forno com carvão coque (carbono), calcário (carbonato de cálcio e carbonato de magnésio) e fundentes. O carvão coque é obtido por meio do aquecimento controlado do carvão mineral, de modo a remover impurezas e tornar o material rico em carbono. O calcário é adicionado para auxiliar na remoção de impurezas, enquanto os fundentes facilitam a fusão dos subprodutos do processo, denominada **escória**.

Ao serem submetidos a altas temperaturas no alto-forno, ocorrem diversas reações químicas cruciais para a produção de ferro. O carvão coque reage com o gás oxigênio, resultando na liberação de monóxido de carbono, que, por sua vez, reduz os átomos de ferro presentes na hematita, resultando na formação de óxido de ferro(II), que posteriormente é transformado em ferro metálico líquido em outra reação com agente redutor. O material obtido nessa etapa é conhecido como ferro-gusa, que apresenta até 5% de carbono, é bastante quebradiço quando sólido e tem limitado uso direto.

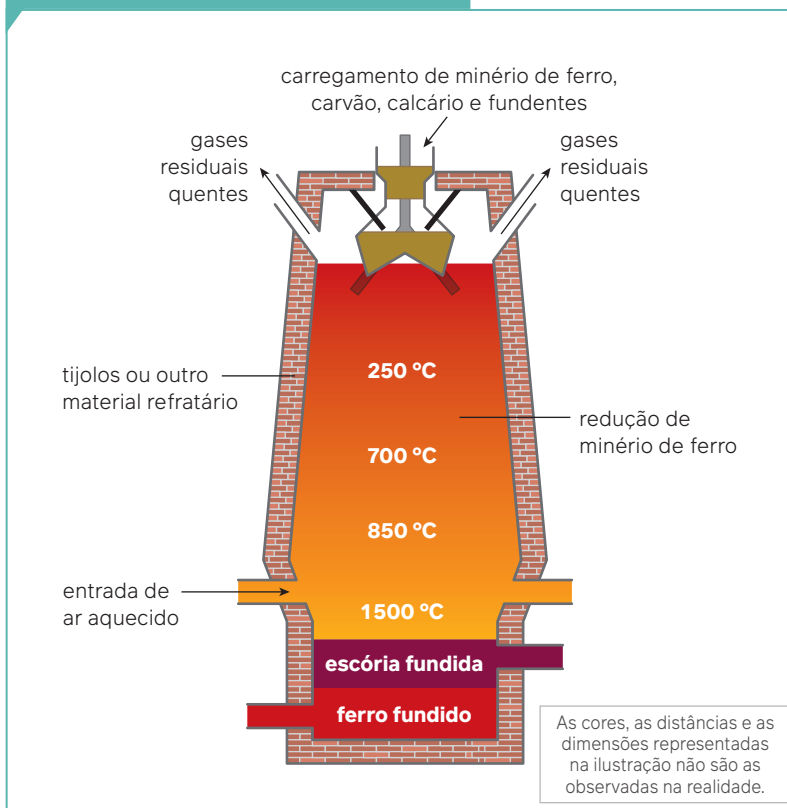
Durante esse processo, ocorrem também diversas reações de formação de escória. O calcário adicionado atua formando óxidos básicos e gás carbônico, que reagem com as impurezas presentes no minério, como a sílica (dióxido de silício), formando uma escória líquida por meio da atuação dos fundentes. Essa escória, menos densa que o ferro-gusa, flutua sobre o metal líquido e é removida do alto-forno.

O ferro-gusa, produzido no alto-forno, é posteriormente refinado em outros processos para obter o ferro comercialmente utilizável. É importante destacar que o controle preciso das condições no alto-forno é essencial para garantir a eficiência do processo e a qualidade do ferro produzido.

Trocando ideias

1. Identifique no texto as descrições de três reações químicas que se processam nos altos-fornos, representando-as em seu caderno por meio de equações químicas.
2. Com base nas informações do texto, quais substâncias podem compor a escória?
3. Cite duas substâncias que podem estar presentes na mistura gasosa expelida em um alto-forno.
4. Elabore um texto sobre impactos ambientais associados à operação de um alto-forno para beneficiamento do minério de ferro. Caso prefira, é possível focar apenas um desses possíveis impactos.

Esquema de alto-forno para transformação de minério de ferro

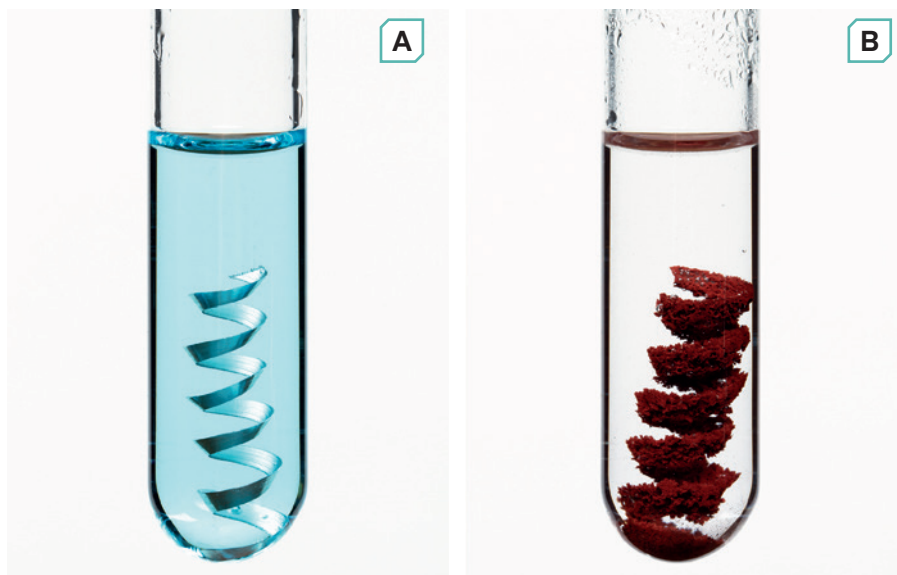


Adilson Secco

Fonte: SMITH, W. F.; HASHEMI-, J. *Fundamentos de Engenharia e Ciência dos materiais*. 5. ed. Porto Alegre: AMGH Editora LTDA; Nova Iorque: McGraw Hill, 2012.

Balanceamento das equações químicas de oxirredução

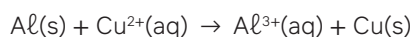
Quando uma peça de alumínio metálico (Al) é introduzida em uma solução aquosa de sulfato de cobre(II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$), inicialmente de cor azulada, nota-se, com o passar do tempo, a descoloração da solução, ao mesmo tempo que ocorre o depósito de cobre metálico (Cu), de cor avermelhada, na superfície da peça de alumínio, como mostram as imagens a seguir.



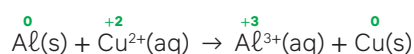
GIPhotoStock/Science Source/Fotoarena

Reação de oxirredução entre os íons bivalentes de cobre e o alumínio metálico. (A) Início da reação; e (B) após certo tempo de reação.

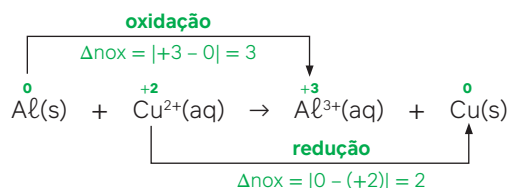
A reação química ilustrada nas imagens pode ser representada pela seguinte equação iônica:



A equação, a princípio, parece estar balanceada, uma vez que o número de átomos de cada elemento químico é igual em cada um de seus membros. Apesar disso, por se tratar de uma reação de oxirredução, além de se respeitar o balanço das massas – de acordo com a lei de Lavoisier –, deve-se observar também o balanço das cargas elétricas. Para isso, primeiro determinamos o nox de todos os átomos, em ambos os lados da equação:



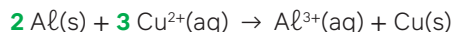
Após a estipulação do nox dos átomos envolvidos, verificamos quais deles são oxidados e reduzidos no processo. A **variação do nox** (Δnox) é calculada em módulo, subtraindo o número de oxidação da espécie química que está nos produtos, pelo número de oxidação dessa mesma espécie, que está nos reagentes. Essa variação indica o número de elétrons cedidos pelo agente redutor e o número de elétrons recebidos pelo agente oxidante.



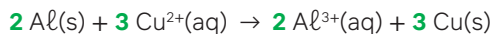
Na representação acima, note que, ao ser oxidado, cada átomo de alumínio cede três elétrons ($\Delta\text{nox} = 3$) e, ao ser reduzido, cada átomo de cobre recebe dois elétrons ($\Delta\text{nox} = 2$). Como os elétrons também não podem ser criados nem destruídos nas reações de oxirredução, é preciso igualar o número de elétrons cedidos e recebidos pelos átomos que sofrem oxidação e redução, respectivamente. Assim, no exemplo discutido:

se um átomo de Al perde três elétrons, **dois** átomos de Al perdem seis elétrons;
e
se um átomo de Cu ganha dois elétrons, **três** átomos de Cu ganham seis elétrons.

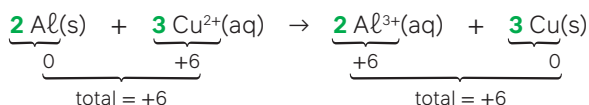
Ao aplicar o coeficiente estequiométrico **2** para o $Al(s)$ e o coeficiente **3** para os íons $Cu^{2+}(aq)$, garantimos a igualdade na quantidade de elétrons trocados entre essas espécies.



Os coeficientes estequiométricos, no segundo membro da equação, são atribuídos visando respeitar o balanço das massas.



Por fim, verificamos o balanço das a carga, isto é, se a carga elétrica total do primeiro membro da equação (reagentes) é igual à carga elétrica total do segundo membro (produtos).



Atividades comentadas

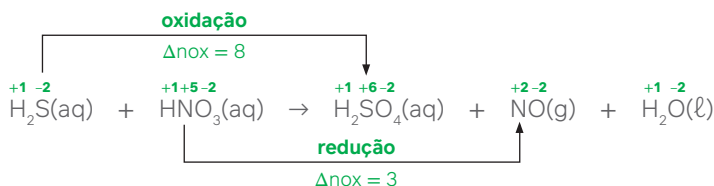
- O ácido sulfúrico (H_2SO_4) pode ser obtido por meio da reação entre o ácido sulfídrico (H_2S) e o ácido nítrico (HNO_3), na qual também são formados monóxido de nitrogênio (NO) e água.



A partir da reação, determine a soma dos coeficientes estequiométricos de cada espécie da equação química.

Resolução:

De acordo com o tópico "Regras para a determinação do nox", é possível calcular o nox de todos os átomos que figuram na equação e, a partir disso, indicar os valores de Δnox para o átomo que é oxidado e para o átomo que é reduzido, conforme descrito abaixo:



Na reação química, o átomo de S cede 8 elétrons, passando de nox -2 para $+6$, enquanto o átomo de N recebe 3 elétrons, passando de nox $+5$ para $+3$. Além da igualdade entre a quantidade de átomos presentes no reagente e a quantidade de átomos presentes nos produtos, é necessário que a quantidade de elétrons cedida seja igual à quantidade de elétrons recebida pelos átomos envolvidos na reação de oxirredução para que a equação química esteja corretamente balanceada.

Sendo assim, para que os átomos de enxofre e os átomos de nitrogênio cedam e recebam a mesma quantidade de elétrons, você pode utilizar o valor de Δnox redução como o coeficiente da substância que oxida, neste caso o H_2S , e utilizar o valor de Δnox oxidação como coeficiente da substância que reduz, neste caso o HNO_3 .

Perceba que, como um átomo de enxofre cede 8 elétrons, 3 átomos de enxofre ($3 H_2S$) cedem 24 elétrons. Já um átomo de nitrogênio recebe 3 elétrons, enquanto 8 átomos de nitrogênio ($8 HNO_3$) recebem 24 elétrons. Dessa forma, fez-se o balanceamento das cargas participantes da reação química. O balanceamento das outras espécies químicas da reação pode ser feito pelo método e tentativas.

Assim, os coeficientes estequiométricos são:

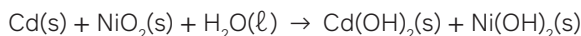


E a soma desses coeficientes é igual a 26.

Atividades propostas



1. As baterias recarregáveis de níquel-cádmio foram muito utilizadas nos primeiros aparelhos celulares, porém, com o uso, essas baterias não mais carregavam completamente, fenômeno conhecido como “efeito memória”, que impedia o seu carregamento completo. A reação global nessas baterias está representada pela equação química não balanceada:



- a) Faça o balanceamento da equação química acima.
 - b) Determine a razão entre os coeficientes estequiométricos do agente oxidante e do agente redutor na reação balanceada.
 - c) Explique a importância dessa razão para o funcionamento eficiente das baterias de níquel-cádmio. Caso julgue necessário, realize uma pesquisa em fontes confiáveis para responder à questão.
2. Nas redes sociais, é bastante comum encontrarmos vídeos em que se mostram “misturinhas” que prometem maior poder de limpeza ou de desinfecção para uso doméstico, contudo, essa prática pode acarretar danos à saúde, dado que a mistura indiscriminada de produtos para limpeza pode ocasionar reações químicas em que substâncias tóxicas são formadas. Um exemplo é a “misturinha” de água sanitária (solução aquosa de hipoclorito de sódio – NaOCl) e vinagre (solução aquosa de ácido acético – H_3CCOOH). Nessa reação, os íons hipoclorito (OCl^-), provenientes da dissociação do sal, reagem com os íons oxônio (H_3O^+), advindos da ionização do ácido, formando moléculas de água, de gás oxigênio (O_2) e de gás cloro (Cl_2). Este último tem efeito asfíxiante quando inalado e pode causar queimaduras nas mucosas nasal e oral.
 - a) Escreva a equação química que envolve os íons citados no texto.
 - b) A fim de evitar o problema descrito no texto, uma pessoa resolveu substituir o vinagre por ácido muriático (solução aquosa impura de ácido clorídrico – HCl). A substituição evitou o problema? Explique seu raciocínio.

Recapitule



Neste capítulo, estudamos outro grupo de compostos químicos – os óxidos – e algumas de suas propriedades químicas, como a capacidade dos óxidos ácidos reagirem com água para formar ácidos inorgânicos e a capacidade dos óxidos básicos de reagirem com água para formar bases de Arrhenius. Também estudamos que óxidos ácidos podem neutralizar bases, e vice-versa.

Ainda nos dedicamos à análise das reações químicas que ocorrem mediante à transferência de elétrons entre as espécies químicas – as reações de oxirredução. Nesse contexto, definimos os conceitos de número de oxidação e pudemos perceber que os processos de oxidação e de redução acontecem simultaneamente, com o agente redutor transferindo elétrons para o agente oxidante.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do boxe **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
 - Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare esse desafio: É possível que uma reação de oxirredução aconteça em um sistema no qual os agentes oxidante e redutor não estejam em contato? Agora, siga os passos abaixo para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo:
1. **Recordar:** em uma folha de papel avulsa, elabore uma lista das ideias-chave dos assuntos trabalhados neste capítulo que você considera importantes.
 2. **Adicionar:** troque seu registro com outro estudante da turma e, ao receber o papel de um deles, leia a lista e adicione uma nova ideia, que pode ser um detalhe para complementar o que já está escrito, um novo tópico ou uma conexão entre as ideias já existentes. Repita esse processo ao menos duas vezes.
 3. **Revisar:** devolva o papel que recebeu ao estudante original e, quando estiver com o seu, leia todas as informações contidas nele. Adicione ideias que surgiram durante a leitura das fichas dos colegas e que considere válidas.
 4. **Compartilhar:** leia para a turma o que você considerou interessante nas contribuições dos colegas e/ou questione alguma ideia que não compreendeu.

Reações químicas: ciclos biogeoquímicos



SSPL/Science Museum/Getty Images



Mariusz Lopusiewicz/Shutterstock.com

Imagens do obelisco conhecido como Agulha de Cleópatra, exposto no Central Park, em Nova York, Estados Unidos. (A) Registro de 1882, um ano após a instalação do obelisco naquele parque; (B) Registro do mesmo local em 2023. Estátuas e outros monumentos podem deteriorar por ação dos ácidos formados na atmosfera. Embora a água da chuva seja naturalmente ácida, sua acidez tem se intensificado devido às atividades humanas, que liberam no ambiente grande quantidade de certos gases que contribuem para esse processo.



Para refletir

1. Leia a legenda e compare as duas imagens. Quais gases estão relacionados ao aumento da acidez das chuvas ácidas?
2. Considerando os gases relacionados na resposta à questão anterior, quais ações humanas contribuem para o aumento da quantidade desses gases na atmosfera?
3. O que pode ser feito para minimizar a ocorrência das chuvas ácidas?

Objetivos do capítulo

- Reconhecer e interpretar os principais processos químicos associados aos ciclos biogeoquímicos do carbono e do nitrogênio.
- Relacionar as atividades humanas e o fenômeno da chuva ácida e compreender seus efeitos.
- Compreender os fundamentos das leis ponderais e fazer previsões acerca das massas dos participantes de reações químicas.
- Conhecer, interpretar e relacionar as grandezas químicas.

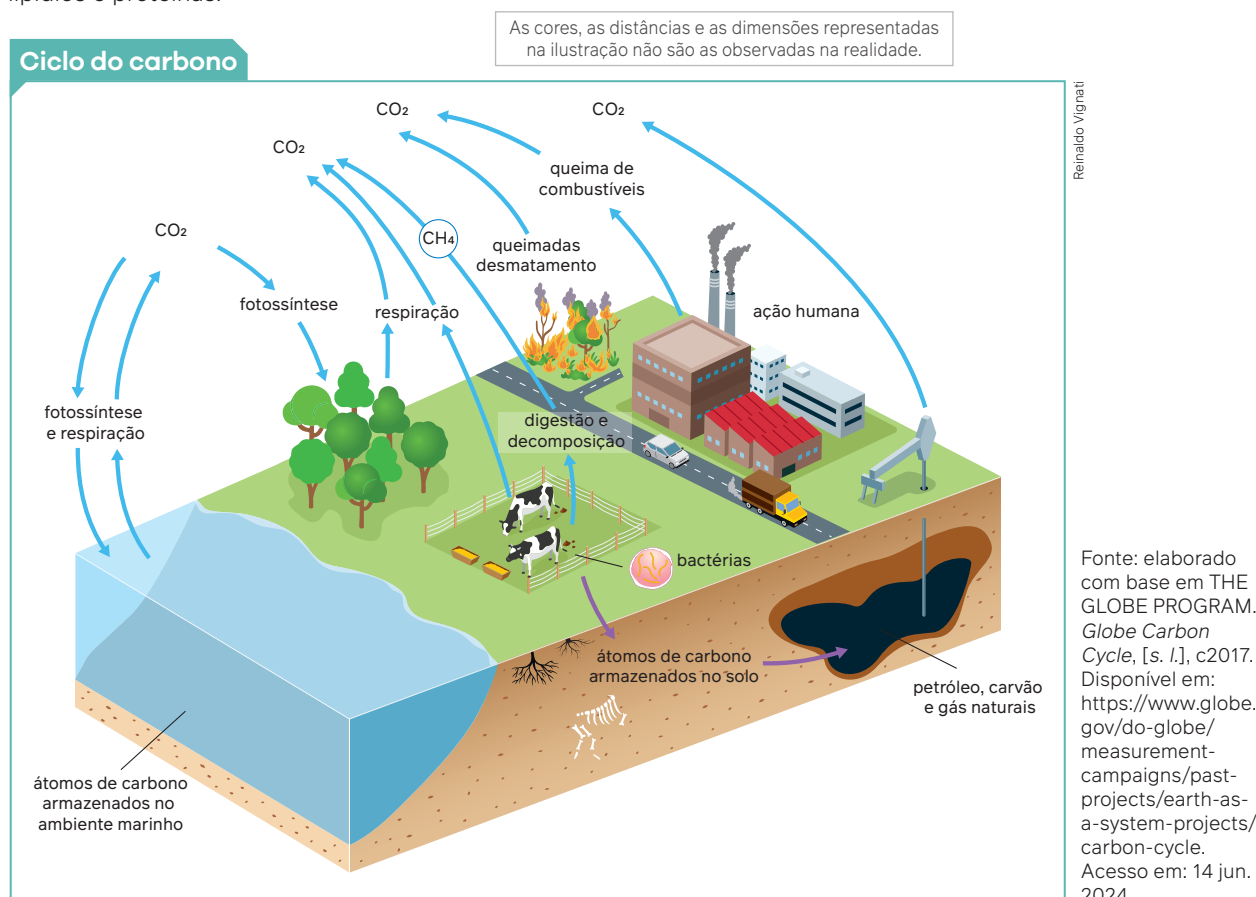
Ciclos biogeoquímicos

Ciclos biogeoquímicos são processos naturais pelos quais as espécies químicas são transferidas entre os componentes bióticos (organismos vivos) e abióticos (atmosfera, solo, água) de um ecossistema. Cada ciclo biogeoquímico descreve as rotas pelas quais a água e alguns elementos químicos – como carbono e nitrogênio – circulam no ambiente, e servem de base para o estudo das interações e transformações das substâncias, levando em consideração o papel do fator humano na dinâmica dos ecossistemas.

Além dos ciclos biogeoquímicos, neste capítulo, estudaremos algumas leis científicas elaboradas com base nas observações da conservação e transformação da matéria, que possibilitam determinar e prever a quantidade de substâncias envolvidas nas reações químicas. Esse estudo é essencial, por exemplo, para o planejamento de processos industriais e para a análise das interações medicamentosas, entre outras aplicações.

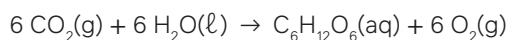
Ciclo do carbono

O ciclo biogeoquímico do carbono é um processo essencial à manutenção da vida na Terra, pois o carbono é um elemento químico fundamental para a formação de substâncias que constituem os seres vivos, como carboidratos, lipídios e proteínas.



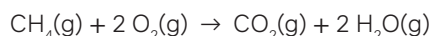
Os átomos de carbono do gás carbônico (CO₂), que não podem ser absorvidos pela maioria dos seres vivos, são capturados por plantas e algas durante o processo de **fotossíntese**, que utiliza a energia solar para transformar as moléculas de CO₂ em substâncias ricas em carbono, como a glicose (C₆H₁₂O₆), um tipo de carboidrato, que pode ser absorvida por outros animais.

O processo de fotossíntese pode ser representado simplificada pela equação química:



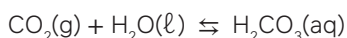
Os animais herbívoros absorvem os átomos de carbono das plantas por meio da alimentação. Eles, por sua vez, são predados por animais carnívoros e, assim, os átomos de carbono são transferidos através da cadeia alimentar. A respiração celular é o processo pelo qual os seres vivos obtêm energia para manter suas funções vitais. Esse processo também libera gás carbônico de volta à atmosfera.

Além disso, a ação das bactérias, que atuam no processo de digestão de alguns animais, como os ruminantes, e a decomposição de matéria orgânica, como ocorre em lixões permite o retorno dos átomos de carbono à atmosfera como gás carbônico e metano (CH₄). E, conforme a equação a seguir, o metano pode ser oxidado a gás carbônico na atmosfera.



Há milhares de anos, parte da matéria orgânica, soterrada e em condições específicas, se decompôs e levou à fixação de átomos de carbono na forma de petróleo – uma mistura de diferentes compostos de carbono. Diversas substâncias obtidas do petróleo são utilizadas como combustível, e sua queima gera, além de outros produtos, gás carbônico, devolvendo os átomos de carbono à atmosfera.

O oceano é um grande reservatório natural de carbono, pois além de absorver átomos de carbono pela fotossíntese das algas, também o absorve por meio da **carbonatação** da água na qual o gás carbônico é convertido em íons que constituem o ácido carbônico (H₂CO₃), utilizados por organismos marinhos na produção de conchas e corais. A carbonatação da água é representada a seguir.



Nesse processo, parte desses átomos de carbono é transportada para as camadas mais profundas do oceano, onde pode permanecer armazenada por milhares de anos.

Atividades humanas, no entanto, têm afetado significativamente o ciclo do carbono, como a queima de combustíveis fósseis, as queimadas e o desmatamento. O aumento da emissão de gás carbônico na atmosfera tem intensificado o efeito estufa e contribuído, em uma escala mundial, para o aquecimento global, as mudanças climáticas e a acidificação dos oceanos.

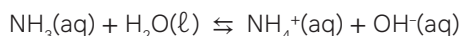
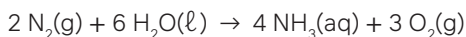
Ciclo do nitrogênio

O nitrogênio é um elemento químico fundamental para a formação de moléculas orgânicas, como proteínas e ácidos nucleicos, que constituem os seres vivos e são necessárias para a promoção e manutenção da vida na Terra. O ciclo do nitrogênio, assim como o ciclo do carbono, envolve diversas transformações químicas, como a conversão do gás nitrogênio (N₂), presente na atmosfera, em compostos nitrogenados que podem ser assimilados por plantas, animais ou microrganismos. É comum a divisão do ciclo do nitrogênio em cinco processos: fixação, nitrificação, assimilação, amonificação (ou mineralização) e desnitrificação.

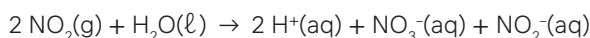
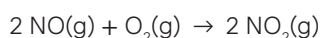
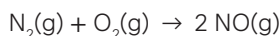
Fixação

A atmosfera terrestre é composta de cerca de 78% de gás nitrogênio (N₂) e, apesar de tamanha disponibilidade, a maioria dos organismos não consegue utilizá-lo diretamente, uma vez que se trata de um gás pouco reativo. A fixação do nitrogênio, isto é, a conversão do nitrogênio atmosférico em amônia (NH₃) ou em outros compostos nitrogenados, pode ocorrer por meio de processos biológicos, atmosféricos ou industriais.

Na **fixação biológica**, o gás nitrogênio é reduzido à amônia em um processo enzimático conduzido por alguns microrganismos encontrados no solo e associados às raízes de plantas – como as bactérias no gênero *Rhizobium*. A amônia é, posteriormente, convertida em íons amônio (NH₄⁺), como representado a seguir.



A **fixação atmosférica** envolve uma sequência de reações químicas, por meio das quais o gás nitrogênio (N₂) é convertido em íons nitrato (NO₃⁻) e nitrito (NO₂⁻). A primeira delas é resultado da ocorrência de relâmpagos na atmosfera, que transforma o gás nitrogênio em monóxido de nitrogênio (NO), que, por sua vez, é oxidado a dióxido de nitrogênio (NO₂). Essas moléculas reagem com a água produzindo íons que compõem o ácido nítrico (HNO₃) e o ácido nitroso (HNO₂) – H⁺, NO₃⁻ e NO₂⁻, que são carregados para o solo pela água das chuvas. As equações químicas a seguir representam a sequência de reações descrita.



► Ciências da Natureza

O estudo sobre os ciclos biogeoquímicos pode ser aprofundado no **Capítulo 19** do livro de **Biologia** desta coleção.

Os seres humanos também desempenham um papel significativo no ciclo do nitrogênio, já que, na **fixação industrial**, o nitrogênio atmosférico é transformado em amônia, ureia ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$) e outros fertilizantes nitrogenados.

Nitrificação

Alguns vegetais podem assimilar átomos de nitrogênio na forma de íons amônio (NH_4^+); outros só conseguem utilizar esses átomos na forma de íons nitrato (NO_3^-). A **nitrificação** é o processo pelo qual íons amônio são transformados em íons nitrito (NO_2^-) e, posteriormente, em íons nitrato. Ele é mediado por bactérias nitrificantes – do gênero *Nitrosomonas* spp. e *Nitrobacter* spp. como representado a seguir:

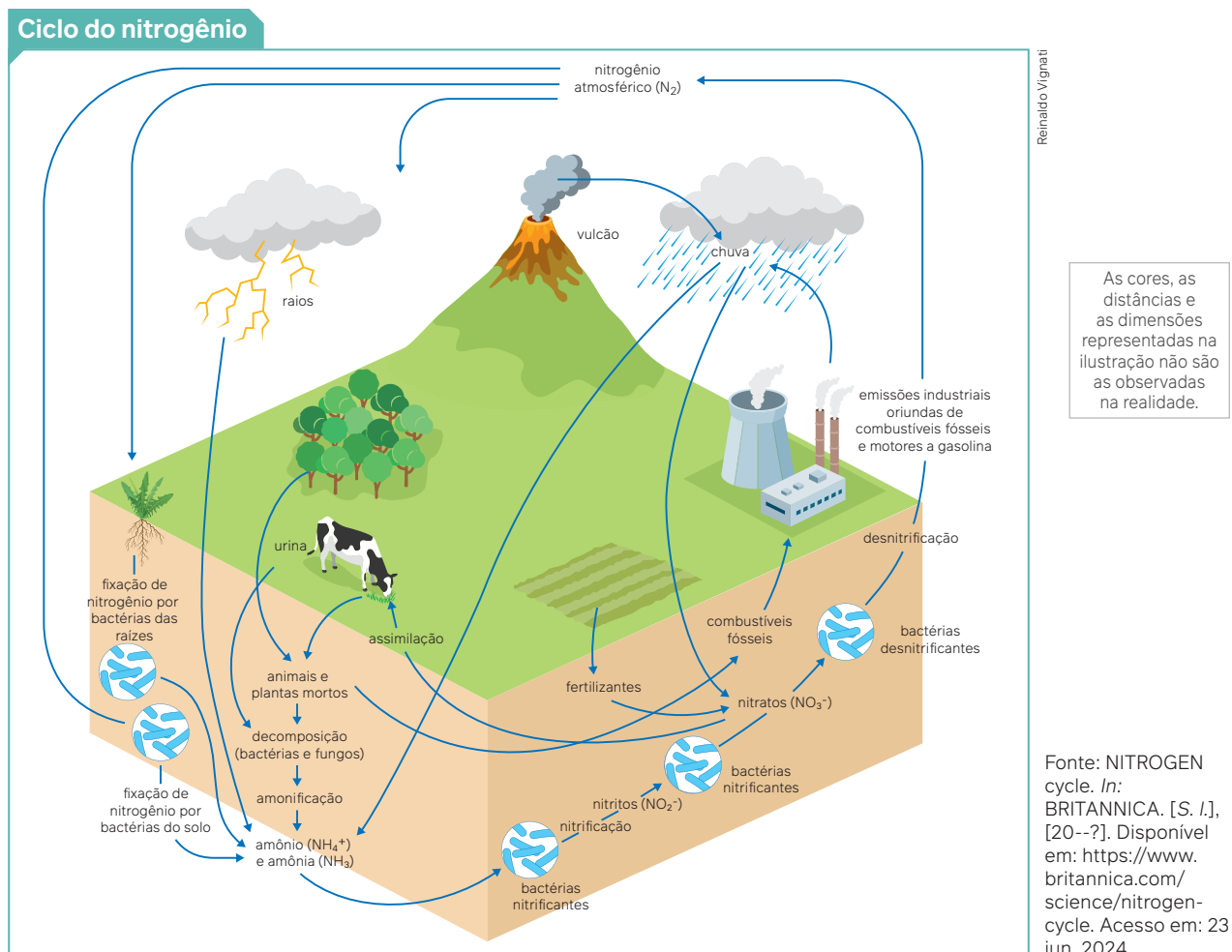


Assimilação e amonificação

A **assimilação** é o processo em que os átomos de nitrogênio biodisponíveis são incorporados às moléculas orgânicas dos seres vivos, como aminoácidos e proteínas, e são transferidos através da cadeia alimentar. Restos mortais e excrementos dos seres vivos são decompostos por bactérias e fungos, que transformam os compostos orgânicos nitrogenados em amônia por meio de uma série de reações químicas chamada **amonificação** ou **mineralização**.

Desnitrificação

Os íons nitrato do solo e em águas subterrâneas podem ser convertidos em nitrogênio atmosférico em um processo chamado de **desnitrificação**. Essa transformação envolve a ação de bactérias desnitrificantes dos gêneros *Pseudomonas* spp. e *Clostridium* spp., e pode ser representado como:





As chuvas ácidas

Infográfico clicável
Consequências da chuva
ácida em diferentes esferas

A água pura apresenta pH igual a 7, ou seja, ela é uma substância de caráter neutro. No entanto, no ambiente natural, a água é encontrada como mistura. Quando analisamos a água da chuva notamos que o pH é inferior a 7, ou seja, o meio é ácido. Isso ocorre porque na atmosfera há gases com caráter ácido, como o gás carbônico, que ao reagirem com água da chuva tornam o meio ácido. O lançamento de substâncias na atmosfera, principalmente os óxidos de nitrogênio e enxofre, acentuam a acidez natural da chuva. Por convenção, chamamos de **chuva ácida** toda precipitação cujo pH seja inferior a 5,6.

A emissão de substâncias com caráter ácido na atmosfera pode ter origem natural ou de atividades humanas. Em regiões nas quais ocorrem erupções vulcânicas, compostos de enxofre são lançados na atmosfera. Entre eles, destacam-se o sulfeto de hidrogênio (H_2S), o dióxido de enxofre (SO_2) e o trióxido de enxofre (SO_3). O H_2S é facilmente oxidado na atmosfera, transformando-se em SO_2 . Esse gás e o SO_3 reagem com a água, formando soluções ácidas, respectivamente, ácido sulfuroso (H_2SO_3) e ácido sulfúrico (H_2SO_4).

No entanto, é fundamental compreender que, embora as chuvas ácidas ocorram naturalmente, as atividades humanas intensificaram consideravelmente esse fenômeno, trazendo consequências significativas para o ambiente. Estima-se que, atualmente, as emissões de CO_2 são doze vezes maiores do que eram em 1900. Nesse contexto, é importante considerar a presença de compostos contendo átomos de enxofre (S) e de nitrogênio (N) em combustíveis como o carvão mineral, a gasolina, o óleo diesel e o querosene de aviação. Esse fato, associado ao uso constante e crescente dos combustíveis fósseis para a obtenção de energia, tem elevado significativamente a quantidade de óxidos ácidos na atmosfera, resultando na ocorrência de chuvas com maior acidez.

Um exemplo da influência da poluição no ambiente foi observado por pesquisadores da Universidade de Sorbonne, na França, e na Universidade de Harvard, nos Estados Unidos, nas obras do francês Claude Monet (1840-1926) e do inglês Joseph Mallord William Turner (1775-1851), dois pintores impressionistas. Eles analisaram quase cem obras e perceberam uma mudança estilística nas pinturas, que adquiriram cada vez mais contornos nebulosos e paleta de cores mais brancas e tons pastéis. Os artistas viveram durante a Revolução Industrial e puderam perceber de perto a transformação drástica das paisagens de Londres e Paris. A nebulosidade encontrada nas obras de Turner e Monet foi consequência direta da poluição visível no ar, afetando a visão que os pintores tinham do ambiente.



Museu Marmottan Monet, Paris

Claude Monet. *Impressão, nascer do Sol*, 1872. Óleo sobre tela.



Coleção Nacional Gallery, Londres, Inglaterra

Claude Monet. *O Tâmis abaixo de Westminster*, 1871. Óleo sobre tela.



Química verde, os desafios da química do novo milênio

[...]

Dentro dos princípios da necessidade de um desenvolvimento sustentável, tem-se como regra que a química deve manter e melhorar a qualidade de vida. O grande desafio é a continuidade do desenvolvimento, diminuindo os danos causados ao meio ambiente. Tal fato requer uma nova conduta química para o aprimoramento dos processos, com o objetivo fundamental da geração cada vez menor de resíduos e efluentes tóxicos, bem como da menor produção de gases indesejáveis ao ambiente. Este novo caminho a ser delineado pela química é denominado como química sustentável ou química verde: “A criação, o desenvolvimento e a aplicação de produtos e processos químicos para reduzir ou eliminar o uso e a geração de substâncias tóxicas”.

A química verde tem a preocupação do desenvolvimento de tecnologias e processos incapazes de causar poluição. Idealmente, a aplicação dos princípios da química verde conduz à regulamentação, ao controle para não causar a uma remediação desnecessária. Além dos benefícios ambientais, tal pensamento apresenta também um impacto econômico graças à diminuição de gastos com o armazenamento e tratamento de resíduos, a descontaminação e o pagamento de indenizações.

[...]

Os doze princípios

[...] Os princípios da prática química guiada pela preocupação com a qualidade de vida e com o meio ambiente formam os doze princípios da química verde: 1) **prevenção**, é melhor prevenir a formação de subprodutos do que tratá-los posteriormente; 2) **economia de átomos**, os métodos sintéticos devem ser desenvolvidos para maximizar a incorporação dos átomos dos reagentes nos produtos finais desejados; 3) **sínteses com compostos de menor toxicidade**, sempre que possível deve-se substituir compostos de alta toxicidade por compostos de menor toxicidade nas reações químicas; 4) **desenvolvimento de compostos seguros**, os produtos químicos deverão ser desenvolvidos para possuírem a função desejada, apresentando a menor toxicidade possível; 5) **diminuição de solventes e auxiliares**, a utilização de substâncias auxiliares (solventes, agentes de separação etc.) deverá ser evitado quando possível, ou usadas inócuas no processo; 6) **eficiência energética**, os métodos sintéticos deverão ser conduzidos sempre que possível à pressão e temperatura ambientes, para diminuir a energia gasta durante um processo químico que representa um impacto econômico e ambiental; 7) **uso de substâncias recicladas**, os produtos e subprodutos de processos químicos deverão ser reutilizados sempre que possível; 8) **redução de derivativos**, a derivatização (uso de reagentes bloqueadores, de proteção ou desproteção, modificadores temporários) deverá ser minimizada ou evitada quando possível, pois estes passos reacionais requerem reagentes adicionais e, conseqüentemente, podem produzir subprodutos indesejáveis; 9) **catálise**, a aplicação de catalisadores para aumentar a velocidade e o rendimento dos processos químicos; 10) **desenvolvimento de compostos para degradação**, produtos químicos deverão ser desenvolvidos para a degradação inócua de produtos tóxicos, para não persistirem no ambiente; 11) **análise em tempo real para a prevenção da poluição**, as metodologias analíticas precisam ser desenvolvidas para permitirem o monitoramento do processo em tempo real, para controlar a formação de compostos tóxicos; 12) **química segura para a prevenção de acidentes**, as substâncias usadas nos processos químicos deverão ser escolhidas para minimizar acidentes em potencial, tais como explosões e incêndios.

[...]

PRADO, A. G. S. Química verde, os desafios da química do novo milênio. *Química Nova*, São Paulo, v. 26, n. 5, p. 738-744, set. 2003. Disponível em: <https://www.scielo.br/j/qn/a/Lr7DQT8pwNDfDPYJ53DwH6J/>. Acesso em: 18 jun. 2024.

Trocando ideias

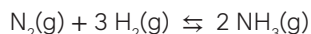
1. Com base no texto, qual é o principal objetivo da química verde?
2. Indique alguns dos benefícios ambientais mencionados no texto em relação à adoção da química verde.
3. O grande desafio do século XXI é promover o desenvolvimento sustentável para atender às necessidades da população sem comprometer os recursos naturais para as futuras gerações. Considerando os princípios da química verde, analise se é possível manter o atual ritmo de desenvolvimento industrial e tecnológico, garantindo ao mesmo tempo a preservação do meio ambiente e a redução do impacto negativo sobre os recursos naturais. Quais estratégias da química verde poderiam ser implementadas para assegurar um desenvolvimento mais sustentável?

Saiba mais

Processo Haber-Bosch

Muito antes da Revolução Industrial, agricultores já conheciam as vantagens de adubar solos de cultivo. Hoje, o processo de adubação envolve a prática de disponibilizar, entre outros nutrientes, nitrogênio suficiente para que as plantações se desenvolvam de forma saudável e produtiva. Os processos agrícolas para o cultivo de alimentos mudaram ao longo dos séculos e, hoje, são extremamente dependentes de fertilizantes. Estima-se que 40% da população mundial depende de alimentos de plantações que utilizam fertilizantes.

Na produção de fertilizantes, a fixação industrial do N_2 atmosférico é o primeiro de uma série de processos que visam obter diversos compostos nitrogenados. O processo mais utilizado na atualidade, conhecido como processo Haber-Bosch, ou síntese de Haber-Bosch, é a forma industrial de produção de amônia (NH_3) a partir da reação entre os gases nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2):



Tal processo foi desenvolvido pelo químico alemão Fritz Haber (1868-1934) em 1908 e aplicado em escala industrial pelo também químico alemão Carl Bosch (1874-1940) em 1912. Essa síntese ganhou notoriedade na Alemanha durante a Primeira Guerra Mundial, pois uma das matérias-primas utilizadas para a produção de explosivos era o salitre (nitrito de sódio, $NaNO_2$), que a Alemanha importava do Chile. Durante o período da guerra, a maioria das rotas marítimas foram fechadas, o que dificultava a importação de matérias-primas pela Alemanha, e foi nesse contexto que a síntese de Haber-Bosch ganhou espaço e passou a ser amplamente utilizada pela Alemanha.

Atividades propostas



1. (Enem – 2016) Os seres vivos mantêm constantes trocas de matéria com o ambiente mediante processos conhecidos como ciclos biogeoquímicos. O esquema representa um dos ciclos que ocorrem nos ecossistemas.



ENEM/2016

O esquema apresentado corresponde ao ciclo biogeoquímico do(a)

- a) água. d) carbono.
b) fósforo. e) nitrogênio.
c) enxofre.
2. (Enem – 2017)

Uma grande virada na moderna história da agricultura ocorreu depois da Segunda Guerra Mundial. Após a guerra, os governos [havi]am se deparado com um enorme excedente de nitrato de amônio, ingrediente usado na fabricação de explosivos. A partir daí, as fábricas de munição foram

adaptadas para começar a produzir fertilizantes, tendo como componente principal os nitratos.

SOUZA, F. A. *Agricultura natural/orgânica como instrumento de fixação biológica e manutenção do nitrogênio no solo: um modelo sustentável de MDL*. [S. l.], [20--?] Disponível em: www.planetaorganico.com.br. Acesso em: 17 jul. 2015 (adaptado).

No ciclo natural do nitrogênio, o equivalente ao principal componente desses fertilizantes industriais é produzido na etapa de:

- a) nitratação.
b) nitrosação.
c) amonificação.
d) desnitrificação.
e) fixação biológica do N_2 .

Comece com você!

Texto para as atividades 3 a 7.

O biodiesel é um biocombustível alternativo ao diesel convencional, ou seja, aquele derivado do petróleo. Possui características muito similares ao óleo diesel, fazendo com que possa ser adicionado ao diesel comum sem prejuízo na combustão. Adicionado à matriz energética brasileira, o biodiesel reduz a necessidade da importação do diesel e pode substituí-lo no longo prazo. A principal vantagem está na questão ambiental, mas existe também um apelo social relacionado ao emprego e renda, sobretudo na agricultura familiar.

Incentive a criatividade e a clareza na apresentação das informações para garantir que o cartaz seja atraente e compreensível para os agricultores. Caso julgue interessante, um trabalho interdisciplinar pode ser realizado junto com os componentes de Língua Portuguesa e Matemática, para contribuir com a elaboração dos cartazes.

Pode se tornar vetor de desenvolvimento local porque pode ser obtido de diversas fontes vegetais, tais como óleos de mamona, do dendê, da soja e até da bocaiuva (palmeira comum no Brasil Central). Também pode ser obtido da gordura animal e de rejeitos como o óleo de cozinha usado.

Para incentivar a inserção do biodiesel na matriz energética, o Programa Nacional de Produção e Uso do Biodiesel (PNPB), [...], autorizou a mistura de 2% de biodiesel no diesel convencional em 2005, e se tornou compulsória em 2008. O PNPB prevê um aumento progressivo na mistura de biodiesel que hoje já é de 11% e deve chegar a 15% neste ano [2023].

[...]

FERRAZ JR. "Série Energia": O biodiesel pode ser um aliado na transição energética sustentável. *Jornal da USP*, Ribeirão Preto, 12 jun. 2023. Disponível em: <https://jornal.usp.br/campus-ribeirao-preto/serie-energia-o-biodiesel-pode-ser-um-aliado-na-transicao-energetica-sustentavel/>. Acesso em: 8 ago. 2024.

3. Explique as vantagens ambientais e sociais da inserção do biodiesel na matriz energética brasileira.
4. Quais são as contribuições para o mundo do trabalho que o incentivo à produção de biodiesel oferece aos trabalhadores da agricultura familiar?

Agora, vamos compartilhar!

5. Escolha dois colegas para formar um trio e compartilhar seus registros com eles. Verifiquem se chegaram às mesmas explicações e complementem suas respostas, caso seja necessário.
6. Cada trio será responsável por elaborar um material informativo sobre os benefícios da produção do biodiesel para o desenvolvimento da agricultura familiar. O material pode ser um cartaz (físico ou digital), um *blog* ou um áudio, no formato *podcast*. Para a elaboração, considere os pontos a seguir:
 - decidam sobre o *layout*, os textos e as imagens que irão utilizar;
 - incluam gráficos, diagramas e exemplos práticos para tornar o cartaz mais informativo e visualmente atraente, caso não opte por um áudio;
 - utilizem fontes confiáveis em sua pesquisa e dados recentes.

Todos juntos aprendemos mais!

7. Sob orientação do professor, apresentem suas produções. Avaliem o trabalho de seus outros colegas fornecendo um *feedback* construtivo que possa contribuir para suas apresentações futuras.

As leis ponderais

Vamos iniciar os estudos de algumas leis que ajudam a compreender e a fazer previsões ponderais, em outras palavras, previsões acerca das massas das substâncias participantes das reações químicas – reagentes e produtos.

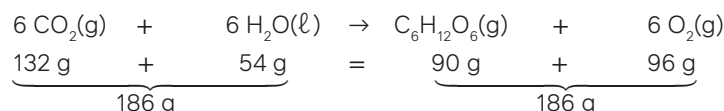
Lei de conservação das massas

A lei de conservação das massas foi formulada no final do século XVIII pelo químico francês Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Em linguagem atual, a lei pode ser enunciada da seguinte forma: **quando uma reação química é realizada em um recipiente fechado, a massa total desse sistema não se altera**. Posteriormente, essa lei foi explicada considerando que, durante uma reação química, os átomos dos elementos químicos envolvidos são rearranjados para formar novas substâncias; portanto, a quantidade total de matéria (massa) permanece inalterada.

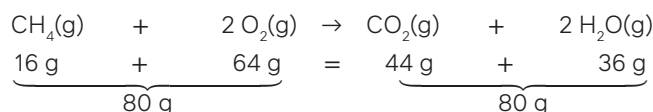
É importante ressaltar que a conservação da massa só pode ser verificada se as reações forem realizadas em sistemas fechados; pois, caso contrário, os produtos gasosos das reações escapariam facilmente de um recipiente aberto e a massa desses gases não seria determinada na pesagem final do sistema em uma balança.

Vamos analisar as massas dos reagentes e dos produtos envolvidos em algumas das reações químicas que integram o ciclo do carbono.

Fotossíntese:



Oxidação completa do gás metano:



A primeira equação representa simplificada a síntese de glicose ($C_6H_{12}O_6$) durante a fotossíntese. Nesse processo, considerando que 132 g de gás carbônico (dióxido de carbono, CO_2) reagem completamente consumindo 54 g de água (H_2O), a massa total dos reagentes é de 186 g. Essa massa equivale à massa total dos produtos nessas condições, ou seja, 186 g, correspondendo à soma dos 90 g de glicose e dos 96 g de gás oxigênio (O_2) formados. Ao analisar os dados da segunda equação apresentada, que descreve a oxidação completa do gás metano (CH_4), também notamos que a massa total dos reagentes, gás metano e gás oxigênio, que é de 80 g, equivale à massa total dos produtos (gás carbônico e água) formados.

Nesse contexto, experimentalmente se verifica que, ao aumentar a quantidade de uma substância em uma reação química, a quantidade das outras substâncias envolvidas também aumenta na mesma proporção para formar os mesmos produtos, de forma que a massa total dos reagentes deve ser igual à massa total dos produtos. Como exemplo, vamos analisar outros dados relativos à reação de oxidação do gás metano.

Massas de reagentes e produtos				
Massa de CH_4	Massa de O_2	Massa de CO_2	Massa de H_2O	$\frac{\text{Massa de } CH_4}{\text{Massa de } O_2}$
32 g	128 g	88 g	72 g	$\frac{32}{128} = \frac{1}{4}$
8 g	32 g	22 g	18 g	$\frac{8}{32} = \frac{1}{4}$
2 g	8 g	5,5 g	4,5 g	$\frac{2}{8} = \frac{1}{4}$

Note que, em todos os casos, a massa de O_2 necessária nessa reação é quatro vezes maior que a massa de CH_4 . Experimentalmente, comprova-se que as massas desses dois gases, nessa reação, sempre apresentam a proporção de 1 : 4.

Ao falar de Lavoisier, vale a pena chamar a atenção para a predominância de personagens masculinos na construção do conhecimento científico, assim como foi na maior parte da estrutura social até o século XX. Isso ajuda a explicar por que o nome de Marie-Anne Pierrette Paulze-Lavoisier (1758-1836) não é tão conhecido quanto o de seu marido apesar de sua grande contribuição para a Ciência. Além de participar ativamente das pesquisas e estudos conduzidos por ele, Marie-Anne trouxe contribuições essenciais por meio de seu conhecimento linguístico e artístico e oportunizou o acesso ao trabalho desenvolvido pelo casal, organizando, publicando e patrocinando a divulgação dos resultados das pesquisas. A seguir, há uma das muitas ilustrações elaboradas por ela, sem as quais o alcance dos resultados construídos pelo casal Lavoisier provavelmente não seria o mesmo.

Heritage Image Partnership Ltd./Alamy/Fotocarema



Vídeo
Mulheres na
ciência

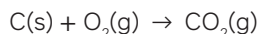
Ilustração feita por Marie-Anne Lavoisier na qual ela e o marido trabalham com outros cientistas em seu laboratório (França, séc. XIX).

Lei das proporções constantes

A lei das proporções constantes, enunciada pelo químico francês Joseph Louis Proust (1754-1826) no final do século XVIII, estabelece que, em **qualquer substância composta, os elementos químicos estão sempre presentes em proporções fixas e definidas em massa** e não dependem de sua fonte ou do método de preparação.

Se necessário, retome os conceitos de substâncias simples e composta.

Por exemplo, o gás carbônico (CO_2), um dos produtos da oxidação do gás metano (CH_4), também pode ser obtido por meio da oxidação completa dos átomos de carbono (C) encontrados no carvão mineral.



Para essa reação, vamos analisar os seguintes dados, que podem ser obtidos experimentalmente.

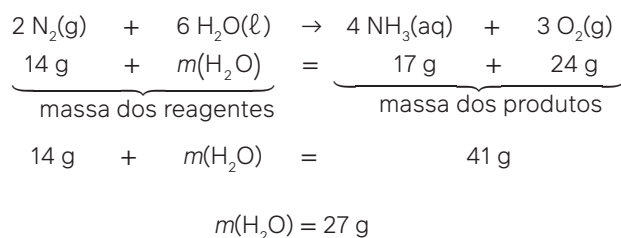
Massas de reagentes e produtos			
Massa de C	Massa de O_2	Massa de CO_2	$\frac{\text{Massa de C}}{\text{Massa de O}_2}$
6 g	16 g	22 g	$\frac{6 \text{ g}}{16 \text{ g}} = \frac{3 \text{ g}}{8 \text{ g}}$
12 g	32 g	44 g	$\frac{12 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{3 \text{ g}}{8 \text{ g}}$
24 g	64 g	88 g	$\frac{24 \text{ g}}{64 \text{ g}} = \frac{3 \text{ g}}{8 \text{ g}}$

Note que, em todos os casos, as moléculas de gás carbônico são formadas por átomos de carbono e de oxigênio na proporção de 3 : 8 em massa. É importante observar também que, para cada caso, a massa do produto é equivalente à soma da massa dos reagentes, de acordo com a lei de Lavoisier.

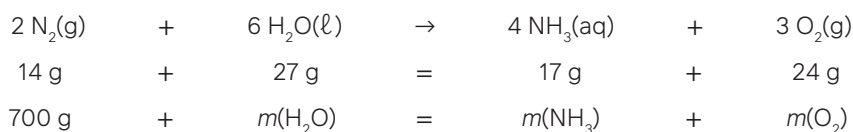
Previsões acerca das massas

Com base nas leis ponderais, podemos realizar algumas previsões acerca das quantidades das substâncias que participam de uma reação química, mesmo que essa reação envolva compostos gasosos e seja realizada em sistemas abertos.

Podemos analisar, por exemplo, alguns dados acerca das massas das substâncias que participam da reação de fixação biológica do gás nitrogênio (N_2) promovida pelas bactérias fixadoras do gênero *Rhizobium*. Experimentalmente, observa-se que para cada 14 g de N_2 retirados da atmosfera, ocorre a produção de 17 g de amônia (NH_3) e de 24 g de gás oxigênio (O_2). Com base nesses dados e na lei de conservação das massas, podemos prever que a massa de água que participa dessa reação, nessas condições, é de 27 g.



Agora, considere que as bactérias nitrificantes retirem 700 g de N_2 da atmosfera. Para transformar uma massa maior desse gás, será necessária uma massa proporcionalmente maior de H_2O e, com isso, serão produzidas massas maiores de NH_3 e de O_2 .



Como a massa de 700 g representa um aumento de cinquenta vezes, quando comparada ao valor de 14 g, podemos deduzir que a massa de água necessária será cinquenta vezes maior e que o aumento da massa dos produtos aumentará na mesma proporção:

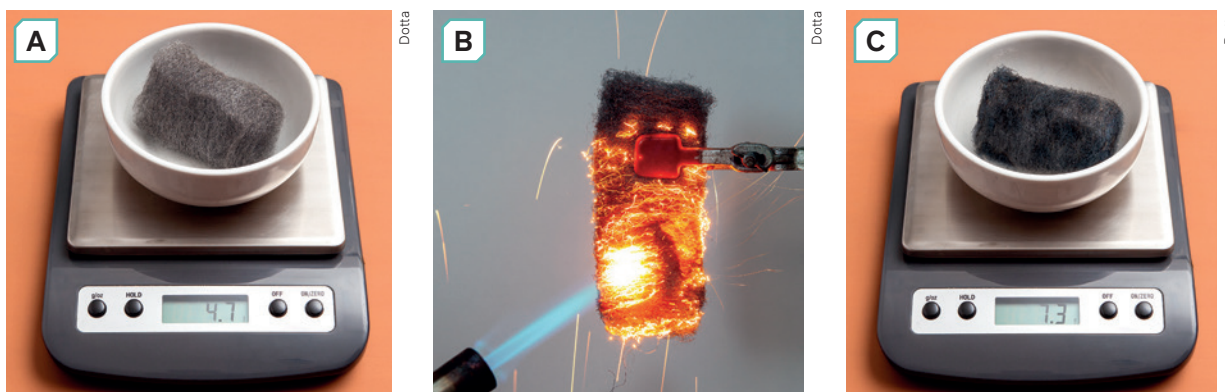
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 27 \text{ g} \cdot 50 = 1350 \text{ g} \quad m(\text{NH}_3) = 17 \text{ g} \cdot 50 = 850 \text{ g} \quad m(\text{O}_2) = 24 \text{ g} \cdot 50 = 1200 \text{ g}$$

Note que, mesmo considerando o aumento da quantidade de N_2 , a soma da massa dos reagentes continua igual à soma da massa dos produtos.

$$m(\text{reagentes}) = 700 \text{ g} + 1350 \text{ g} = 2050 \text{ g} \quad m(\text{produtos}) = 850 \text{ g} + 1200 \text{ g} = 2050 \text{ g}$$



- O mármore é majoritariamente formado por carbonato de cálcio (CaCO_3), um sal que é decomposto em altas temperaturas ($\approx 1\,000\text{ }^\circ\text{C}$) em óxido de cálcio (CaO) e em dióxido de carbono (CO_2). Este é um processo utilizado para produzir cal virgem e cal hidratada, ambos produtos utilizados na construção civil, no tratamento de água e esgoto e em indústrias químicas.
 - Escreva a equação química que representa a decomposição térmica do carbonato de cálcio.
 - Sabendo que, para cada 100 g de carbonato de cálcio, são produzidos 56 g do óxido básico, calcule a massa do óxido ácido produzido por meio decomposição térmica do sal.
 - Quais são as massas dos óxidos, em kg, que serão obtidas após a decomposição de 2 kg do sal?
- Observe a sequência de imagens da esquerda para a direita, a seguir, de um experimento que mede a massa da esponja de aço antes e depois de sua queima. Em seguida, responda às questões.



Imagens do experimento. (A) Pesagem da esponja de aço antes da queima; (B) queima da esponja; (C) pesagem da esponja após a queima.

- Explique o ocorrido com a massa da esponja de aço após a combustão.
- O que pode ter influenciado a variação da massa da esponja de aço?
- Explique o que aconteceria com a massa desse sistema caso a reação tivesse ocorrido em um recipiente fechado.

As grandezas químicas

No Capítulo 1, definimos que uma grandeza é uma característica – ou um atributo – que pode ser medida e expressa numericamente por meio de unidades de medida específicas. Também foi visto que as grandezas nos possibilitam a descrição e uma melhor compreensão das propriedades dos materiais.

Ao estudar as leis ponderais, pudemos perceber que os estudos realizados por Lavoisier e Proust tiveram como base a massa das substâncias. Outros cientistas, como o químico francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) e o britânico John Dalton (1766-1844), utilizaram a grandeza volume em seus estudos com gases em sistemas fechados. As leis propostas por esses dois cientistas serão estudadas no Capítulo 11 e, por ora, vamos entender como as medidas de massa e de volume nos fornecem informações sobre a quantidade de entidades químicas presentes nos materiais.

Ressalte que nem sempre será necessário usar os valores das massas atômicas com a mesma precisão com que são obtidos nos cálculos. Em boa parte dos estudos, no Ensino Médio, o uso dos valores de massa aproximados à unidade mais próxima é suficiente e esse valor coincide com o número de massa do isótopo mais abundante.

Massa atômica (MA) e massa molecular (MM)

Atualmente, a determinação das **massas atômicas (MA)** utiliza como padrão de medida o carbono-12 (isótopo do carbono com número de massa igual a 12). Convencionou-se que a **unidade de massa atômica unificada**, cujo símbolo é **u**, corresponde a $\frac{1}{12}$ da massa de um átomo de carbono-12. Assim, se a massa do carbono-12 pudesse ser dividida em 12 partes iguais, cada uma teria a massa equivalente a uma unidade de massa atômica (1 u).

A partir das massas atômicas, podemos conceituar a **massa molecular (MM)**, que equivale à massa da molécula, ou de uma fórmula unitária, da qual uma substância é formada. Assim, o valor das massas moleculares equivale à soma das massas atômicas de cada um dos átomos que constituem as moléculas ou que configuram uma fórmula unitária.

Apresentamos o cálculo aproximado da massa molecular do metanol (CH₃OH):

$$MM(\text{CH}_3\text{OH}) = MA(\text{C}) + [4 \cdot MA(\text{H})] + MA(\text{O}) \Rightarrow 12 \text{ u} + (4 \cdot 1 \text{ u}) + 16 \text{ u} = 32 \text{ u}$$

De forma semelhante, podemos obter a massa molecular de O₂, CO₂ e H₂O:

$$MM(\text{O}_2) = 2 \cdot MA(\text{O}) \Rightarrow 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u}$$

$$MM(\text{CO}_2) = MA(\text{C}) + [2 \cdot MA(\text{O})] \Rightarrow 12 \text{ u} + (2 \cdot 16 \text{ u}) = 44 \text{ u}$$

$$MM(\text{H}_2\text{O}) = [2 \cdot MA(\text{H})] + MA(\text{O}) \Rightarrow (2 \cdot 1 \text{ u}) + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

A partir da descoberta do átomo, iniciou-se o estudo para determinar um fator de escala que correlacionasse o mundo macroscópico ao atômico. Assim, o cientista francês Jean Perrin (1870-1942) obteve valores de N_A determinados por diferentes métodos experimentais, como a viscosidade de gases, movimento browniano, radioatividade, entre outros.

Quantidade de matéria (n)

Uma das alternativas para diminuir o uso de combustíveis fósseis é a utilização de combustíveis produzidos a partir de fontes renováveis, como o etanol. Segundo dados de 2023 da Associação Nacional dos Fabricantes de Veículos Automotores (Anfavea), cerca de 90% dos veículos comercializados no Brasil têm a tecnologia *flex*, que permite que os motores funcionem com etanol, gasolina ou ambos, em qualquer proporção.

O etanol pode ser obtido a partir de vegetais como a cana-de-açúcar (no Brasil) e o milho (nos Estados Unidos), por meio de uma série de reações químicas conduzidas por leveduras que convertem as moléculas de glicose (C₆H₁₂O₆) em etanol (C₂H₆O). Essas reações fazem parte do processo de fermentação alcoólica, que pode ser representado de forma simplificada pela equação química a seguir.



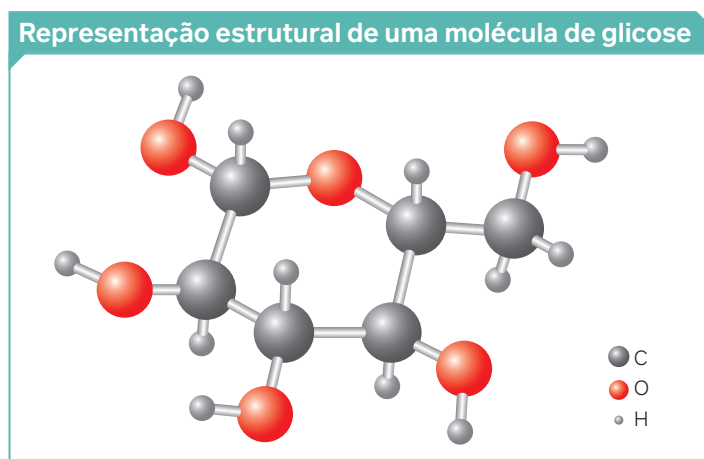
No Capítulo 6, você teve a oportunidade de estudar os coeficientes estequiométricos. Assim, no exemplo acima, podemos deduzir que, para cada molécula de glicose que reage, são produzidas 2 moléculas de gás carbônico e 2 moléculas de etanol.

Outra forma de interpretar esses coeficientes é relacioná-los à quantidade de matéria (indicada em mol) de cada uma das substâncias. Assim, a equação também poderia ser interpretada como: para cada 1 mol de moléculas de glicose que reage, são produzidos 2 mol de moléculas de gás carbônico (CO₂) e 2 mol de moléculas de etanol. Essas interpretações são bastante comuns no estudo da Química e são utilizadas para diversos cálculos químicos, alguns deles apresentados nos capítulos das Unidades 3 e 4 desta obra. Mas o que significa mol?

Podemos começar a definir o **mol** como uma unidade de medida para a quantidade de matéria – ou quantidade de substância – que é uma grandeza do Sistema Internacional de Unidades (SI). A **quantidade de matéria (n)** de um sistema é a medida do número de entidades elementares específicas, que podem ser átomos, moléculas, íons ou qualquer outro grupo específico de partículas.

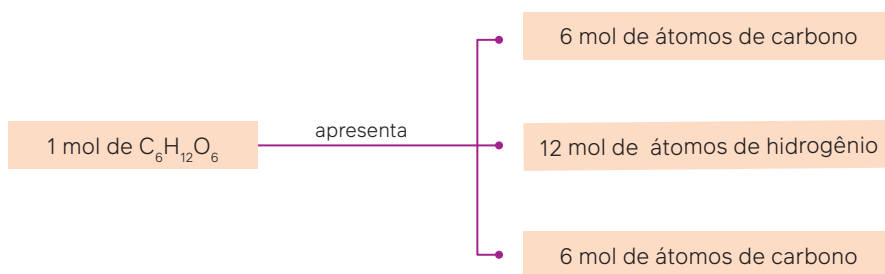
De acordo com a IUPAC (sigla em inglês para União Internacional de Química Pura e Aplicada), 1 mol corresponde a exatamente $6,022140857 \cdot 10^{23}$ entidades elementares. Esse número é o valor numérico fixo da **constante de Avogadro (N_A)**, expresso em mol⁻¹. Esse nome foi dado em homenagem ao cientista italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856) em razão de seus estudos com gases, que propunham a relação entre o volume de um gás e o número de átomos ou moléculas.

Assim, quando dizemos que na reação de produção do etanol, participam 1 mol de moléculas de glicose, estamos indicando que aproximadamente $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de glicose reagiram no processo.

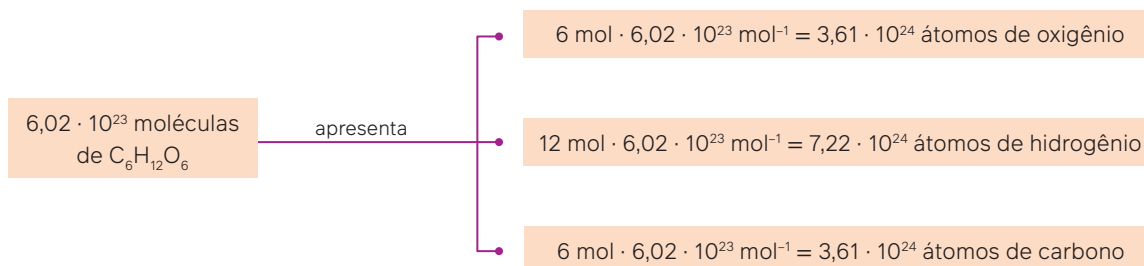


As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Considerando que $1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23}$ entidades elementares, para a glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), podemos estabelecer as seguintes relações:



Ou seja:



Massa molar (M)

A definição de mol permite que se estabeleça uma relação entre a massa em g de uma substância e o número de entidades elementares que a compõem. Vamos recordar alguns dados:

1 mol de ^{12}C	—	$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de ^{12}C
1 átomo de ^{12}C	—	12 u
1 u	—	$1,66 \cdot 10^{-24}$ g

Assim, podemos calcular a massa em gramas de 1 mol de C:

$$m(\text{C}) = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 12 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}$$

$$m(\text{C}) = 12 \text{ g}$$

Com isso, podemos concluir que a massa de 1 mol de ^{12}C equivale, numericamente, à sua massa atômica (12 u) expressa em grama, 12 g. É possível fazer essa generalização para os demais elementos químicos da tabela periódica. Vejam alguns exemplos:

- Na (sódio) tem massa atômica de 22,9897 u, logo 1 mol de Na tem massa igual a 22,9897 g.
- Y (ítrio) tem massa atômica de 88,905 u, logo 1 mol de Y tem massa igual 88,905 g.

Note que a massa atômica de um elemento químico (expressa em unidade de massa atômica) é numericamente igual à massa de 1 mol desse mesmo elemento químico (expressa em gramas). Agora vamos expandir esse conceito para espécies mais complexas, como as moléculas que constituem as substâncias. Observe os exemplos:

- CH_3OH tem massa molecular aproximada de 32 u, logo 1 mol de CH_3OH tem massa aproximada de 32 g.
- CO_2 tem massa molecular aproximada de 44 u, logo 1 mol de CO_2 tem massa aproximada de 44 g.

A partir disso, temos a massa em gramas de 1 mol de substância e, portanto, o conceito de **massa molar (M)**. A massa molar – expressa em gramas por mol, g/mol ou $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ – de uma substância é numericamente igual à sua massa molecular (em unidade de massa atômica unificada):

- O_2 tem massa molecular aproximada de 32 u, logo a substância O_2 tem massa molar aproximada de 32 g/mol.
- H_2O tem massa molecular aproximada de 18 u, logo a substância H_2O tem massa molar aproximada de 18 g/mol.

Podemos resumir os conceitos abordados em uma tabela com relações entre massa e quantidade de matéria.

Relações molares de algumas espécies químicas				
Nome da espécie química	Fórmula ou símbolo	Massa atômica ou molecular (u)	Massa molar (g/mol)	Quantidade de partículas em 1 mol
Hidrogênio	H	1,008	1,008	$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de H
Molécula de gás hidrogênio	H ₂	2,016	2,016	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H ₂ $12,04 \cdot 10^{23}$ átomos de H
Molécula de gás oxigênio	O ₂	31,998	31,998	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O ₂ $12,04 \cdot 10^{23}$ átomos de O
Íon sulfeto	S ²⁻	32,065	32,065	$6,02 \cdot 10^{23}$ íons S ²⁻
Metanol	CH ₃ OH	32,042	32,042	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CH ₃ OH $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C $24,08 \cdot 10^{23}$ átomos de H $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de O

Fonte: INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY. *Periodic Table of Elements*. [S. l.]: IUPAC, [20--]. Disponível em: <https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/>. Acesso em: 18 jun. 2024.

Volume molar (V_M)

Avogadro desenvolveu diversos estudos com gases e propôs a existência de uma relação entre o volume de um gás e seu número de átomos ou moléculas. A grandeza que permite essas relações é chamada de **volume molar (V_M)** e descreve o volume ocupado por 1 mol de uma substância no estado gasoso, em condições de temperatura e pressão específicas. Essa grandeza é usualmente expressa em litros por mol (L/mol ou L · mol⁻¹).

No entanto, é importante ressaltar que o volume molar de uma substância não é constante e pode variar de acordo com as condições de temperatura e pressão. Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) – 0 °C e 1 atm – o volume molar de um gás é de aproximadamente 22,4 L/mol.

As condições citadas referem-se a um gás ideal, que será objeto de estudo no Capítulo 11.

Atividades propostas



1. Leia a tirinha e responda às questões propostas.



Mauro Salgado

- a) A fórmula molecular da cafeína está representada no quadro na parede do estúdio. Determine a massa molar da cafeína.

- b) De acordo com a tirinha, considerando o pedido da cliente, a extensão de área ocupada pela tatuagem no corpo seria grande ou pequena? Justifique sua resposta.
2. A oxidação do ferro envolve uma sequência de reações químicas iniciadas quando uma peça de ferro entra em contato com o gás oxigênio do ar e com a água. A equação química da reação global é dada por:



- a) Considerando que os coeficientes estequiométricos indicam o número de moléculas e fórmulas unitárias das substâncias, calcule quantos átomos de ferro, oxigênio e hidrogênio participam da reação como reagentes. Faça o mesmo para os produtos.
- b) Considere a reação de 4 mol de Fe com a quantidade adequada de reagentes para que ocorra a reação. Calcule quantos átomos de ferro, de oxigênio e de hidrogênio participam da reação como reagentes. Faça o mesmo para os produtos.
- c) Indique a massa total (em g) dos reagentes que participam da reação indicada no item b. Faça o mesmo para os produtos.
- d) A equação acima está de acordo com a lei de conservação das massas de Lavoisier? Por quê?

3. Em um experimento no laboratório de Química, um estudante precisa medir a massa correspondente a 3 mol de hidróxido de sódio (NaOH). Qual é o valor de massa em gramas que o estudante deve medir?

4. O paracetamol, ou acetaminofeno ($\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$), é um analgésico e antipirético bastante popular. A dosagem de paracetamol indicada para o tratamento varia de acordo com a idade e a massa corporal do paciente. Para adultos, a dose máxima diária é de até oito comprimidos de 500 mg de paracetamol, em doses fracionadas. Para crianças, a dose desse medicamento é calculada com base na massa corporal, sendo possível a ingestão de doses diárias de no máximo 80 mg por quilograma de massa corporal da criança.

Considere as informações descritas e responda:

- a) Qual é a dose máxima diária de paracetamol, em mol, que um adulto pode ingerir?
- b) Em uma criança com massa corporal de 25 kg, em estado febril persistente, foi administrado um comprimido com 500 mg de paracetamol a cada quatro horas. Avalie a dosagem do medicamento administrada a essa criança ao final de um dia.

Nota dos autores: O uso de qualquer medicamento só pode ser feito com orientação médica. Não se automedique!

Recapitule



Neste capítulo, estudamos os ciclos biogeoquímicos do carbono e do nitrogênio e como os átomos desses elementos fluem entre os meios bióticos e abióticos. Pudemos perceber como as atividades humanas têm aumentado a quantidade de materiais na atmosfera e que uma das consequências é o aumento da ocorrência do fenômeno de chuvas ácidas. Estudamos alguns aspectos quantitativos da Química, como as leis que regem a conservação das massas e as proporções entre átomos que formam as substâncias envolvidas nas reações, além das grandezas utilizadas pela Ciência para quantificar os átomos, as moléculas e outras entidades químicas.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare esse desafio: É possível prever a proporção entre as massas das substâncias que participam de uma reação conhecendo apenas a equação química? Justifique.

Agora, siga os passos abaixo para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo.

1. **Recordar:** em uma folha de papel avulsa, elabore uma lista das ideias-chave dos assuntos trabalhados neste capítulo que você considera importantes.
2. **Adicionar:** troque seu registro com outro estudante da turma e, ao receber o papel de um deles, leia a lista e adicione uma nova ideia, que pode ser um detalhe para complementar o que já está escrito, um novo tópico ou uma conexão entre as ideias já existentes. Repita esse processo ao menos duas vezes.
3. **Revisar:** devolva o papel que recebeu ao estudante original e, quando estiver com o seu, leia todas as informações contidas nele. Adicione ideias que surgiram durante a leitura das fichas dos colegas e que considere válidas.
4. **Compartilhar:** leia para a turma o que você considerou interessante nas contribuições dos colegas e/ou questione alguma ideia que não compreendeu.

Propriedade dos materiais

Os materiais existentes ao seu redor assumem diferentes formas e se modificam constantemente na interação com o ambiente e outros materiais. Essas transformações podem ser observadas no cotidiano, como quando cozinhamos e percebemos mudanças na cor, no sabor e no aroma dos alimentos. As misturas de compostos químicos naturais ou artificiais, mesmo quando se trata de produtos conhecidos, podem esconder sérios riscos como no caso dos materiais de limpeza. A Internet está cheia de sugestões e dicas que prometem maravilhas ao combinar alguns produtos, mas será que você sabe avaliar os riscos?

O exemplo da água sanitária

O que tem dentro da garrafa opaca guardada no armário de produtos de limpeza? Apesar de muito comum, esse produto exige atenção e uma série de precauções para que possa ser manipulado com segurança. Isso porque, por trás da simplicidade aparente e do custo acessível, se escondem fenômenos químicos e transformações complexas. Tanto isso é verdade, que a manipulação inadequada da água sanitária é responsável por uma grande parte dos acidentes domésticos envolvendo produtos de limpeza, muitos deles causados pela falta de conhecimento quanto às suas propriedades e àquelas que adquire quando misturada com outros produtos.

Conheça abaixo alguns fatos sobre a água sanitária:

- Geralmente produzida a partir da reação química entre cloro e hidróxido de sódio (soda cáustica), a água sanitária é produzida lentamente à temperatura ambiente. O calor, a luz e a presença de íons metálicos aceleram esse processo.
- A água sanitária não está apenas no pano de limpeza ou no balde onde você a coloca. Assim que sai da garrafa ela libera gases que podem ser tóxicos e irritar olhos, pele e nariz. Algumas pessoas podem ser mais sensíveis do que outras.
- A água sanitária pode provocar danos ao ambiente ou interferir no sistema de esgoto do município onde você reside, já que pode matar bactérias que degradam parte dos resíduos no tratamento do esgoto.
- Por ser corrosiva, ela pode interagir com diferentes materiais. Assim, não troque a embalagem original desse produto químico por outra! A troca da embalagem pode aumentar a chance de um acidente, principalmente quando se utiliza garrafas de água para armazená-las, por exemplo. Sua aparência transparente e a diluição que reduz seu odor característico podem enganar uma criança ou alguém com muita sede.

Além desses fatores, a água sanitária é incompatível com algumas substâncias:

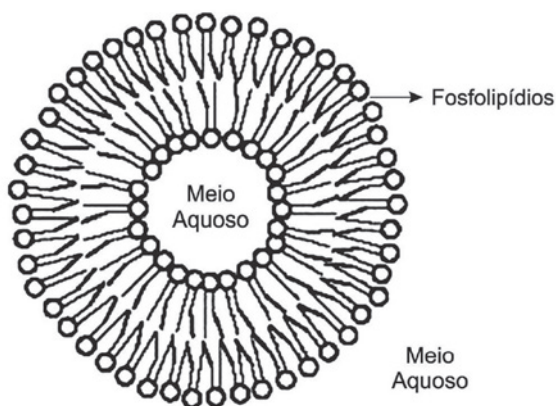
- A mistura com alguns tipos de álcool pode gerar gases tóxicos e, dependendo da quantidade inalada, podem provocar uma série de problemas, inclusive a morte.
- A mistura com materiais de limpeza derivados de amônia e com itens de caráter ácido, como o vinagre e alguns detergentes, gera produtos tóxicos.
- O contato direto com a urina também não é aconselhado. Melhor sempre enxaguar com água e só depois usar a água sanitária.

Ao utilizar a água sanitária como produto de limpeza para tornar casa um ambiente mais seguro, podemos nos expor a riscos maiores do que aqueles apresentados pelos microrganismos dos quais a água sanitária vai nos livrar. Os fatos descritos mostram o papel essencial do conhecimento para a segurança nas ações do cotidiano.

Agora é com você

Planeje e desenvolva um material informativo sobre os riscos relacionados aos produtos comumente encontrados em casa. Pode ser um *podcast*, um vídeo curto (geralmente de 60 segundos), um infográfico ou outro recurso que possa ser compartilhado na Internet para combater as *fake news* sobre esse assunto. Sua contribuição pode evitar muitos acidentes!

1. (Ufam – 2015) O aquecimento global é um fenômeno climático de aumento da temperatura média dos oceanos e do ar próximo à superfície do planeta Terra. O aumento das emissões de dióxido de carbono (CO_2) é apontado como um dos principais responsáveis por este fenômeno. Sobre o dióxido de carbono é incorreto afirmar:
- Os átomos de carbono e oxigênio, na molécula de dióxido de carbono, estão unidos por ligações covalentes polares.
 - A molécula de dióxido de carbono possui geometria angular.
 - A molécula de dióxido de carbono é apolar.
 - No estado sólido, as moléculas de dióxido de carbono estão unidas por ligações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido.
 - Na molécula de dióxido de carbono, o átomo de carbono não apresenta pares de elétrons não ligantes na sua camada de valência.
2. (Enem – 2012) Quando colocados em água, os fosfolípidos tendem a formar lipossomos, estruturas formadas por uma bicamada lipídica, conforme mostrado na figura. Quando rompida, essa estrutura tende a se reorganizar em um novo lipossomo.

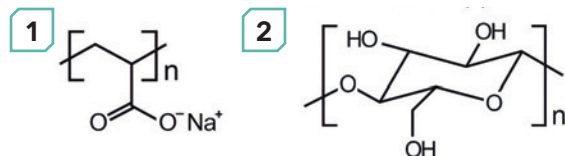


ENEM/2012

Esse arranjo característico se deve ao fato de os fosfolípidos apresentarem uma natureza

- polar, ou seja, serem inteiramente solúveis em água.
- apolar, ou seja, não serem solúveis em solução aquosa.
- anfotérica, ou seja, podem comportar-se como ácidos e bases.
- insaturada, ou seja, possuírem duplas ligações em sua estrutura.
- anfifílica, ou seja, possuírem uma parte hidrofílica e outra hidrofóbica.

3. (Enem – 2013) As fraldas descartáveis que contêm o polímero poliácrlato de sódio (1) são mais eficientes na retenção de água que as fraldas de pano convencionais, constituídas de fibras de celulose (2).



ENEM/2013

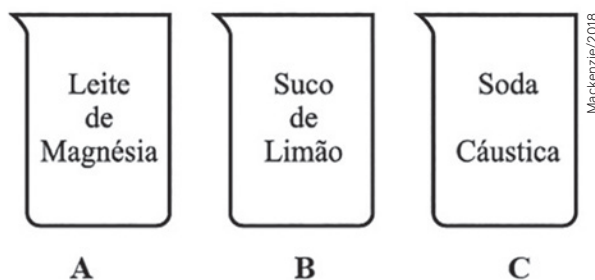
A maior eficiência dessas fraldas descartáveis, em relação às de pano, deve-se às

- interações dipolo-dipolo mais fortes entre o poliácrlato e a água, em relação às ligações de hidrogênio entre a celulose e as moléculas de água.
 - interações íon-íon mais fortes entre o poliácrlato e as moléculas de água, em relação às ligações de hidrogênio entre a celulose e as moléculas de água.
 - ligações de hidrogênio mais fortes entre o poliácrlato e a água, em relação às interações íon-dipolo entre a celulose e as moléculas de água.
 - ligações de hidrogênio mais fortes entre o poliácrlato e as moléculas de água, em relação às interações dipolo induzido-dipolo induzido entre a celulose e as moléculas de água.
 - interações íon-dipolo mais fortes entre o poliácrlato e as moléculas de água, em relação às ligações de hidrogênio entre a celulose e as moléculas de água.
4. (UPM-SP – 2018) Indicadores são substâncias que mudam de cor na presença de íons H^+ e OH^- livres em uma solução. Justamente por esta propriedade, são usados para indicar o pH, ou seja, os indicadores “indicam” se uma solução é ácida ou básica. Esses indicadores podem ser substâncias sintéticas como a fenolftaleína e o azul de bromotimol, ou substâncias que encontramos em nosso cotidiano, como[,] por exemplo, o suco de repolho roxo, que apresenta uma determinada coloração em meio ácido e uma outra coloração em meio básico. A tabela a seguir ilustra as cores características dessas substâncias nos intervalos ácido e básico.

Indicador	Coloração adquirida	
	Meio ácido	Meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Róseo
Suco de repolho roxo	Vermelho	Verde
Azul de bromotimol	Amarelo	Azul

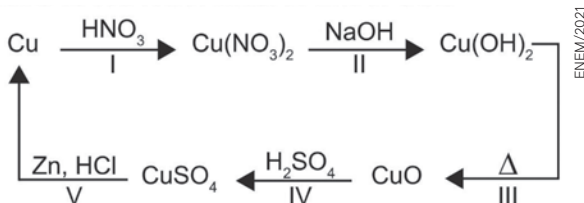


Assim, um estudante preparou três soluções aquosas concentradas de diferentes substâncias, de acordo com a ilustração abaixo.



Após o preparo, o estudante adicionou ao recipiente A (fenolftaleína), ao B (suco de repolho roxo) e ao C (azul de bromotimol). Sendo assim, as cores obtidas, respectivamente, nos recipientes A, B e C, foram

- róseo, vermelho e amarelo.
 - incolor, verde e amarelo.
 - incolor, verde e azul.
 - róseo, vermelho e azul.
 - incolor, vermelho e azul.
5. (Enem – 2010) Os oceanos absorvem aproximadamente um terço das emissões de CO_2 procedentes de atividades humanas, como a queima de combustíveis fósseis e as queimadas. O CO_2 combina-se com as águas dos oceanos, provocando uma alteração importante em suas propriedades. Pesquisas com vários organismos marinhos revelam que essa alteração nos oceanos afeta uma série de processos biológicos necessários para o desenvolvimento e a sobrevivência de várias espécies da vida marinha. A alteração a que se refere o texto diz respeito ao aumento
- da acidez das águas dos oceanos.
 - do estoque de pescado nos oceanos.
 - da temperatura média dos oceanos.
 - do nível das águas dos oceanos.
 - da salinização das águas dos oceanos.
6. (Enem – 2021) O ciclo do cobre é um experimento didático em que o cobre metálico é utilizado como reagente de partida. Após uma sequência de reações (I, II, III, IV e V), o cobre retorna ao seu estado inicial ao final do ciclo.

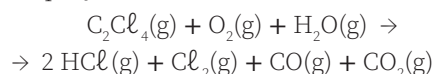


A reação de redução do cobre ocorre na etapa

- I
 - II
 - III
 - IV
 - V
7. (Enem – 2019) O mármore, rocha metamórfica composta principalmente de carbonato de cálcio (CaCO_3), é muito utilizada como material de construção e também na produção de esculturas. Entretanto, se peças de mármore são expostas a ambientes externos, particularmente em grandes cidades e zonas industriais, elas sofrem ao longo do tempo um processo de desgaste, caracterizado pela perda de massa da peça. Esse processo de deterioração ocorre em função da
- oxidação do mármore superficial pelo oxigênio.
 - decomposição do mármore pela radiação solar.
 - onda de choque provocada por ruídos externos.
 - abrasão por material particulado presente no ar.
 - acidez da chuva que cai sobre a superfície da peça.

8. (Enem – 2021)

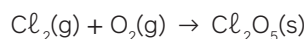
O solvente tetracloreto ou percloroetileno é largamente utilizado na indústria de lavagem a seco e em diversas outras indústrias, tais como a de fabricação de gases refrigerantes. Os vapores desse solvente, quando expostos à elevada temperatura na presença de oxigênio e água, sofrem degradação produzindo gases poluentes, conforme representado pela equação:



BORGES, L. D.; MACHADO, P. F. L. Lavagem a seco. *Química Nova na Escola*, [s. l.] n. 1, fev. 2013 (adaptado).

Os produtos dessa degradação, quando lançados no meio ambiente, contribuem para a

- elevação do pH do solo.
 - formação de chuva ácida.
 - eutrofização de mananciais.
 - elevação dos níveis de ozônio na atmosfera.
 - formação de óxidos de enxofre na atmosfera.
9. (UPF-RS – 2018) Tendo por referência a reação química não balanceada



qual é o volume de oxigênio necessário para reagir com todo o cloro, considerando-se que se parte de 20 L de cloro gasoso medidos em condições ambientes de temperatura e pressão?

(Considere volume molar de 25 L mol^{-1} nas CATP)

- 20 L.
- 25 L.
- 50 L.
- 75 L.
- 100 L.

É provável que você já tenha assistido ao lançamento de um foguete pela televisão ou em mídias digitais. Esse tipo de evento é um espetáculo incrível que vale a pena conhecer!

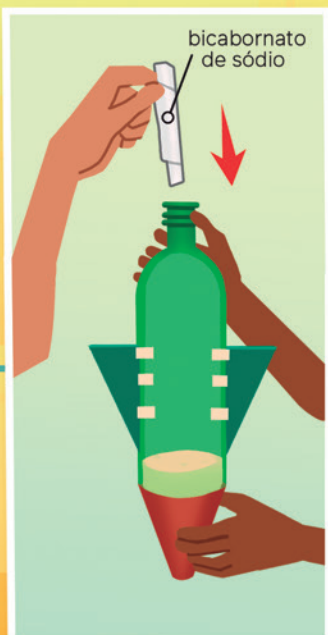
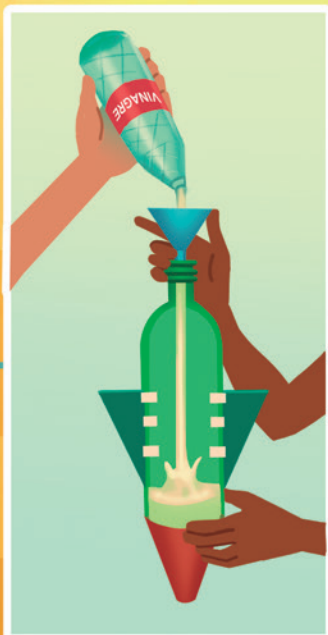
Você já parou para pensar como um foguete chega ao espaço? A resposta não é simples, mas podemos afirmar que tudo começa com uma reação química. Se isso despertou seu interesse, saiba que você também pode lançar o seu próprio modelo de foguete!

No Brasil, desde 2007, ocorre a Mostra Brasileira de Foguetes, em que estudantes do Ensino Médio se inscrevem para construir e lançar protótipos de foguete. Um desses protótipos pode ser construído com garrafas PET e aplicação de uma reação química para iniciar seu lançamento. Veja, a seguir, as etapas desenvolvidas por estudantes para a montagem desse protótipo.

- 1** Para a confecção do foguete, os estudantes utilizaram diversos materiais, como vinagre, bicarbonato de sódio, barbante, fita adesiva, filtro de papel, rolha, folha de papel-cartão e garrafas PET de 2 litros.



- 3** Para o lançamento do foguete, os estudantes adicionaram 25 mL de vinagre na garrafa e, em seguida, uma "cápsula", feita com filtro de papel contendo 50 g de bicarbonato de sódio, foi posicionada próximo à boca da garrafa. Logo depois, a boca da garrafa foi fechada com uma rolha e o recipiente foi virado, tendo sua base posicionada no solo. Com isso, o conteúdo da cápsula entrou em contato com o líquido e, assim, a reação química foi iniciada.



- 4** Lançamento do foguete dos estudantes...



2 Comparação entre as partes do foguete construído pelos estudantes e um foguete real.



... e do foguete Vulcan Centaur, lançado em janeiro de 2024 na Flórida, Estados Unidos.



Ilustração: Mauro Salgado
Fotografia: Brandon Moser/Alamy/Fotorenia

Representação simplificada em cores-fantasia e dimensões dos elementos sem escala.



Aspectos quantitativos da matéria

Damos boas-vindas ao estudo dos princípios fundamentais que regem as transformações e interações das substâncias! Este percurso nos levará a explorar a quantidade de matéria por meio de grandezas como massa, volume e energia, bem como o conceito de solução e suas propriedades. À medida que avançamos, adentramos no comportamento dos gases e concluímos o percurso ao explorar as interações entre energia térmica e matéria. Aproveite esta nova experiência!

Para começar

1. De que maneira os foguetes impactam a vida das pessoas?
2. Você já conhecia a Mostra Brasileira de Foguetes ou já confeccionou modelos de foguete? Em caso afirmativo, comente sobre sua experiência e seus conhecimentos sobre o assunto.
3. Ao observar as imagens, o que podemos inferir sobre a relação entre o vinagre, o bicarbonato de sódio e a decolagem do foguete?
4. O vinagre pode ser considerado uma mistura homogênea ou heterogênea? Qual dos seus componentes reage com o bicarbonato de sódio na transformação que possibilita a propulsão do modelo de foguete construído pelos estudantes?
5. Você acha que realizar misturas com proporções distintas de vinagre e de bicarbonato de sódio possibilita a propulsão do modelo de foguete descrito?
6. Nos foguetes reais, um dos combustíveis que pode ser utilizado é o querosene, que reage com o gás oxigênio e possibilita a propulsão. Como você acha que esse combustível faz o foguete decolar do solo?

Consulte no Manual do Professor as orientações, as respostas e os comentários sobre as atividades e os conteúdos dessa unidade e seus capítulos.

Estequiometria



Edu Correa/Fotoarena

No Centro de Hidrogênio Verde (CH2V) inaugurado, em 2023, no município de Itajubá (MG), são desenvolvidas atividades de pesquisa com hidrogênio verde. O hidrogênio verde é obtido por meio de uma reação química de decomposição da água para a obtenção de H_2 e O_2 , mediante passagem de corrente elétrica. Na segunda fase do projeto, o Centro terá uma unidade com capacidade produtiva de $60 \text{ m}^3/\text{h}$ (metro cúbico por hora), medidos a 0°C e 1 atm , de hidrogênio verde, além de uma estação de abastecimento de veículos a hidrogênio, tanques de armazenamento, um ponto de abastecimento e uma célula de combustível.



Para refletir

1. Qual é a vantagem do uso de hidrogênio verde como combustível de veículos?
2. Como é possível prever a quantidade de uma substância que será obtida em uma reação química?
3. Quando você ouve a palavra "impureza", com o que você a associa? Como você imagina que uma impureza pode influenciar uma reação química?
4. Ao ouvir a expressão "alto rendimento", com o que você a relaciona? O que você faria para aumentar o rendimento de alguma atividade específica ou de um contexto particular?

Objetivos do capítulo

- Reconhecer a relação entre os coeficientes estequiométricos e as quantidades de matéria dos participantes de uma reação química.
- Estabelecer relações estequiométricas que envolvam quantidade em mols, massa, volume dos gases e número de entidades fundamentais.
- Analisar processos industriais de produção de algumas substâncias.
- Explicar os efeitos associados ao uso de reagentes impuros no rendimento das reações.
- Reconhecer o uso de reagentes em excesso.
- Compreender outras formas de representação dos compostos químicos.

Cálculos estequiométricos

Para fazer um pão caseiro, é preciso seguir uma receita que indique as quantidades adequadas de cada um dos ingredientes, como farinha, água, fermento, sal, entre outros. Imagine, então, que uma pessoa deseja preparar três pães com base em uma determinada receita.

Para isso, é necessário aumentar proporcionalmente a quantidade dos ingredientes para que se possa obter pães como aqueles que seriam obtidos caso fossem usadas as quantidades descritas na receita original. Além disso, durante o preparo de um pão, ocorrem diversas reações químicas que transformam as substâncias presentes nos ingredientes.

Uma dessas reações é a **fermentação**, processo biológico em que certos microrganismos, como as leveduras da espécie *Saccharomyces cerevisiae*, presentes no fermento biológico, liberam enzimas que catalisam a transformação dos carboidratos presentes na farinha e no açúcar em gás carbônico (CO₂) e etanol (C₂H₅OH). Essa reação pode ser representada pela seguinte equação química, que apresenta a glicose (C₆H₁₂O₆) como exemplo de carboidrato.



Com base nas informações da equação química, é possível estimar a quantidade de glicose consumida e de gás carbônico e de etanol produzidos em fermentações desse tipo. Esse é o campo de estudo da **estequiometria** – do grego, *stoicheion* (elemento) e *metron* (medida) –, ou seja, as relações quantitativas entre as substâncias envolvidas em uma reação química.

Para além dos estudos teóricos, a estequiometria desempenha um papel importante na indústria, pois é a base para o controle das reações químicas e a otimização dos processos para a fabricação de produtos químicos, farmacêuticos, alimentícios, entre outros. Conhecer as quantidades dos reagentes necessários para uma reação química permite que as empresas minimizem o desperdício de matéria-prima e energia, aumentando a eficiência e a rentabilidade.

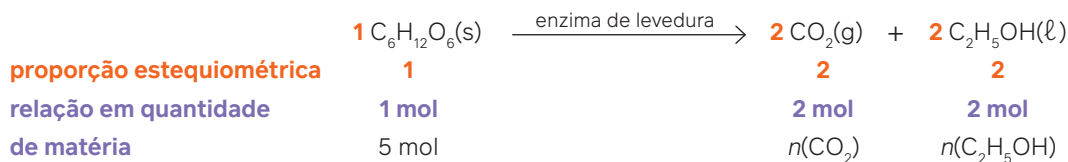


No pote da imagem, há uma massa de pão em fermentação. O gás carbônico produzido nesse processo faz a massa do pão crescer e ficar aerada, como é possível observar na imagem.

Biro Dincer/Stockphoto.com

Cálculos envolvendo quantidade de matéria

No capítulo que abordou as reações ácido-base, estudamos que os coeficientes numéricos aplicados às fórmulas das substâncias presentes na equação química – também chamados de **coeficientes estequiométricos** – indicam a proporção entre os reagentes e os produtos. Assim, da equação que representa o processo de fermentação, podemos esperar que, para cada 1 mol de glicose (C₆H₁₂O₆) consumido, serão formados 2 mol de gás carbônico (CO₂) e 2 mol de etanol (C₂H₅OH). Com essa interpretação, podemos prever a quantidade de matéria (*n*) dos produtos após o consumo de, por exemplo, 5 mol de glicose pelas leveduras.



Os valores para $n(\text{CO}_2)$ e $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$ podem ser calculados por meio de regras de três simples:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ ————— } 2 \text{ mol de CO}_2 \\ 5 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ ————— } n(\text{CO}_2) \end{array} \qquad \begin{array}{l} 1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ ————— } 2 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH} \\ 5 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ ————— } n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \end{array}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 10 \text{ mol} \qquad n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 10 \text{ mol}$$

Em outras palavras, a glicose e o gás carbônico participam desse processo na **proporção estequiométrica** de 1 : 2 (1 para 2), ou seja, a quantidade de matéria de gás carbônico sempre corresponderá ao dobro da quantidade de matéria de glicose nas reações de fermentação, dessa forma podemos inferir que: $n(\text{CO}_2) = 2 \cdot n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$.



- A glicose ($C_6H_{12}O_6$) é uma importante fonte de energia para diversos seres vivos, sendo oxidada durante o processo de respiração celular. Para oxidar 1 mol de glicose, são necessários 6 mol de gás oxigênio (O_2) e, nesse processo, são produzidos 6 mol de gás carbônico (CO_2) e 6 mol de água (H_2O).

 - Escreva a equação química que representa a oxidação da glicose descrita.
 - Qual é a quantidade de matéria de gás oxigênio necessária para oxidar completamente 13 mol de glicose?
 - Determine a quantidade de matéria de glicose oxidada para formar 45 mol de água.
- O etanol obtido na reação de fermentação é a mesma substância utilizada como combustível nos automóveis. A equação química que representa a combustão dessa substância é:

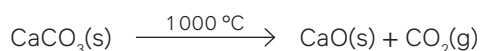
$$C_2H_5OH(l) + 3 O_2(g) \longrightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(v)$$
 - Descreva as proporções em mol que relacionam as quantidades das substâncias que participam da reação de combustão do etanol.
 - Considere que uma combustão de etanol emitiu para a atmosfera 50 mol de gás carbônico. Qual foi a quantidade de matéria de etanol queimada?

Cálculos envolvendo massas

Tendo em vista que a massa de uma substância é uma grandeza diretamente proporcional à quantidade de matéria, em mol, é possível utilizar as proporções indicadas pelos coeficientes estequiométricos para prever a massa envolvida nas reações químicas.

Imaginemos a seguinte situação-problema: o carbonato de cálcio ($CaCO_3$) é o principal componente do calcário e é utilizado na produção de cal virgem (CaO) em um processo chamado calcinação. Em uma indústria, 500 kg desse calcário foram aquecidos em um alto-forno a 1 000 °C. Qual será a massa de cal virgem (CaO) obtida após total calcinação da amostra?

Para começar a resolver esse problema, precisamos conhecer a equação química que representa a decomposição térmica do calcário, entretanto, a título de simplificação, consideramos apenas o componente carbonato de cálcio, que compõe a maior parte de uma amostra de calcário:



Com base na proporção estequiométrica entre os reagentes e os produtos, determinamos as **relações em massa**, para isso, multiplicamos a massa molar das substâncias pelos respectivos coeficientes estequiométricos. Sabendo que $M(CaCO_3) = 100\text{ g/mol}$; $M(CaO) = 56\text{ g/mol}$ e $M(CO_2) = 44\text{ g/mol}$, temos:

	1 $CaCO_3(s)$	→	1 $CaO(s)$	+	1 $CO_2(g)$
proporção estequiométrica	1		1		1
	1 mol · 100 g/mol		1 mol · 56 g/mol		1 mol · 44 g/mol
relação em massa	100 g		56 g		44 g

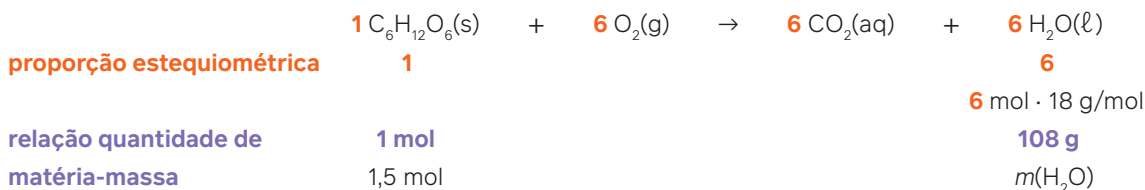
Note que, para cada 100 g de calcário decomposto, serão produzidos 56 g de cal virgem, além de 44 g de gás carbônico. Assim, podemos relacionar a massa de $CaCO_3$ apresentada na situação-problema para calcular a massa de CaO produzido por meio de uma regra de três:

$$\begin{array}{l}
 100\text{ g de } CaCO_3 \quad \text{—} \quad 56\text{ g de } CaO \\
 500\,000\text{ g de } CaCO_3 \quad \text{—} \quad m(CaO) \\
 m(CaO) = \frac{500\,000\text{ g} \cdot 56\text{ g}}{100\text{ g}} = 280\,000\text{ g}
 \end{array}$$

Dessa forma, é possível estimar que serão obtidos 280 kg de cal virgem.

Uma outra abordagem bastante comum para os cálculos estequiométricos teóricos é aquela em que as quantidades das substâncias que participam das reações são expressas em grandezas diferentes. Por exemplo: supondo que uma pessoa ingeriu 1,5 mol de glicose e que toda essa quantidade foi oxidada durante a respiração celular, podemos prever qual seria a massa de água produzida pelas células nesse processo.

Nesse caso, devemos observar que não será necessário determinar a massa teórica de glicose, dado que a situação-problema já descreve a quantidade dessa substância em mol e, por isso, podemos estabelecer a relação entre a quantidade em mol de glicose e a quantidade em gramas de água para, depois, determinar a massa de água produzida por meio de uma regra de três simples. Sabendo que $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$, temos:



$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1,5 \text{ mol} \cdot 108 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 162 \text{ g}$$

A massa de água produzida é de 162 g.

Cálculos envolvendo o volume de gases e o número de entidades fundamentais

Para prever o volume de um gás que participa de uma reação química, podemos multiplicar os coeficientes estequiométricos da equação pelo volume molar dos gases nas condições de temperatura e de pressão definidas, e relacionar esses dados com outros valores referentes à quantidade de matéria ou à massa dos demais participantes da reação.

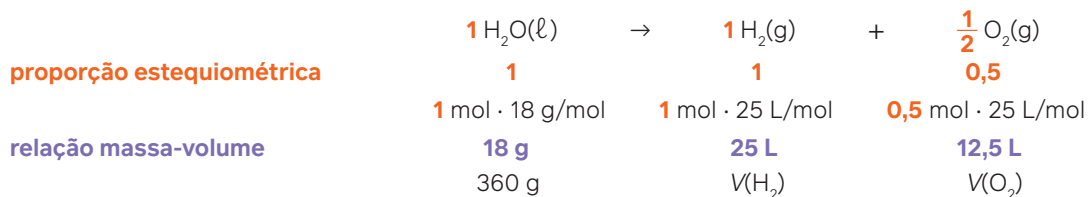
Analisemos a seguinte situação-problema: os gases hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2) podem ser obtidos pela decomposição de moléculas de água mediante a passagem de corrente elétrica por uma solução eletrolítica, processo conhecido como **eletrólise da água**.



Na equação química, note que cada molécula de água é composta por 2 átomos de hidrogênio (H) e 1 átomo de oxigênio (O) que são separados durante a reação química de decomposição. No entanto, para formar uma molécula de gás oxigênio (O_2), são necessários dois átomos desse elemento. Ou seja, cada molécula de água representa apenas a metade da quantidade de átomos de oxigênio necessária para formar uma molécula de O_2 e, por isso, utilizamos o coeficiente estequiométrico $\frac{1}{2}$.

Em um experimento, em que 360 g de água foram decompostos, quais foram os volumes de H_2 e de O_2 obtidos? Assumindo que, nas condições experimentais, $V_m = 25 \text{ L/mol}$.

Analisando os dados fornecidos, concluímos que:



Os valores para $V(\text{H}_2)$ e $V(\text{O}_2)$ podem ser calculados por meio de regras de três:

$$\begin{array}{ccc} 18 \text{ g de H}_2\text{O} & \text{—} & 25 \text{ L de H}_2 \\ 360 \text{ g de H}_2\text{O} & \text{—} & V(\text{H}_2) \end{array}$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{360 \text{ g} \cdot 25 \text{ L}}{18 \text{ g}} = 500 \text{ L}$$

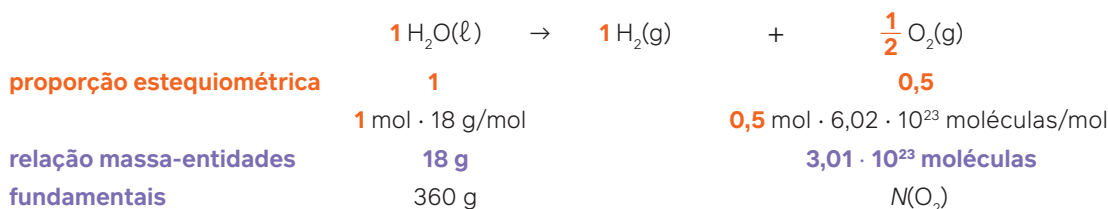
$$\begin{array}{ccc} 18 \text{ g de H}_2\text{O} & \text{—} & 12,5 \text{ L de O}_2 \\ 360 \text{ g de H}_2\text{O} & \text{—} & (\text{O}_2) \end{array}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{360 \text{ g} \cdot 12,5 \text{ L}}{18 \text{ g}} = 250 \text{ L}$$

Dessa forma, foram obtidos 500 L de gás hidrogênio e 250 L de gás oxigênio.

Para prever quantas entidades fundamentais (átomos, moléculas, íons etc.) participam de uma reação química, a partir da quantidade de matéria de reagente ou de produto, multiplicamos os coeficientes estequiométricos da equação pelo valor da constante de Avogadro (N_A) para relacionar esses dados com outros valores referentes aos demais participantes da reação.

Retomando a situação-problema que apresenta a eletrólise da água, podemos prever o número de moléculas de gás oxigênio – $N(O_2)$ – produzidas naquele processo.



Assim, o valor de $N(O_2)$ é calculado por:

$$N(O_2) = \frac{360 \text{ g} \cdot 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{18 \text{ g}} = 60,2 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Dessa forma, foram produzidas $60,2 \cdot 10^{23}$ moléculas de água.

Se liga

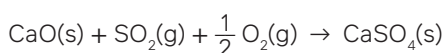
As condições citadas se referem a um gás ideal, conceito que será estudado no Capítulo 11.

Lembre-se de que o volume molar é uma grandeza dependente das condições de temperatura e de pressão. Dessa forma, essas condições precisam ser especificadas para que se possa fazer um cálculo envolvendo o volume molar de um gás. Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), em que a pressão normal equivale a 101,325 Pa (1 atm ou 760 mmHg) e a temperatura normal a 273,15 K (0 °C), o volume molar é dado por $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$. Nessa mesma pressão, mas à temperatura de 298,15 K (25 °C), $V_m = 24,5 \text{ L/mol}$.

Atividades propostas



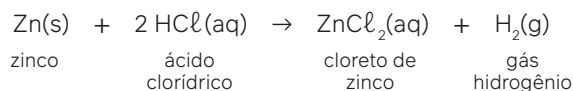
1. A cal virgem (CaO) pode ser utilizada para o controle de emissões de dióxido de enxofre (SO₂), um dos responsáveis pela ocorrência das chuvas ácidas, liberado para a atmosfera após a queima de combustíveis com alto teor de enxofre. A reação entre esses óxidos pode ser representada pela seguinte equação química:



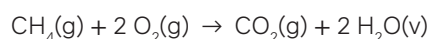
Por meio do processo descrito, qual é a massa de cal virgem necessária para evitar que 4,8 kg de SO₂ sejam lançados na atmosfera?

2. Os botijões de gás de cozinha contêm uma mistura de gases conhecida como gás liquefeito de petróleo (GLP) em que estão presentes o gás propano (C₃H₈) e o gás butano (C₄H₁₀). Considere que, em um botijão, haja 2,2 kg de gás propano e que a combustão completa de 1 mol desse gás consome gás oxigênio (O₂) para formar apenas dióxido de carbono (CO₂) e vapor de água.
 - a) Escreva a equação química que representa a combustão completa do gás propano.
 - b) Determine a massa, em gramas, de gás oxigênio necessária para a combustão completa de todo o gás propano existente no botijão.
 - c) Depois de queimar todo o gás propano, quantos mols de gás carbônico serão lançados na atmosfera?

3. Muitos metais podem reagir com ácidos inorgânicos. Considere a equação que representa uma dessas reações químicas e faça o que se pede.



- a) Qual é a quantidade, em mol, de gás hidrogênio produzida após a reação consumir 10 mol de ácido clorídrico?
 - b) Qual é a massa do metal necessária, em gramas, para reagir totalmente com 6 mol do ácido?
 - c) Calcule o volume de H₂ produzido após a reação consumir 325 g do metal. Dado: $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.
4. O gás metano (CH₄) pode ser obtido por meio da decomposição anaeróbia de matéria orgânica, como acontece em alguns aterros sanitários. Para evitar que esse gás seja liberado na atmosfera, é comum queimá-lo ainda nos aterros. A combustão do metano é representada a seguir.



Calcule a quantidade de moléculas de gás oxigênio necessária para promover a combustão completa de 3,5 mol de gás metano.

Grau de pureza dos reagentes

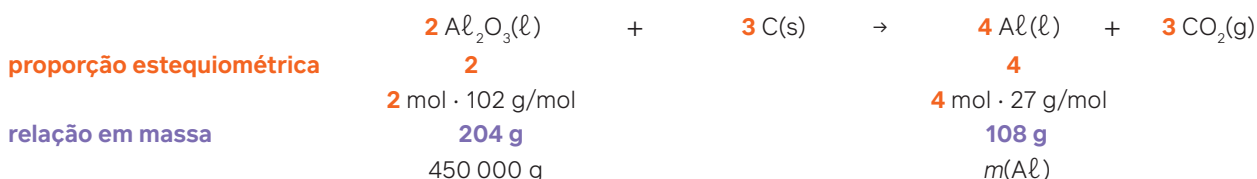
A indústria metalúrgica tem grande relevância para a sociedade, sendo responsável pela transformação de minérios de ferro, como a hematita e a magnetita, em ferro e a bauxita em alumínio. Por isso, a presença de impurezas nos minérios é um fator a ser considerado para calcular a eficiência do processo; por exemplo, durante a extração de bauxita, outras substâncias são coletadas, como óxidos de ferro, argila, sílica, dióxido de titânio, entre outras, ou seja, substâncias que não resultam na obtenção de alumínio. Segundo a Associação Brasileira do Alumínio (Abal), para que a produção de alumínio seja economicamente viável, a bauxita deve apresentar no mínimo 30% de óxido de alumínio (Al_2O_3) – teor que indica o grau de pureza da matéria-prima em termos da substância que de fato resulta em alumínio metálico. Nesse contexto, o cálculo estequiométrico é uma ferramenta importante para a indústria metalúrgica, pois permite aos engenheiros e químicos estimar as quantidades necessárias de reagentes e o quanto dos produtos será formado, descontando o teor de impurezas encontrados nas substâncias.

Considere que uma indústria utiliza bauxita com pureza de 45% na produção de alumínio. Qual é a massa máxima de alumínio que poderá ser obtida de 1 tonelada desse minério?

Para começar a resolver essa situação-problema, devemos considerar que 45% da massa da bauxita corresponde a alumina (nome também usado para se referir ao óxido de alumínio), assim:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ t de bauxita} \quad \text{———} \quad 100\% \\ m(\text{Al}_2\text{O}_3) \quad \text{———} \quad 45\% \end{array}$$
$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1 \text{ t} \cdot 45\%}{100\%} = 0,45 \text{ t} = 450 \text{ kg}$$

Assim, apenas 450 kg de alumina estão presentes no minério. Dessa forma, esse deve ser o valor considerado nos cálculos estequiométricos para estabelecer as seguintes relações:



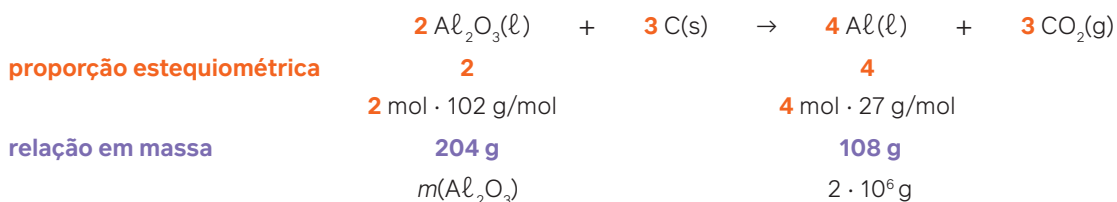
O valor de $m(\text{Al})$ é calculado por:

$$m(\text{Al}) = \frac{450\,000 \text{ g} \cdot 108 \text{ g}}{204 \text{ g}} \approx 238\,235 \text{ g}$$

Isso mostra que, a partir de uma tonelada de bauxita, com pureza de 45%, são obtidos cerca de 238 kg de alumínio.

Conhecer o grau de pureza das substâncias também possibilita a previsão da quantidade de um reagente necessária para a obtenção de uma certa massa de produtos. Por exemplo, se uma indústria metalúrgica dispuser de bauxita com pureza de 30%, quantas toneladas dessa bauxita devem ser empregadas para a produção de duas toneladas de alumínio?

Nesse caso, devemos primeiro calcular a massa de alumina que permite obter a massa desejada de alumínio. Considerando que 2 t equivalem a 2 000 000 g, ou $2 \cdot 10^6$ g, temos:



Com base na relação estabelecida, o valor de $m(\text{Al}_2\text{O}_3)$ é calculado por:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{204 \text{ g} \cdot 2 \cdot 10^6 \text{ g}}{108 \text{ g}} \approx 3,78 \cdot 10^6 \text{ g} \approx 3,78 \text{ t}$$

Note que, por ora, sabemos que, para produzir 2 t de alumínio, são necessárias 3,78 t de alumina, aproximadamente, o que corresponde a 30% da massa total da bauxita. Logo:

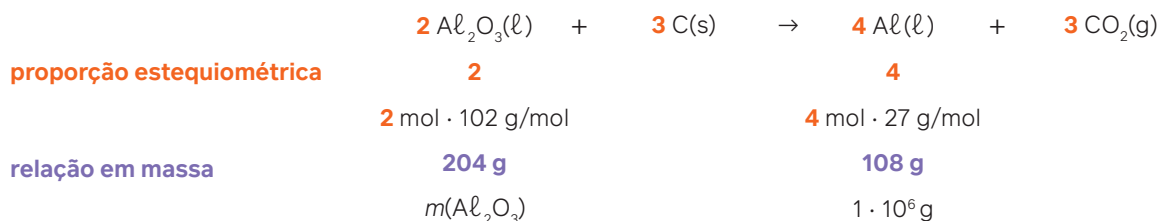
$$\begin{array}{r} 3,78 \text{ t de } \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ ———— } 30\% \\ m(\text{bauxita}) \text{ ———— } 100\% \end{array}$$

$$m(\text{bauxita}) = \frac{3,78 \text{ t} \cdot 100\%}{30\%} = 12,6 \text{ t}$$

Assim, são necessárias 12,6 toneladas do minério com 30% de pureza.

Por outro lado, também é possível determinar o grau de pureza de uma substância. Considere que uma indústria recebeu 3,5 t de bauxita e, sem conhecer o grau de pureza, iniciou os processos para produção de alumínio, pelos quais obteve 1 t do metal. Qual é o grau de pureza desse minério?

Tendo em mente que o grau de pureza é a razão entre as massas de alumina e de bauxita, inicialmente, calcule-se a massa da alumina (óxido de alumínio).



$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{204 \text{ g} \cdot 1 \cdot 10^6 \text{ g}}{108 \text{ g}} \approx 1,89 \cdot 10^6 = 1,89 \text{ t}$$

E assim:

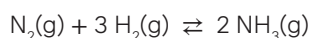
$$\begin{array}{r} 3,5 \text{ t de bauxita ———— } 100\% \\ 1,89 \text{ t de } \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ ———— } \%(\text{Al}_2\text{O}_3) \\ \%(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1,89 \text{ t} \cdot 100\%}{3,5 \text{ t}} = 54\% \end{array}$$

Assim, a bauxita empregada apresentava grau de pureza de 54%.

Rendimento das reações

O rendimento de uma reação química, simbolizado pela letra grega minúscula eta (η) se refere à quantidade de produto obtida em relação à quantidade máxima que seria teoricamente possível, levando em consideração as condições reais da reação.

Como exemplo, vamos analisar a reação de síntese da amônia (NH_3), representada pela equação química:

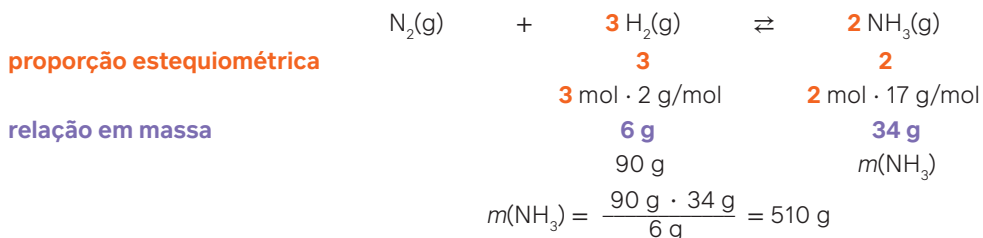


Observe, na equação, que os gases nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2) reagem para formar amônia; no entanto, a síntese da amônia é uma reação reversível (representado pela dupla de setas de sentidos opostos na equação), o que significa que a amônia também pode se decompor para formar os gases nitrogênio e hidrogênio nas condições apropriadas, comprometendo o rendimento da síntese desse composto.

A produção em larga escala de amônia é realizada pelo processo Haber-Bosch, em alusão aos químicos alemães Fritz Haber (1868-1934) e Carl Bosch (1874-1940), que desenvolveram um processo comercialmente viável para a síntese dessa substância. Esse processo ocorre em instalações industriais especialmente projetadas para garantir condições específicas de pressão e temperatura. Nessas operações, o rendimento pode ser bastante alto, geralmente acima de 90%.

Para determinar o rendimento de uma reação, vamos analisar o exemplo a seguir. Na reação de produção de amônia a partir de 90 g de gás hidrogênio e 420 g de gás nitrogênio, obteve-se 357 g de amônia. Qual foi o rendimento dessa reação?

Por meio da proporção entre as massas de H_2 e de NH_3 , podemos calcular a quantidade teórica de amônia que seria produzida.



Sendo 510 g a massa máxima teoricamente possível, podemos calcular o rendimento percentual do processo ($\eta\%$) utilizando a regra de três.

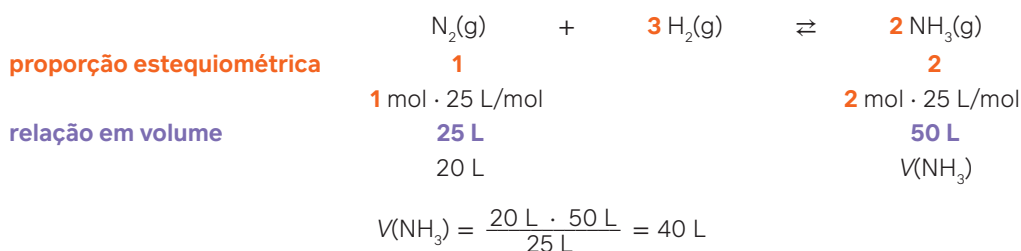
357 g de NH_3	———	100% de rendimento
357 g de NH_3	———	$\eta\%$

Se julgar interessante, comente com os estudantes que o cálculo pode ser realizado em relação à massa inicial de nitrogênio, pois, de acordo com o enunciado, os reagentes inicialmente estavam em proporção estequiométrica.

$$\eta\% = \frac{357 \text{ g} \cdot 100\%}{510 \text{ g}} = 70\%$$

Assim, o rendimento da reação é de 70%.

De forma semelhante, ao conhecer o rendimento de uma reação, podemos calcular a quantidade de produtos formada nesse processo. Por exemplo, em determinadas condições de temperatura e pressão, a reação de síntese da amônia, equacionada anteriormente, apresenta 5% de rendimento. Qual será o volume de amônia obtido na reação entre o gás hidrogênio e 20 L de gás nitrogênio? Para resolver essa situação-problema, consideraremos $V_m = 25 \text{ L/mol}$.



Sendo 40 L de NH_3 o volume máximo teoricamente possível, podemos calcular o volume real da amônia produzida:

40 L de NH_3	———	100% de rendimento
$V_{\text{real}}(\text{NH}_3)$	———	5% de rendimento

$$V_{\text{real}}(\text{NH}_3) = \frac{40 \text{ L} \cdot 5\%}{100\%} = 2 \text{ L}$$

Assim, concluímos que o volume de amônia produzida, nas condições em que o rendimento é de 5%, é de 2 L.

Saiba mais



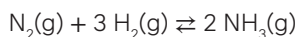
A importância da síntese da amônia

Em 2 de julho de 1909, Fritz Haber (1868-1934) e seu assistente Robert Le Rossignol (1884-1976), em um laboratório da Universidade Técnica de Karlsruhe, demonstraram a Alwin Mittasch (1869-1953) e Julius Kranz, [...] seu processo de produzir amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio, utilizando ósmio como catalisador. A importância deste evento, seja do ponto de vista científico, técnico, social etc. é enorme. Ele pode ser mais bem aquilatado com o texto, com o qual Vaclav Smil inicia seu extraordinário livro *Enriching the Earth*: “Qual seria a mais importante invenção técnica do século XX? Aeroplanos, energia nuclear, voo espacial, televisão e computadores estão entre as respostas mais comuns. Porém, nenhuma destas invenções teve a fundamental importância da síntese industrial da amônia a partir de seus elementos. O viver das 6 bilhões de pessoas de nosso mundo poderia ser melhor sem [...] a TV de 600 canais e nem os reatores nucleares ou ônibus espaciais são determinantes críticos do bem-estar humano. Mas a única e mais importante mudança afetando a população mundial – sua expansão de 1,6 bilhões de pessoas em 1900 para os atuais 6 bilhões – não teria sido possível sem a síntese da amônia.” [...]

CHAGAS, A. P. A síntese da amônia: alguns aspectos históricos. *Química Nova*, São Paulo, v. 30, n. 1, p. 240–247, 2007. Disponível em: <https://www.scielo.br/j/qn/a/vZbtpYKWR7JgfW6sFw4qNhs/>. Acesso em: 24 jun. 2024.

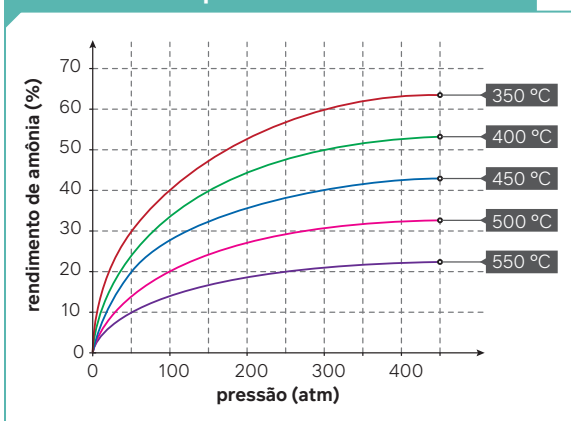


1. O rendimento da reação de formação da amônia depende das condições de pressão e de temperatura dentro dos reatores e se processa de acordo com a equação:



Analise o diagrama e responda o que se pede.

Curvas de rendimento para a obtenção de amônia, em função da pressão, em diferentes temperaturas

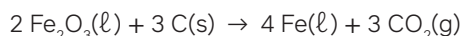


Fonte: REVERSIBLE reactions, ammonia and the Haber process. BBC, [s. l.], [20--]. Disponível em: <https://www.bbc.co.uk/bitesize/guides/z7r7xfr/revision/4>. Acesso em: 9 jul. 2024.

- a) O maior rendimento para a produção de amônia será obtido em um reator que opera em quais

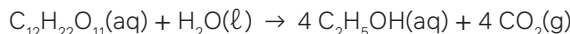
condições de temperatura, em °C, e de pressão, em atm?

- b) A fim de aumentar o rendimento da reação, um técnico industrial aumentou a temperatura de operação de um dos reatores, mantendo-se a pressão constante. Esse procedimento será bem-sucedido? Justifique a sua resposta.
- c) A partir de 14 kg de gás nitrogênio, qual massa de amônia será obtida em um reator operando a 400 °C e 300 atm de pressão?
2. Nas siderúrgicas, a produção de ferro metálico a partir da hematita, minério que contém óxido de ferro(III) (Fe_2O_3) é um processo conduzido em altos-fornos, em que a temperatura pode atingir 1 600 °C. A reação é representada a seguir.



Qual é a massa de ferro obtida de 1 t de hematita com pureza de 40% por meio do processo descrito?

3. A produção industrial de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), por meio do processo de fermentação da sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) obtida da cana-de-açúcar, pode ser representada pela seguinte equação:



Qual é a massa (g) de etanol obtida por esse processo a partir de 1 kg de sacarose, considerando o rendimento de 95%?

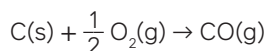
Ciência por dentro



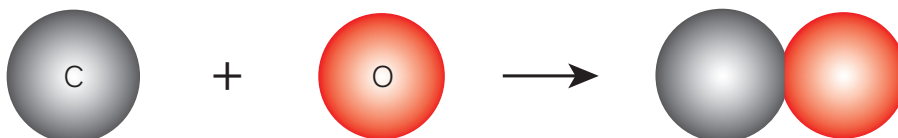
Excesso de reagente

Nesta atividade, vocês farão simulações para compreender as relações entre as massas de reagentes e produtos e a proporções estequiométricas em uma reação química. Para isso, forme um grupo com até quatro colegas.

A reação química que será representada nesta atividade é aquela em que os átomos de carbono reagem com o gás oxigênio, presente no ar, para formar monóxido de carbono (CO) segundo a equação mostrada a seguir:



Formação de CO



Ericson Guilherme

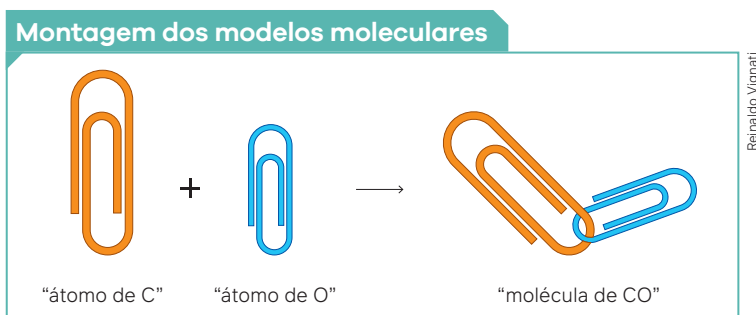
As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Material:

- dois recipientes para clipes;
- uma dúzia ou mais de clipes grandes – para representar os átomos de carbono;
- uma dúzia ou mais de clipes médios – para representar os átomos de oxigênio;
- balança.

Procedimento Informe que, na etapa 2 do procedimento, não existe quantidade certa para o número de clipes recolhidos. Se os estudantes quiserem, podem, inclusive, trabalhar com todo o conteúdo de ambos os recipientes.

1. Organizem os materiais dispondo os clipes de papel em dois recipientes. Identifique esses recipientes como “átomo de C” e “átomo de O”.
2. Recolham um punhado de clipes que representam os átomos de carbono e pesem todos eles juntos na balança, anotando o valor como $m(\text{C})$, massa de carbono.
3. Façam o mesmo com um punhado de clipes que representam os átomos de oxigênio, dessa vez, anotando como $m(\text{O})$, massa de oxigênio.
4. Montem modelos de moléculas de monóxido de carbono conectando os clipes, como representado abaixo.



5. Na balança, pesem todas as representações de moléculas de CO construídas, anotando no caderno esse valor como $m(\text{CO})$ – massa de monóxido de carbono. Caso sobrem átomos de C ou átomos de O, pesem todos os clipes que sobraram, anotando esse valor como $m_{\text{excesso}}(\text{C})$, massa do excesso de carbono, ou, $m_{\text{excesso}}(\text{O})$, massa do excesso de oxigênio.
6. No caderno, construam um quadro para organizar os dados com as seguintes informações: equipe; $m(\text{C})$, em g; $m(\text{O})$, em g; $m(\text{CO})$, em g; $m_{\text{excesso}}(\text{C})$, em g e $m_{\text{excesso}}(\text{O})$, em g. O número de linhas vai depender do número de equipes trabalhando em paralelo.
7. Agora, de volta às equipes, preparem-se para uma série de cálculos, cujos resultados serão indicados em outro quadro em seu caderno, com as seguintes informações: equipe; $m_{\text{R}}(\text{C})$, em g; $m_{\text{R}}(\text{O})$, em g; $m_{\text{R}}(\text{C}) + m_{\text{R}}(\text{O})$, em g; $\frac{m_{\text{R}}(\text{C})}{m_{\text{R}}(\text{O})}$, em g.

Acompanhe os registros tendo em mente que, nessa etapa, se há excesso de clipes que representam os átomos de carbono, não deve haver excesso daqueles que representam os átomos de oxigênio, e vice-versa.

- $m_{\text{R}}(\text{C})$ indica a massa de “átomos de carbono que participaram da reação”, dada por $m(\text{C}) - m_{\text{excesso}}(\text{C})$;
 - e $m_{\text{R}}(\text{O})$ indica a massa de “átomos de oxigênio que participaram da reação”, dada por $m(\text{O}) - m_{\text{excesso}}(\text{O})$.
8. Depois de registrar todas as informações, desconectem e organizem todos os clipes, de forma a não desperdiçar esses materiais, que poderão ser reutilizados.

Trocando ideias

1. Comparem os valores de $m(\text{CO})$, registrados no primeiro quadro, com os valores de $m_{\text{R}}(\text{C}) + m_{\text{R}}(\text{O})$, registrados no segundo quadro. Vocês observaram diferenças? Expliquem a que se deve esse fato.
2. Como os dados do segundo quadro podem ser utilizados para explicar as leis de Lavoisier e de Proust?
3. Considerando os resultados obtidos, descrevam uma série de passos que permitam realizar cálculos estequiométricos para as reações em que um dos reagentes esteja em excesso.

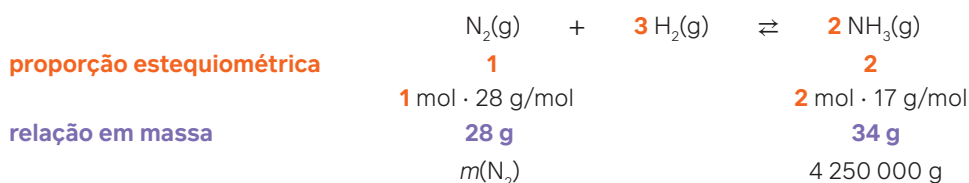
Reagentes em excesso

Na produção de substâncias químicas em escala industrial, como já estudamos, fatores como o grau de pureza dos reagentes e o rendimento do processo são relevantes. Além disso, para que os processos sejam economicamente viáveis, é importante garantir que os reagentes sejam completamente consumidos, evitando desperdício, o que contribui para o aumento do custo da produção. Isso pode ser alcançado com o uso de um dos reagentes em excesso, geralmente o reagente de menor custo ou mais abundante.

Por exemplo, na produção industrial da amônia, o gás hidrogênio empregado é obtido por síntese, e é necessário garantir que a maior parte desse gás efetivamente seja transformada em amônia, por isso, o gás nitrogênio – que é obtido diretamente da atmosfera, formada por 78% desse gás – é adicionado em excesso nos reatores.

Nesse contexto, o gás hidrogênio é chamado de **reagente limitante**, e o gás nitrogênio, de **reagente em excesso**. Isso ocorre porque a reação se processa de acordo com a proporção estequiométrica e a quantidade das substâncias obtidas é limitada pela quantidade de H_2 , dado que o excesso de N_2 não é efetivamente transformado em amônia.

Considere uma indústria que utiliza, na reação, 5 000 kg de gás nitrogênio com 750 kg de gás hidrogênio para produzir 4 250 kg de amônia. Sabendo que é empregado excesso de N_2 , é possível calcular a massa desse excesso, conhecendo a quantidade de gás necessária para que a estequiometria da reação seja respeitada.



$$m(N_2) = \frac{28 \text{ g} \cdot 4\,250\,000 \text{ g}}{34 \text{ g}} = 3\,500\,000 \text{ g} = 3\,500 \text{ kg}$$

Assim, conclui-se que, para produzir 4 250 kg de NH_3 , são necessários 3 500 kg de N_2 . O excesso desse gás é dado pela diferença entre a massa inicialmente empregada e a massa necessária:

$$5\,000 \text{ kg} - 3\,500 \text{ kg} = 1\,500 \text{ kg}$$

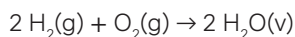
#FicaADica

PhET: interactive simulations. Neste simulador, é possível utilizar um sanduíche e seus ingredientes como analogia para trabalhar os conceitos de reagente limitante e reagente em excesso. Disponível em: https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulations/reactants-products-and-leftovers. Acesso em: 17 abr. 2024.

Por outro lado, mesmo sem conhecer a massa dos produtos formados, é possível determinar qual dos reagentes é o limitante da reação e qual deles está em excesso.

Por exemplo, como identificar qual dos reagentes está em excesso em um sistema em que há a combustão de 8 kg de gás hidrogênio na presença de 8 kg de gás oxigênio?

Para resolver essa situação-problema, analise a equação química da combustão do H_2 :

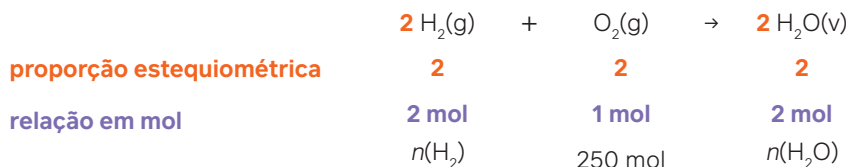


A quantidade de matéria que corresponde a 8 kg de cada gás é:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} \Rightarrow \frac{8\,000 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 4\,000 \text{ mol}$$

$$n(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} \Rightarrow \frac{8\,000 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 250 \text{ mol}$$

De acordo com a equação química, esses gases participam da reação na proporção estequiométrica de 2 : 1, ou seja, para consumir 4 000 mol de H_2 , seriam necessários 2 000 mol de O_2 , quantidade muito superior à de 250 mol. Logo, definimos que a reação química está limitada pela quantidade de gás oxigênio, portanto, ele é o reagente limitante, e que o gás hidrogênio está em excesso no processo. Com base nessas informações, podemos determinar a massa do excesso de H_2 e a massa de água formada.



$$n(\text{H}_2) = \frac{2 \text{ mol} \cdot 250 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 500 \text{ mol}$$

Isso indica o excesso de 3 500 mol de H_2 (4 000 mol – 500 mol). A massa desse excesso é dada por:

$$m(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = 3\,500 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 7\,500 \text{ g} = 7,5 \text{ kg}$$

Para o cálculo da massa de água formada:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{2 \text{ mol} \cdot 250 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 500 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 9\,000 \text{ g} = 9 \text{ kg}$$

Reações sequenciais

Nos processos industriais para a produção de substâncias, muitas vezes ocorre uma série de reações químicas consecutivas. Por exemplo, a obtenção industrial de ácido sulfúrico (H_2SO_4) envolve três etapas reacionais, relacionadas e equacionadas a seguir.

Etapa 1: Combustão do enxofre: $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$.

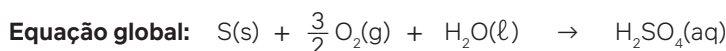
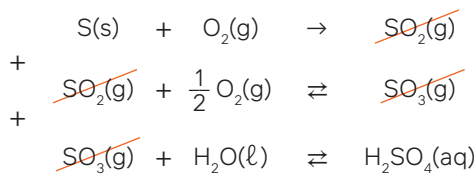
Etapa 2: Oxidação do dióxido de enxofre: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$.

Etapa 3: Hidrólise do trióxido de enxofre: $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$.

Nesse processo, o produto de uma reação participa como reagente da etapa seguinte e, assim, podemos relacionar e calcular a quantidade de qualquer uma das substâncias envolvidas na sequência reacional. Para isso, devemos observar se os coeficientes estequiométricos das substâncias que participam de duas etapas – como produto da primeira e reagente da segunda – sejam iguais. Note que a combustão de 1 mol de enxofre (S) produz 1 mol de dióxido de enxofre (SO_2), e essa mesma quantidade está indicada na segunda equação: 1 mol de SO_2 reage para produzir 1 mol de trióxido de enxofre (SO_3). Na etapa seguinte, o trióxido de enxofre reage e produz 1 mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4) em solução aquosa, ou seja, 1 mol de enxofre permite obter 1 mol de ácido sulfúrico, contanto que todas as etapas ocorram com 100% de rendimento.

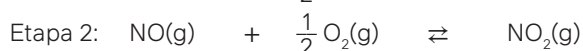
Também é possível determinar a **equação global** do processo, em outras palavras, uma equação que represente o processo como um todo.

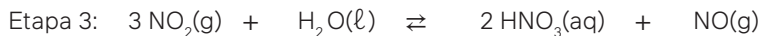
Para determinar a equação global para a produção industrial do ácido sulfúrico, podemos somar as equações que representam as etapas:



Atividades comentadas

- Atualmente, a produção industrial de ácido nítrico (HNO_3) é realizada pelo método desenvolvido pelo químico alemão Wilhelm Ostwald (1853-1932) que envolve uma sequência de três etapas reacionais, equacionadas a seguir:

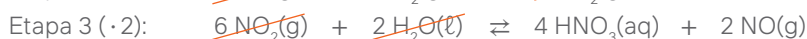
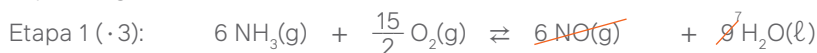




- a) Determine a equação global do processo.
 b) Calcule a massa de ácido nítrico obtida a partir de 510 g de amônia, considerando um rendimento global de 70%.

Resolução

- a) Para determinar a equação global, devemos nos assegurar de que os coeficientes estequiométricos para o NO sejam iguais nas etapas 1 e 2, e de que os coeficientes estequiométricos para o NO_2 sejam iguais nas etapas 2 e 3. Para isso, vamos multiplicar todos os coeficientes da primeira equação por 3; da segunda, por 6; e da terceira, por 2; obtendo um conjunto de equações que, depois de somadas, resultam na equação global.



- b) Pela equação global, percebemos que, para cada 6 mol de amônia, serão produzidos 4 mol do ácido nítrico, e, com base nos valores das massas molares dessas substâncias, podemos estabelecer a proporção em massa e relacionar a massa de NH_3 indicada na situação-problema para, então, calcular a massa de HNO_3 .

substância	6 $\text{NH}_3(\text{g})$	$\text{HNO}_3(\text{aq})$
proporção estequiométrica	6	4
	6 mol \cdot 17 g/mol	4 mol \cdot 63 g/mol
relação em massa	102 g	252 g
	510 g	$m(\text{HNO}_3)$

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{510 \text{ g} \cdot 252 \text{ g}}{102 \text{ g}} = 1260 \text{ g}$$

Por fim, descontamos uma parcela da massa, dado que o rendimento global apresentado é de 70%.

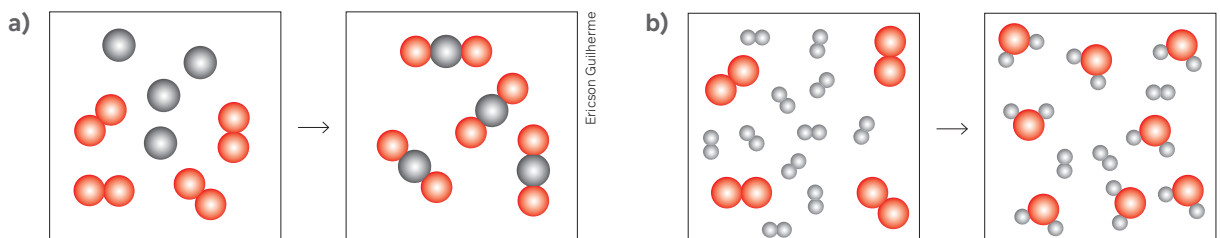
1 260 g de HNO_3	———	100% de rendimento
$m_{\text{real}}(\text{HNO}_3)$	———	70% de rendimento

$$m_{\text{real}}(\text{HNO}_3) = \frac{1260 \text{ g} \cdot 70\%}{100\%} = 882 \text{ g}$$

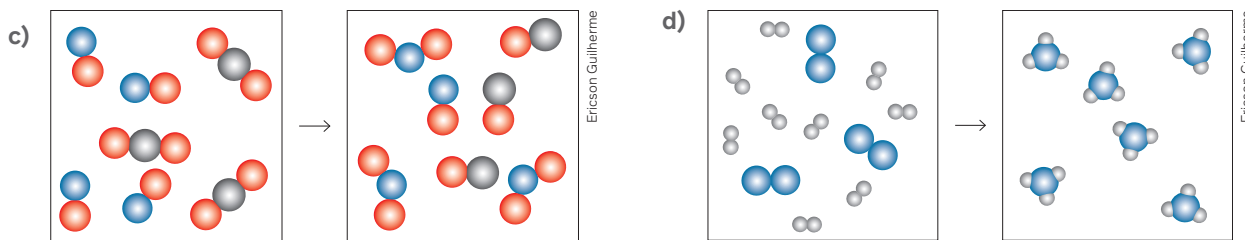
Atividades propostas



1. Nas representações a seguir, as esferas brancas representam átomos de hidrogênio; as cinzas, átomos de carbono; as azuis, átomos de nitrogênio; e as vermelhas, átomos de oxigênio. Analise as representações e escreva as equações químicas das reações ilustradas utilizando os menores coeficientes inteiros possíveis, indicando possíveis reagentes em excesso.



As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações não são as observadas na realidade.



2. Em muitas cidades, é comum pinturas de muros e calçadas feitas com uma mistura de cal viva (óxido de cálcio, CaO) em água para obter um tipo de tinta branca. Nesse sistema, a cal viva reage com a água para formar cal hidratada (hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2). Depois de aplicada à superfície da parede, a cal hidratada reage com o gás carbônico (CO_2) do ar e produz carbonato de cálcio (CaCO_3), que é a substância responsável por formar uma camada protetora da superfície onde foi aplicada.

- Escreva as equações químicas que representam as etapas reacionais indicadas e a equação global do processo.
- Se um pintor misturar 500 g de cal viva em um recipiente contendo 500 mL de água, considerando que $d(\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ g/mL}$, qual dessas substâncias estará em excesso? Quantifique esse excesso para justificar a sua resposta.
- Considerando que, em todas as etapas, o rendimento foi de 100%, qual é a massa de carbonato de cálcio presente na mistura?

Comece com você!

Texto para atividades 3 a 8.

Pesquisadores desenvolvem novo processo para converter gás carbônico em metanol

Um catalisador feito com óxido de titânio e óxido de rênio apresentou ótimos resultados para a conversão de dióxido de carbono (CO_2) em metanol, indica um estudo publicado em setembro no *Journal of CO₂ Utilization*. [...], a pesquisa registrou uma seletividade para metanol de 98% e uma conversão de quase 20% do CO_2 , ou seja, 20% do dióxido de carbono utilizado no processo foi transformado em metanol (CH_3OH), em uma reação química com hidrogênio (H_2), chamada hidrogenação, sem o uso de nenhum outro aditivo. [...]

Esse é considerado um dos melhores resultados da literatura”, afirma Pedro Vidinha, professor [...] da USP, que foi coautor do artigo [...].

Transformação de CO_2 em metanol

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

processo de fluxo supercrítico

$\text{ReO}_x/\text{TiO}_2$

CH_3OH

seletividade de 98% de CH_3OH
taxa de conversão de CO_2 de 18%

200 °C, 100 bar

Segundo os pesquisadores, 20% do dióxido de carbono utilizado no processo foi transformado em metanol (CH_3OH), em uma reação química com hidrogênio (H_2), chamada hidrogenação, sem o uso de nenhum outro aditivo.

Fonte: ACADÊMICA AGÊNCIA DE COMUNICAÇÃO. Pesquisadores desenvolvem novo processo para converter gás carbônico em metanol. *Jornal da USP*, São Paulo, 22 out. 2020. Disponível em: <https://jornal.usp.br/ciencias/pesquisadores-desenvolvem-novo-processo-para-converter-gas-carbonico-em-metanol/>. Acesso em: 9 jul. 2024.

Líquido incolor, o metanol pode ser utilizado como combustível ou como aditivo para gasolina, mas seu principal uso atualmente se dá como solvente ou como matéria-prima de outros produtos industriais. “Estamos tentando evoluir o nosso projeto para desenvolver produtos cada vez melhores, de modo que o CO_2 emitido para a atmosfera consiga ter um ciclo diferente do natural, ou seja, um ciclo no fundo industrial”, afirma. “Como se fosse um ciclo de regeneração do CO_2 antropogênico.”

3. A partir da leitura do trecho e da imagem, escreva um parágrafo, com suas palavras, explicando o que entendeu sobre o assunto.
4. Qual é a correlação entre rendimento e conversão?

Agora, vamos compartilhar!

5. Escolha dois colegas para formar um trio e compartilhar suas respostas sobre as questões da etapa anterior. Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões e/ou se querem complementar suas respostas.
6. Agora, juntos, pesquisem em *sites* confiáveis, informações para compreender os benefícios e desafios associados ao processo de conversão de CO_2 em metanol, bem como o impacto da divulgação de pesquisas científicas como essa na conscientização ambiental. Para isso, busque respostas para os questionamentos a seguir.
 - Qual é o papel da pesquisa científica e da inovação tecnológica na busca por soluções para questões ambientais? Como esses avanços podem impactar diretamente a sociedade e o meio ambiente?
 - Quais são os benefícios e desafios de se utilizar metanol obtido a partir de CO_2 em comparação com outras fontes de energia?
 - Como a divulgação de pesquisas como essa pode influenciar a educação ambiental e a conscientização das pessoas sobre a importância da redução da emissão dos gases de efeito estufa?
 - De que forma o conhecimento científico pode ser difundido para promover ações mais sustentáveis?
7. A partir da pesquisa realizada na questão anterior, elaborem um infográfico que sintetize visualmente as principais informações encontradas. Isso pode incluir comparações de fontes de energia, benefícios ambientais, desafios técnicos e impacto da divulgação científica.

Todos juntos aprendemos mais!

8. Compartilhem com os demais colegas da turma os infográficos construídos e escute as explicações de cada um.
 - a) O que vocês aprenderam com os infográficos?
 - b) Ainda existem dúvidas relacionadas à temática discutida? Se sim, apresente à turma e tentem chegar a uma conclusão.



Recapitule



Neste capítulo, estudamos os cálculos estequiométricos e conhecemos mais algumas formas de representação dos compostos químicos.

O cálculo estequiométrico é o campo da Química que permite determinar as quantidades de reagentes e de produtos de reações químicas, com base em relações proporcionais entre os coeficientes estequiométricos das espécies químicas envolvidas. Essas relações são obtidas a partir da equação química da reação e são usadas para calcular massa, quantidade de matéria (mol), volume de gases, número de entidades fundamentais (átomos, moléculas, íons) das substâncias participantes, tornando possível o planejamento e a otimização de reações químicas, favorecendo o uso eficiente dos reagentes e a obtenção dos produtos desejados.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da questão a seguir: Se uma reação química produz energia na forma de calor, é possível fazer previsões sobre a quantidade de energia produzida?

Agora, siga os passos a seguir para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo:

1. O que foi legal ou interessante de aprender?
2. O que mais você necessita saber, ou gostaria de aprender, acerca do tema estudado?
3. Qual foi o obstáculo que você teve para aprender?
4. Qual é a sua sugestão para superar esse obstáculo?



hobo_018/istockphoto.com

A fabricação de perfumes envolve a mistura de diferentes substâncias para criar uma fragrância única.



▼ Para refletir

1. Você usa a palavra “solução” no seu dia a dia? Em caso afirmativo, cite em quais contextos.
2. Com suas palavras, defina o que você entende por solução do ponto de vista da Química.
3. Como você determinaria a quantidade de substâncias presentes em uma mistura?
4. Em quais contextos você ouve as palavras “concentrado” e “diluído”? Apresente uma definição para elas.

Objetivos do capítulo

- Reconhecer os diversos tipos de solução presentes em nosso dia a dia.
- Compreender a solubilidade e os fatores que nela interferem.
- Determinar aspectos qualitativos e quantitativos das soluções.

O que são soluções?

Muitos dos materiais presentes no nosso cotidiano são formados pela mistura de diversas substâncias. As soluções podem ser compostas de duas ou mais substâncias em três estados físicos: sólido, líquido e gasoso, que, combinadas entre si, formam **misturas homogêneas**. As substâncias em menor quantidade, chamadas de **soluto**, são misturadas às de maior quantidade, o **solvente**, originando a **solução**.

soluto + solvente = solução

As soluções podem ser encontradas em diversos estados físicos e, até mesmo, na mistura de substâncias em dois estados físicos, como é o caso de bebidas gaseificadas. A maioria das soluções tem como solvente a água e, por isso, ela é considerada um **solvente universal**.

As imagens a seguir ilustram alguns exemplos de soluções do dia a dia.



Jaromir Ondra/Shutterstock.com

O ouro 18 quilates é uma solução metálica que apresenta a composição de 75% de sua massa em ouro e o restante (25%) composto de outros metais, como cobre, prata, zinco, níquel e cádmio.



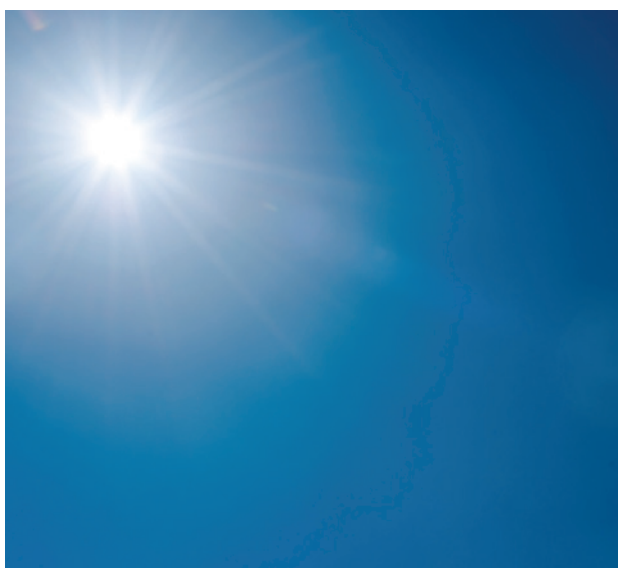
Fabio Colombini

A água oxigenada é uma solução aquosa formada por água e peróxido de hidrogênio.



Robert Sijan/Shutterstock.com

O dióxido de carbono (CO_2) é um dos solutos encontrados na água gaseificada.



9Gawin/Shutterstock.com

O ar atmosférico, que ao espalhar a luz proveniente do Sol nos faz enxergar o céu como sendo azul, é uma solução composta por gases nitrogênio e oxigênio, entre outros.

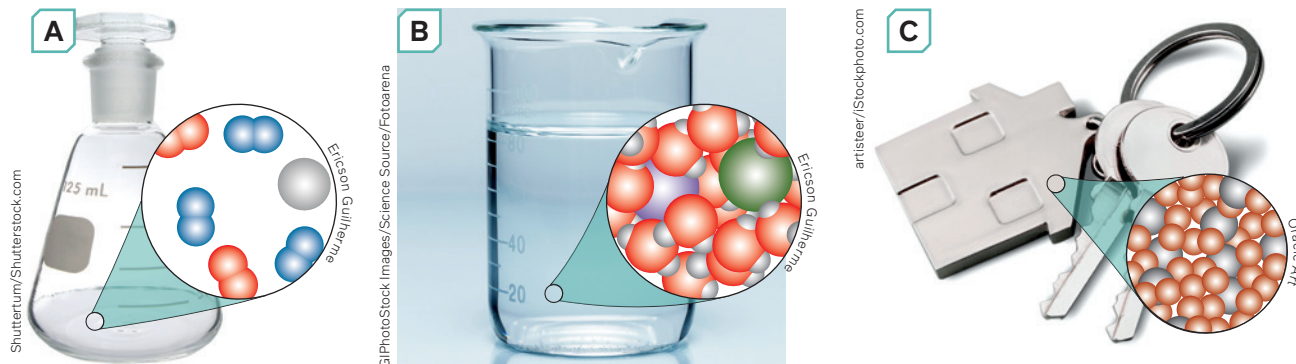


Cristian Laurencio/Shutterstock.com

A água do mar é uma solução aquosa que contém diversos sais. Japaritinga (AL), 2023.

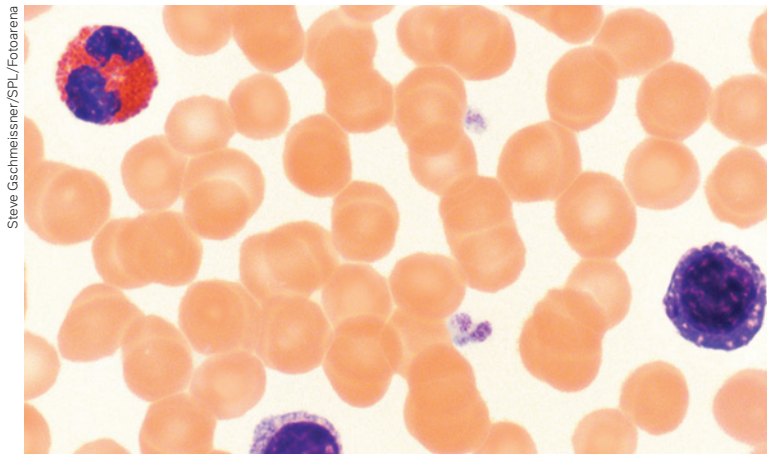
Algumas bebidas, como os isotônicos ou refrigerantes de guaraná, e as águas do mar são chamadas de **soluções aquosas** porque apresentam a água como solvente. Em nível submicroscópico, em uma solução, as partículas (moléculas ou íons) do soluto devem estar misturadas às do solvente sem que haja a formação de fases. Quando é possível distinguir as substâncias, não se tem uma solução, mas uma **mistura heterogênea**.

O esquema está representado com cores-fantasia e as dimensões das estruturas não seguem a proporção real.



Três exemplos de misturas homogêneas: (A) o ar não poluído contido dentro do recipiente é uma mistura homogênea formada por gases diferentes; (B) o sal de cozinha dissolvido em água é um exemplo de mistura entre substâncias sólidas e líquidas; (C) as ligas metálicas são misturas de componentes sólidos.

Há algumas situações em que as misturas parecem ser soluções, mas, na realidade, não são. É o que acontece quando analisamos o leite ou o sangue em um microscópio óptico. Nesses materiais, é possível visualizar diferentes fases, como uma fase não aquosa, formada por gordura no leite, ou materiais sólidos dispersos no sangue. Esse tipo de mistura, ou de dispersão, é conhecido como **coloide**. Um aspecto importante dos coloides é que eles se diferem das soluções pelo tamanho das partículas. A tabela a seguir apresenta o tamanho das partículas e a classificação do tipo de dispersão.



Microscopia de sangue humano aumentado 189 vezes.

Tipo de dispersão	Tamanho das partículas
Solução	Menor do que 1 nm
Coloide	Entre 1 e 1000 nm
Suspensão	Maior do que 1000 nm

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

As **soluções verdadeiras**, diferentemente de coloides e suspensões, são misturas em que não é possível visualizar as partículas presentes, nem mesmo com o auxílio de um microscópio óptico.

Soluções eletrolíticas e não eletrolíticas

As soluções capazes de conduzir eletricidade, como aquelas encontradas em baterias automotivas, são chamadas de **soluções eletrolíticas**; enquanto as que não possuem essa propriedade são denominadas **soluções não eletrolíticas**.

A capacidade de conduzir eletricidade está relacionada à presença de cargas elétricas na solução. Quando passamos uma corrente elétrica por um recipiente contendo uma solução eletrolítica, as partículas carregadas eletricamente na solução são responsáveis por conduzir as cargas do polo positivo até o polo negativo do circuito elétrico, dando continuidade ao fluxo de cargas pelo sistema; por isso é comum utilizarmos a expressão “fechar o circuito”.

Um teste que pode ser utilizado para verificar a capacidade de condução elétrica de uma solução é submetê-la a um circuito elétrico com lâmpada para promover a passagem de corrente elétrica. Caso a solução seja eletrolítica, a lâmpada acenderá. É interessante mencionar que, no caso das soluções eletrolíticas, é possível observar o acendimento da lâmpada com diferentes intensidades de luz, uma vez que as propriedades de condução dessas soluções dependem das capacidades do soluto para a formação de cargas elétricas em meio aquoso. O esquema a seguir representa esse processo.

Teste de condutividade

O esquema está representado com cores-fantasia e as dimensões das estruturas não seguem a proporção real.

solução eletrolítica forte: elevada quantidade de íons em solução

solução eletrolítica fraca: baixa quantidade de íons em solução

solução não eletrolítica: não há íons em solução

Docta
Ericson Guilherme

CuCl_2

Cu^{2+}

Cl^-

Docta
Ericson Guilherme

ácido acético

íon acetato

H^+

Docta
Ericson Guilherme

etanol

Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018.

Teste de condutividade em soluções aquosas. Nas ampliações, representação da formação de cargas em soluções eletrolíticas e não eletrolíticas.



Infográfico Interativo

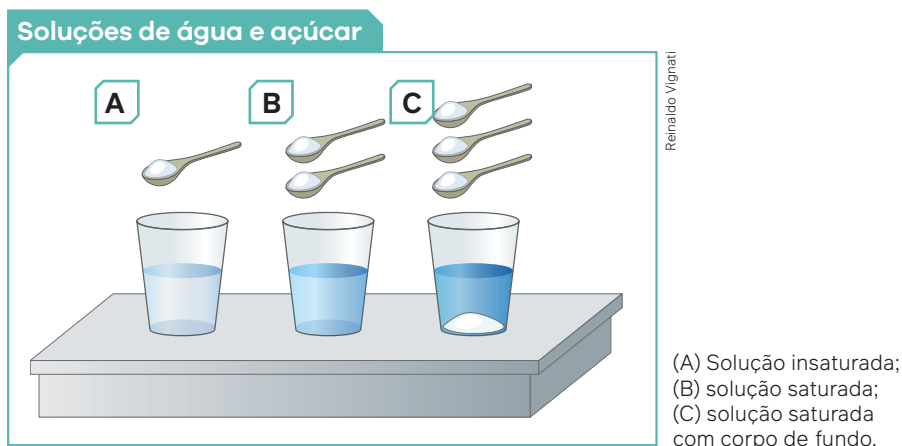
A indústria têxtil e seus impactos

O que é solubilidade?

As soluções podem ser classificadas de acordo com a solubilidade do soluto. A **solubilidade** é uma grandeza que pode estar associada à capacidade de substâncias se dissolverem em outras, assim como também é a quantidade máxima de soluto que se dissolve em um solvente a dadas pressão e temperatura. Essa quantidade de soluto é denominada **coeficiente de solubilidade**. Cada substância possui um coeficiente de solubilidade que possibilita avaliar a quantidade máxima capaz de se misturar a determinado solvente. Isso se torna útil em algumas aplicações de escala industrial. Por exemplo, na indústria têxtil, conhecer a solubilidade do corante é importante para evitar desperdício de insumo no tingimento de tecidos. Podemos classificar as soluções da seguinte forma:

- **solução insaturada** é aquela em que a quantidade de soluto adicionada ao solvente é menor que o coeficiente de solubilidade;
- **solução saturada** é aquela em que a quantidade de soluto adicionada ao solvente é igual ao coeficiente de solubilidade;
- **solução saturada com corpo de fundo** é aquela em que a quantidade de soluto adicionada ao solvente é maior do que o coeficiente de solubilidade, pois há formação de depósito de soluto;
- **solução supersaturada** é aquela em que a quantidade de soluto adicionada ao solvente é maior do que o coeficiente de solubilidade. Ocorre em condições especiais, em que não há a formação de corpo de fundo. Para esses casos, há uma situação de equilíbrio instável, em que qualquer perturbação externa causa o desequilíbrio da solução e, por fim, a formação do corpo de fundo.

Para entender esses conceitos, considere a preparação de uma solução adicionando açúcar em um copo com água. A depender da quantidade de açúcar que adicionamos à água, podemos preparar uma solução insaturada, saturada ou saturada com corpo de fundo. Quando adicionamos as primeiras porções, o açúcar se dissolve totalmente, caracterizando uma solução insaturada. Ao continuarmos, poderemos ter uma solução saturada, ou seja, temos a quantidade máxima de açúcar possível de ser dissolvida na bebida naquela temperatura. Se continuarmos a adicionar açúcar, poderemos ver a formação de um corpo de fundo (ou corpo de chão), que será a porção de açúcar que não se dissolveu por ter atingido o coeficiente de solubilidade na solução.



A solubilidade pode ser expressa pela quantidade em gramas de soluto em 100 gramas de solvente. A solubilidade do açúcar que usamos para adoçar bebidas, também conhecido como sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), por exemplo, é de 206,3 gramas de sacarose em 100 gramas de água a 25 °C, assim, podemos dizer que o coeficiente de solubilidade é 206,3 g de sacarose/100 g de H_2O a 25 °C. Para efeito de comparação, o coeficiente do sulfato de prata (Ag_2SO_4) é de 0,83 g de Ag_2SO_4 /100 g de H_2O a 25 °C, bem abaixo da solubilidade da sacarose.

Em geral, a solubilidade das substâncias aumenta à medida que se aumenta a temperatura, o que acontece com a sacarose e com o nitrato de potássio (KNO_3), por exemplo. Em outros casos, como no do sulfato de cério ($Ce_2(SO_4)_3$), o aumento da temperatura causa decréscimo na solubilidade. Já para o cloreto de sódio ($NaCl$), a temperatura não interfere muito em sua solubilidade.

Influência da pressão e da temperatura

Para aumentar a quantidade de gás em soluções aquosas, um dos fatores a serem considerados é a pressão e a temperatura.

A solubilidade dos gases é diretamente proporcional à pressão do gás. Essa observação foi proposta pelo químico inglês William Henry (1774-1836), a partir de seus estudos sobre a solubilidade de gases a diferentes pressões em temperatura constante. Ela é conhecida como lei de Henry, e é expressa pela relação:

$$S = k \cdot P$$

Sendo que:

S = solubilidade do gás;

P = pressão do gás;

k = constante que varia com a temperatura e natureza do gás.

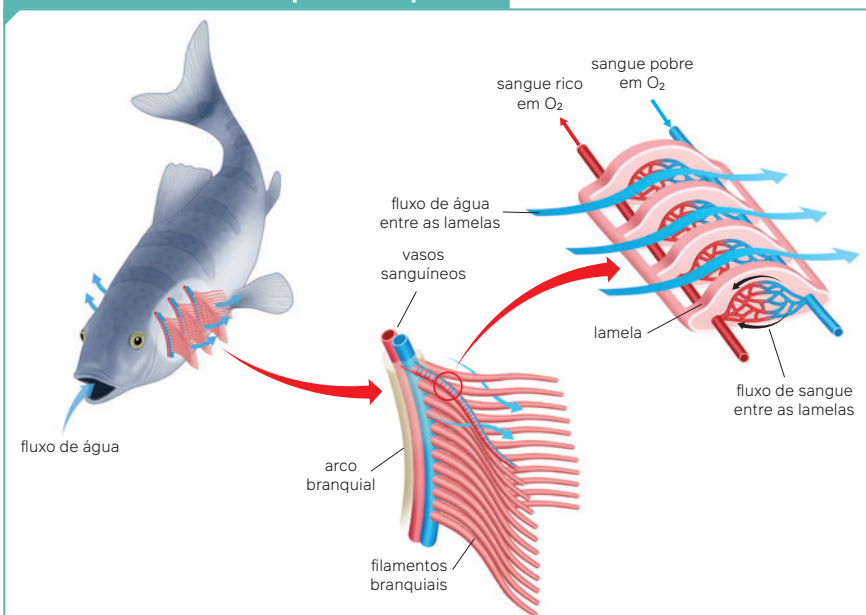
Um fenômeno que está relacionado à solubilidade dos gases em soluções aquosas é a respiração branquial dos peixes.

Peixes e outros animais aquáticos possuem estruturas respiratórias específicas, as **brânquias**, que são dobras de pele muito irrigadas de vasos sanguíneos. Por difusão, o gás oxigênio que está dissolvido na água de rios e mares é transferido para o sangue do peixe. A imagem da página seguinte representa o processo de respiração branquial dos peixes.

A molécula de oxigênio (O_2) é apolar e possui baixa interação com a molécula de água, que é polar. Alterações de temperatura interferem na dissolução de gases em meio aquoso. É por isso que o aumento da temperatura média dos oceanos, causado pelo aquecimento global, diminui a solubilidade dos gases em água e tem colocado em risco a sobrevivência de muitas espécies aquáticas.

Outro exemplo ocorre em indústrias de bebida gaseificadas, em que são aplicadas pressões elevadas no envase de seus produtos para garantir maior quantidade de gás dissolvido.

A estrutura das brânquias dos peixes



Reinaldo Vignatti

Representação simplificada em cores-fantasia e dimensões dos elementos sem escala.

Fonte: REECE, J. B. et al. *Biologia de Campbell*. 10. ed. Porto Alegre: Artmed, 2015.

Saiba mais

Respirando nas alturas!

Ao ouvir a expressão “ar rarefeito”, já passou pela sua cabeça entender como esse fenômeno integra conhecimentos de Física, Química e Biologia?

A expressão é comumente utilizada para nos referirmos a ambientes em altitudes elevadas, onde a pressão atmosférica é menor. Em termos físicos e químicos, nesses locais, a coluna de ar sobre a superfície é menor se comparada à dos locais ao nível do mar, por isso, a concentração e densidade do ar atmosférico (e consequentemente, de gás oxigênio) também são menores.

Assim, a expressão “ar rarefeito” (o verbo rarear indica tornar mais raro) faz alusão a essas condições com que os gases estão presentes na atmosfera. Em termos biológicos, essa condição afeta a respiração, já que organismos vivos incluindo os de seres humanos, dependem de uma concentração adequada de oxigênio para o funcionamento celular adequado.

Atividades propostas



1. Indique as soluções sólidas, líquidas e gasosas presentes no seu dia a dia e que não foram exemplificadas neste capítulo. Procure a sua composição e escreva as fórmulas químicas de cada substância.
2. (UFRGS-RS – 2014) Um estudante analisou três soluções aquosas de cloreto de sódio, adicionando 0,5 g deste mesmo sal em cada uma delas. Após deixar as soluções em repouso em recipientes fechados, ele observou a eventual presença de precipitado e filtrou as soluções, obtendo as massas de precipitado mostradas no quadro abaixo.

Solução	Precipitado
1	Nenhum
2	0,5 g
3	0,8 g

O estudante concluiu que as soluções originais 1, 2 e 3 eram, respectivamente:

- a) não saturada, não saturada e saturada.
 - b) não saturada, saturada e supersaturada.
 - c) saturada, não saturada e saturada.
 - d) saturada, saturada e supersaturada.
 - e) supersaturada, supersaturada e saturada.
3. Ao abrir uma garrafa de refrigerante, é possível perceber a liberação de um gás pela abertura do recipiente. Qual é esse gás? Depois de abrir e fechar algumas vezes a garrafa, esse fenômeno não é mais observado. Por que isso ocorre? Utilize seus conhecimentos sobre a solubilidade dos gases em água para justificar suas respostas.

Concentração e composição das soluções

Conforme já estudamos, uma solução é uma mistura homogênea composta de duas ou mais substâncias. Para saber as quantidades desses constituintes na solução, devemos verificar suas concentrações. A **concentração** expressa a proporção entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução (soluto e solvente).

$$\text{concentração} = \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solução (soluto e solvente)}}$$

A água mineral é uma solução aquosa formada por diversos íons, entre eles, o sódio, o cálcio, o flúor e o bicarbonato. Na figura abaixo, o rótulo indica a composição química expressa em mg/L, ou seja, a quantidade em massa (mg) por volume (L) de água mineral.

César Cruz/Fotoarena

Composição Química (mg/L)

Bário	0,112
Estrôncio	0,575
Cálcio	25,200
Magnésio	4,000
Potássio	1,990
Sódio	26,000
Lítio	0,028
Fosfato	0,05
Sulfato	5,50
Bicarbonato	157,79
Fluoreto	0,09
Cloreto	2,06
Brometo	0,03

Características Físico-Químicas

pH a 25°C	6,73
Temperatura da Água na Fonte	22,8°C
Condutividade a 25°C	257 µS/cm
Resíduo de Evaporação a 180°, calculado	176,82 mg/L
Capacidade na Fonte a 20°C e 760 mm de Hg	12,55 mches

NÃO CONTÉM GLÚTEN

Válido até 12 meses após a data de envase
Data de envase: vide marcação na tampa

7 896008 052805

FORTE VERGINE (POÇO)
COMPOSIÇÃO QUÍMICA (mg/L)
Análise n° 502/LAMIN/CPRM-SP, de 18/09/2019

Rótulo com a composição química em mg/L dos componentes presentes na água mineral.

Expressando concentrações em massa por volume

As quantidades dos constituintes de uma solução podem ser expressas com base em diversas unidades de medida. Às vezes, algumas unidades de medida são mais indicadas para a quantidade de soluto presente na solução do que outras. Observe, a seguir, as informações retiradas de um rótulo e note que a quantidade de sódio está expressa em massa de soluto por certo volume de solução. Os números em porcentagem referem-se aos valores diários com base em uma dieta de 2 000 kcal.

Reinaldo Vignatti

UMA PORÇÃO DE 350 mL (2 COPOS) CONTÉM

VALOR ENERGÉTICO 0 kcal 0%	AÇÚCARES 0 G *	GORDURAS TOTAIS 0 g 0%	GORDURAS SATURADAS 0 g 0%	SÓDIO 49 mg 2%
---	---	---	--	---

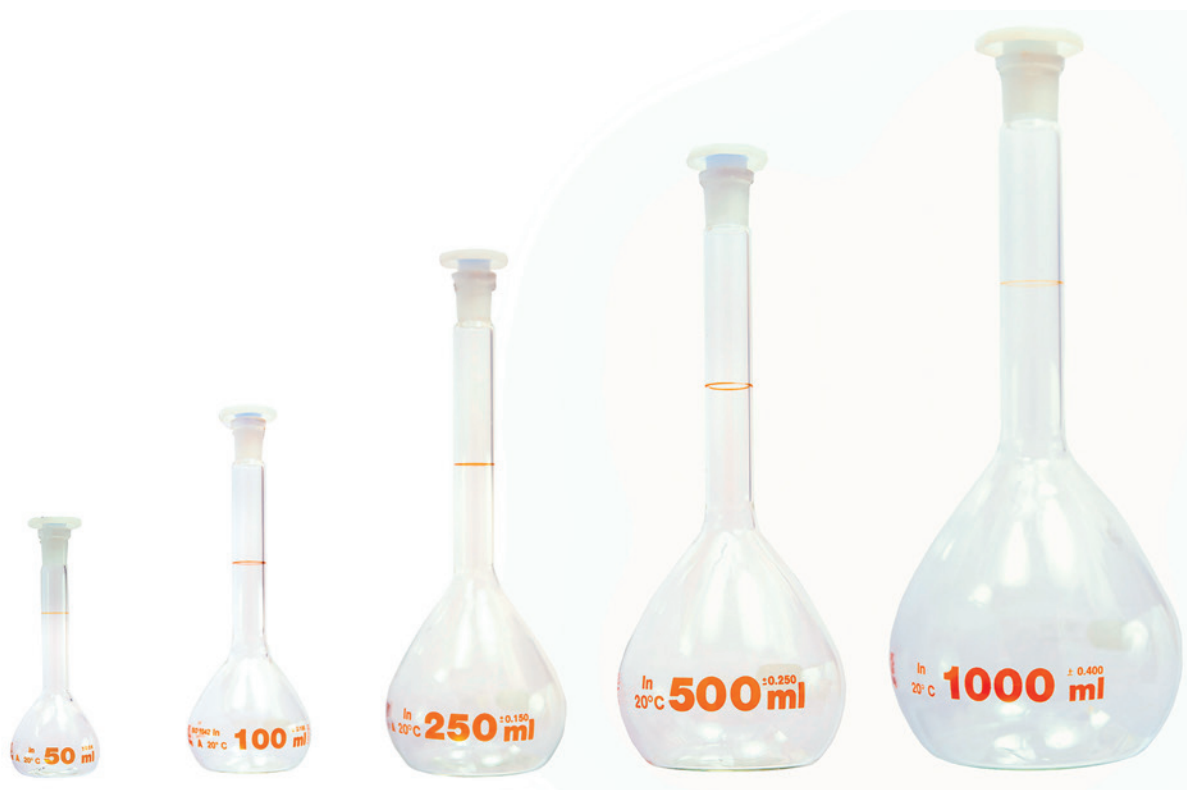
Informações encontradas em um rótulo de bebida zero açúcar.

Pelos dados do rótulo anterior, 49 mg de sódio estão dissolvidos em 350 mL da bebida. A concentração de uma solução pode ser expressa em relação à massa do soluto (em gramas) por volume de solução (em litros). Esse tipo de concentração é mais utilizado quando o soluto da solução é um sólido dissolvido. Assim, a concentração de sódio nesta bebida é de 0,14 g/L, o que significa que, a cada 1 L de solução, está dissolvido 0,140 g de sódio.

$$\text{concentração em g/L} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}} = \frac{m(\text{g})}{V(\text{L})}$$

$$\text{concentração em g/L} = \frac{0,049 \text{ g de sódio}}{0,35 \text{ L de solução}} = \frac{0,14 \text{ g}}{1 \text{ L}} \text{ ou } 0,14 \text{ g/L}$$

Em práticas laboratoriais, a concentração expressa informações relevantes para **análises quantitativas** em que o objetivo é quantificar determinada espécie química. Nesses casos, são utilizadas vidrarias volumétricas – instrumentos precisos de medição de volume – para o preparo de soluções. Com o uso das vidrarias volumétricas, a adição de solvente ocorre depois da adição do soluto ao recipiente, garantindo que a quantidade de solvente adicionada não ultrapasse o volume final da solução pretendida.



Rabbitmindphoto/Shutterstock.com

Balões volumétricos, um tipo de vidraria utilizada em laboratório para o preparo de soluções.

Se liga

Densidade × concentração g/L

A densidade de uma solução é a relação entre sua massa e seu volume. A massa da solução depende da soma das massas do soluto e do solvente.

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}}$$

A concentração em massa/volume, que pode ser em g/L, é relação entre a massa do soluto e o volume da solução.

$$\text{concentração} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}}$$

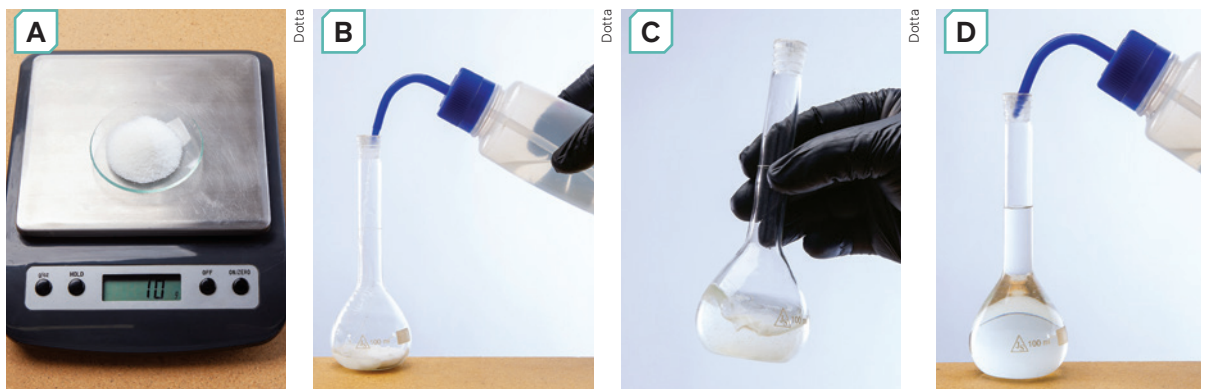
Expressando concentrações em quantidade de matéria

As concentrações em quantidade de matéria (n) são utilizadas para expressar a quantidade tanto de solutos sólidos quanto de solutos líquidos ou gasosos. A unidade da quantidade de matéria é o mol, e o volume da solução é expresso em litro. Adota-se, também, o símbolo c , ou **[]**, para indicar a concentração em quantidade de matéria. Por exemplo, $[H^+] = 0,5 \text{ mol/L}$ significa que a concentração dos íons hidrogênio em solução é de 0,5 mol por litro.

$$c = \frac{\text{quantidade de matéria}}{\text{volume da solução}} = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})}$$

Atividades comentadas

1. No ambiente laboratorial, as soluções com concentrações conhecidas são preparadas utilizando vidrarias com elevado nível de precisão, conforme o procedimento ilustrado a seguir.



Preparação de 250 mL de uma solução aquosa contendo 10 g de hidróxido de sódio (NaOH). (A) Pesagem da massa de NaOH utilizando uma balança de precisão e um vidro de relógio. (B) Balão volumétrico – vidraria de volume exato utilizada no preparo de soluções – com a massa de NaOH que foi pesada adição de água (solvente) com o auxílio de um utensílio de laboratório chamado pisseta. (C) Solubilização do sólido. (D) Adição de solvente até a marca de aferição.

Calcule o que se pede:

- a) concentração de NaOH em g/L;
- b) concentração de NaOH em quantidade de matéria (mol/L).

Dados: densidade da água a 25 °C: 1 g/mL; massa molar do NaOH: 40 g/mol.

Resolução

a) concentração em g/L = $\frac{m(\text{NaOH})}{V} \Rightarrow \frac{10 \text{ g de NaOH}}{0,25 \text{ L de solução}} = 40 \text{ g/L}$

- b) Sabendo que a massa molar do NaOH é 40 g/mol, podemos dizer que uma solução de 40 g/L equivale a uma solução cuja concentração em quantidade de matéria é 1 mol/L de NaOH.

#FicaADica

Phet Interactive Simulations, da Universidade do Colorado. No simulador “Concentração” em que é possível preparar virtualmente várias soluções, modificar a quantidade de soluto e de solvente, alterar a velocidade de evaporação do solvente e acompanhar em tempo real a concentração da solução. Disponível em: https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulations/concentration. Acesso em: 15 jul. 2024.

Expressando concentrações em ppm, ppb e porcentagem

Algumas soluções possuem quantidades bem pequenas de soluto, por isso, são expressas em unidades diferenciadas. Nesses tipos de solução, é frequente a presença de mais de um constituinte, então, é comum calcular a concentração para cada uma das substâncias que compõem a mistura. As unidades mais comumente utilizadas são indicadas a seguir.

- **Concentração em partes por milhão (ppm):** indica quantas partes do soluto estão contidas em 1 milhão (10^6) de partes da mistura;
- **Concentração em partes por bilhão (ppb):** indica quantas partes do soluto estão contidas em 1 bilhão (10^9) de partes da mistura;
- **Porcentagem (%):** indica quantas partes do soluto estão contidas em 100 partes da mistura.

Quando utilizamos as concentrações em ppm e ppb, é importante informar quais são as grandezas que estão relacionadas. Essas concentrações podem expressar relações entre massas (m/m), volumes (V/V) e massa por volume (m/V).

O preparo de perfumes, ilustrado na abertura deste capítulo, é realizado pela mistura de vários componentes químicos, óleos essenciais, substâncias fixadoras de aroma, entre outras. A quantidade dessas substâncias pode ser expressa em termos de porcentagem em volume, % (V/V), e utilizada para classificar os perfumes quanto à concentração de fragrâncias. As formulações do tipo *Eau de Parfum*, geralmente, têm uma concentração de fragrâncias entre 15% e 20% e, devido a essa concentração mais alta, tendem a durar mais tempo na pele, podendo permanecer por 6 a 8 horas ou até mais, dependendo da pele e das condições ambientais. Já as formulações do tipo *Eau de Toilette*, geralmente, apresentam concentração de fragrância entre 5% e 15% e a duração desses perfumes é menor, geralmente de 3 a 5 horas. Por isso, um *Eau de Parfum* é normalmente preferido para ocasiões onde se deseja um perfume mais duradouro e marcante, enquanto o *Eau de Toilette* é ideal para o dia a dia ou situações em que se busca um perfume mais sutil.

Atividades propostas



Leia o texto a seguir para responder às questões de 1 a 4.

Soluções simples e eficazes: soro caseiro e multimistura

Até 2008, a Pastoral acompanhava mais de 1,9 milhões de gestantes e crianças menores de seis anos e 1,4 milhão de famílias pobres, em 4 063 municípios brasileiros. A mortalidade infantil era combatida com meios simples: o soro caseiro, alimentação e recursos mínimos.

O soro caseiro, feito de água, açúcar e sal foi o grande aliado no combate à desidratação. [...]

Dona Zilda deixou grandes ensinamentos. O maior deles, talvez, seja a maneira como disseminou a solidariedade. Ela tinha a consciência de que os problemas sociais se resolvem a partir da mobilização da própria sociedade.

BRASIL. Conselho Federal de Odontologia. *Zilda Arns*. [Brasília, DF]: CFO, 23 jan. 2010. Disponível em: <https://website.cfo.org.br/zilda-arns/>. Acesso em: 15 jul. 2024.

1. Quais são os benefícios do soro caseiro quando estamos desidratados? Qual é a importância das medidas corretas para preparar o soro caseiro? Se julgar necessário, realize pesquisas e indique as fontes consultadas.
2. Quais aprendizados podemos extrair da abordagem apresentada no texto para o desenvolvimento de políticas públicas de saúde direcionadas às populações vulneráveis?
3. De que forma você pode seguir o exemplo de dona Zilda na sua vida e comunidade?
4. O soro caseiro, disseminado nas propostas solidárias de Zilda Arns, era uma solução simples, produzida a partir de um litro de água fervida, duas colheres de sopa de açúcar e uma colher de sal. Considere que a porção de uma colher equivale a 14 g de açúcar ou 13 g de sal, calcule o que se pede:

Dados: densidade da água = 1 g/mL;

$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$.

O volume total da solução manteve-se constante.

- a) a massa de soluto na solução;
- b) a densidade da solução;
- c) a concentração em g/L de açúcar da solução;
- d) a concentração em mol/L de sal da solução.

5. A osteoporose é uma doença que se caracteriza pela perda progressiva de massa óssea, tornando os ossos enfraquecidos e com possibilidade de se quebrar com esforços mínimos. Segundo dados de 2022 da Fundação Internacional para Osteoporose, essa é uma doença que acomete cerca de 500 milhões de pessoas em todo o mundo. Uma das medidas que podem ser tomadas para aumentar a saúde dos ossos é uma dieta rica em cálcio, proteínas e outras vitaminas. Outras estratégias também são utilizadas, sob a orientação de profissionais especializados, como a administração de complementos nutricionais que contêm essas substâncias. Observe, a seguir, o rótulo de um desses complementos:

Informação Nutricional		
Porção de 1,6 g (1 tablete)		
Quantidade por porção		% VD(*)
Cálcio	398 mg	40 %
Magnésio	149 mg	57 %
Vitamina D	2,5 µg	50 %
*Não contém quantidade significativa de valor energético, carboidratos, proteínas, gorduras totais, gorduras saturadas, gorduras trans; fibra alimentar e sódio.		
* % Valores diários de referência com base em uma dieta de 2 000 kcal, ou 8 400 kJ. Seus valores diários podem ser maiores ou menores dependendo de suas necessidades energéticas.		
INGREDIENTES: carbonato de cálcio, óxido de magnésio, vitamina D, estabilizantes (celulose microcristalina, croscaramelose sódica e carboximetilcelulose sódica), glazeantes (ácido esteárico, lubrificante: estearato de magnésio) e umectante: (glicerina). NÃO CONTÉM GLÚTEN.		

Reinaldo Vignati

Parte do rótulo de um complemento nutricional para osteoporose.

- a) Determine a porcentagem em massa de cálcio presente em um tablete do produto.
- b) Sabendo que um adolescente necessita ingerir cerca de 1 300 mg de cálcio por dia, indique o número de tabletes do produto que garantem a ingestão mínima diária recomendada.

6. Leia o texto a seguir e responda.

Novo estudo mostra que ingestão diária de mercúrio excede os limites seguros em seis estados da Amazônia

Um novo estudo realizado nos principais centros urbanos da Amazônia, abrangendo seis estados e 17 municípios, revela que os peixes da região estão contaminados por mercúrio. Os resultados mostram que peixes de todos os seis estados amazônicos apresentaram níveis de contaminação acima do limite aceitável de $\geq 0,5 \mu\text{g/g}$, estabelecidos pela OMS - Organização Mundial da Saúde. Os piores índices estão em Roraima, com 40% de peixes com mercúrio acima do limite recomendado, e Acre, com 35,9%. Já os menores indicadores estão no Pará, com 15,8%, e no Amapá, com 11,4%. Na média, 21,3% dos peixes comercializados nas localidades e que chegam à mesa das famílias na região Amazônica têm níveis de mercúrio acima dos limites seguros.

Em todas as camadas populacionais analisadas, a ingestão diária de mercúrio excedeu a dose de referência recomendada. No município mais crítico, de Rio Branco (AC), a potencial ingestão de mercúrio ultrapassou de 6,9 a 31,5 vezes a dose de referência indicada pela EPA - Agência de Proteção Ambiental do governo norte-americano ($0,1 \mu\text{g/kg pc/dia}$). [...]

Em Roraima, segundo estado mais crítico, a potencial ingestão de mercúrio extrapolou de 5,9 a 27,2 vezes a dose de referência. [...]

FIOCRUZ; IEPÉ; ISA; GREENPEACE; WWF-BRASIL. Novo estudo mostra que ingestão diária de mercúrio excede os limites seguros em seis estados da Amazônia. *WWF*, [s. l.], 30 maio 2023. Disponível em: <https://www.wwf.org.br/?85940/Novo-estudo-mostra-que-ingestao-diaria-de-mercúrio-excede-os-limites-seguros-em-seis-estados-da-Amazônia>. Acesso em: 15 jul. 2024.

Ao extrapolar 27,2 vezes o limite de referência indicado pela EPA, qual é a massa de mercúrio, em gramas, ingerida por uma pessoa que pesa 60 kg no período de um mês?

Dado: $\mu\text{g/kg pc/dia}$ = micrograma por quilo de peso corpóreo por dia.

- a) 2,72 g
b) 4,89 g
c) 163,20 g
d) 326,40 g
e) 489,60 g
7. Analise os rótulos de um mesmo produto alimentício na versão “zero sal” e na versão comum.

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL		
Porção de 4 g (1/2 cubo)***		
Quantidade por porção		%VD (*)
Valor energético	21 kcal = 89 kJ	1
Carboidratos, dos quais:	2,4 g	1
Açúcares	0,5 g	**
Proteínas	0 g	0
Gorduras totais	1,3 g	2
Gorduras saturadas	0,8 g	4
Gorduras <i>trans</i>	0 g	**
Fibra alimentar	0 g	0
Sódio	0 mg	0

*%Valores diários com base em uma dieta de 2 000 kcal ou 8 400 kJ. Seus valores diários podem ser maiores ou menores dependendo de suas necessidades energéticas;
VD não estabelecido; *Quantidade suficiente para preparar 250 mL de caldo.

Rótulo fictício do produto “zero sal”.

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL		
Porção de 4,75 g (1/2 cubo)***		
Quantidade por porção		%VD (*)
Valor energético	15 kcal = 61 kJ	1
Carboidratos, dos quais:	1,4 g	0
Açúcares	0,4 g	**
Proteínas	0 g	0
Gorduras totais	1,0 g	2
Gorduras saturadas	0,7 g	3
Gorduras <i>trans</i>	0 g	**
Fibra alimentar	0 g	0
Sódio	798 mg	33

*%Valores diários com base em uma dieta de 2 000 kcal ou 8 400 kJ. Seus valores diários podem ser maiores ou menores dependendo de suas necessidades energéticas;
VD não estabelecido; *Quantidade suficiente para preparar 250 mL de caldo.

Rótulo fictício do produto na versão comum.

- a) Calcule a quantidade percentual (m/m) de sódio presente no produto tradicional.
- b) Na tentativa de diminuir a ingestão de sódio, consumidores recorrem aos produtos zero sal, mas acabam por ingerir uma quantidade maior de outras substâncias. O excesso de sódio pode causar o aumento da pressão arterial e problemas relacionados ao funcionamento dos rins. No exemplo acima, uma pessoa está preocupada com o consumo excessivo de sódio e opta por utilizar um cubo do produto zero sal. Nesse caso, considerando o consumo de 100 g de produto, qual é a massa de açúcar a mais ingerida?

Água para beber ou para tomar banho?

A água, essencial para a vida e para as atividades humanas, é um tema presente em diferentes áreas da sociedade. A seguir, apresentamos um infográfico com informações sobre os acordos de cooperação pela água.

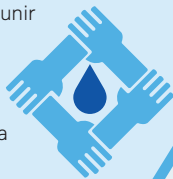


O que é água potável?

A água potável não está nos oceanos nem nos mares. É um bem comum global que ocorre naturalmente em lençóis e placas de gelo, geleiras, charcos, açudes, lagos, rios, córregos subterrâneos e aquíferos.

O que é cooperação pela água

Cooperação pela água significa reunir todos – cientistas, formuladores de políticas, governos, especialistas em gestão de recursos hídricos, sociedade civil para garantir que a água potável atenda melhor às necessidades de todos.



Formas de cooperar



Promover o intercâmbio de dados científicos.



Gerenciar aquíferos que cruzam países.



Construir bombas d'água e cisternas em vilas rurais.

Água potável para todos

A água potável é o denominador comum entre os desafios mais urgentes enfrentados na atualidade, como saúde, alimentação e energia, mas essa questão é gerenciada precariamente e enfrenta grandes pressões. De que forma o mundo poderia cooperar melhor em favor dessa causa vital?

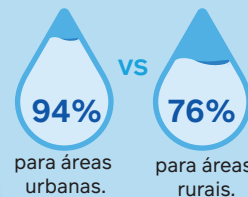


Hoje

~3,5 mil mortes relacionadas a condições inadequadas de suprimento de água, saneamento e higiene.

3-5 mil casos de cólera

Acesso mundialmente desigual a fontes melhoradas de água potável.



71% da responsabilidade pela coleta de água recai em mulheres e meninas na África Subsaariana.

6% das posições ministeriais na área de meio ambiente e recursos naturais são ocupadas por mulheres.

2050

A população aumentará **7 bil > 9 bil**

+20% consumo global de água para agricultura.

+60% necessidade de hidreletricidade e de outras fontes renováveis de energia.

Existe uma quantidade limitada de água potável.



A água não se limita a fronteiras políticas.



276 bacias hidrográfica mundiais cruzam fronteiras internacionais.



A água potável é um direito humano.



2 bilhões dependem de lençóis freáticos, incluindo 273 sistemas aquíferos transfronteiriços.

Por que cooperar pela água?

60%

da água potável disponível na região árabe originam-se de outras regiões.



O Egito e quase todos os países da África Subsaariana compartilham bacias transfronteiriças.

~80%

dos recursos hídricos renováveis da Ásia e do Pacífico, onde estão 2/3 da fome mundial, são consumidos pela agricultura irrigada.



Mais cooperação é necessária



450

acordos para apoiar a cooperação sobre água internacionais assinados entre 1820 e 2007.



90+

projetos de acordos internacionais relativos à água para melhorar o gerenciamento de bacias hidrográficas na África.



Mas, **60%**

das 276 bacias hidrográficas internacionais não possuem esquemas de gerenciamento cooperativo.



Fabio Nienrow

Histórias de sucesso

O Aquífero Guarani

Argentina, Brasil, Paraguai e Uruguai compartilham esse aquífero. Em agosto de 2010, esses países firmaram um acordo formal para garantir seu uso igualitário e sua conservação.



A Bacia do Nilo

Especialistas, setores público e privado, e sociólogos reuniram-se para buscar cenários de desenvolvimento alternativos e esquemas de benefícios compartilhados.

Vamos fazer da água um instrumento para a paz.

Fonte: elaborado com base em SERVIÇO AUTÔNOMO DE ÁGUA E ESGOTO DE SÃO PEDRO. *Água potável para todos*. São Pedro: SAAESP, [201-?]. Disponível em: <https://www.saaesp.sp.gov.br/infografico-agua-potavel-para-todos/>. Acesso em: 16 jul. 2024.

Trocando ideias

Para as atividades a seguir, forme grupos de até cinco pessoas e discutam as questões propostas. Considerando as informações apresentadas no infográfico, ao final da discussão, escrevam as respostas no caderno e compartilhem com a turma.

1. Como os acordos de cooperação pela água podem contribuir para a garantia de água potável para todos?
2. Um dos Objetivos de Desenvolvimento Sustentável (ODS) adotados pelos Estados-membros da Organização das Nações Unidas (ONU) visa alcançar a igualdade de gênero e empoderar todas as mulheres e meninas. Como os acordos de cooperação pela água estão relacionados com as propostas descritas nesse objetivo?
3. Como os acordos de cooperação pela água podem contribuir para a melhoria da saúde humana?
4. A água foi apresentada como um tema que perpassa as esferas geográfica, econômica, social e política. Agora é hora de inserir a realidade do município onde você reside nesse assunto! Elaborem um infográfico destacando a importância da água e como a Ciência e a tecnologia podem contribuir para a sua preservação e para o uso sustentável desse recurso no contexto do seu município. Você pode utilizar os itens abaixo para guiar sua pesquisa e coleta de dados:
 - descobrir de onde vem a água que abastece o município;
 - pesquisar como é o sistema de tratamento;
 - verificar quais são as bacias hidrográficas e as fronteiras municipais;
 - consultar o consumo médio por habitante;
 - averiguar o consumo de água de fontes naturais;
 - pesquisar os impactos ambientais das formas de abastecimento;
 - checar quais são as políticas públicas e iniciativas locais relacionadas à água.

Para esta tarefa, é importante que as informações coletadas sejam de fontes confiáveis, como a empresa de abastecimento de água do seu município, arquivos da prefeitura, entre outros. Conversem com o professor e escolham uma forma de publicação do infográfico que alcance o maior número possível de moradores do município.

Soluções concentradas e soluções diluídas

Você já deve ter observado soluções contendo solutos semelhantes, mas com intensidade de cores diferentes, como os sucos de laranja retratados na imagem. Com base em seu conhecimento, qual deles está mais diluído?

Ao preparar um suco, às vezes utilizamos a expressão “aguado” quando queremos dizer que está com o gosto mais fraco do que gostaríamos. O que foi feito para que isso ocorresse? Geralmente, adicionamos mais água à mistura do que o esperado. Nesse caso, podemos dizer que o suco foi diluído.

A **diluição** é um procedimento que envolve a adição de uma quantidade maior de solvente à mistura. Os termos “concentrado” e “diluído” são conceitos relativos, isso significa que seu uso só faz sentido quando empregado em comparação com duas ou mais misturas; ou seja, só conseguimos identificar se uma solução está concentrada ou diluída se a compararmos com outra de concentração conhecida.



Vanessa Volk/Fotorema

Copos com sucos de diferentes diluições.

Como calcular a concentração após a diluição

No preparo de um chá solúvel, as instruções contidas no rótulo orientam para que seja adicionada uma colher de chá, equivalente a 1 g de produto, em 50 mL de água bem quente (situação 1). O que acontece se for adicionado mais 250 mL de água (situação 2)?

	Situação 1	Situação 2
Soluto	1 g	1 g
Solvente	0,05 L	0,05 L + 0,25 L
Concentração da solução	20 g/L	3,3 g/L

A concentração da solução diluída pode ser calculada com base na quantidade de soluto, que ficou inalterada, e na nova quantidade de solução, que aumentou devido à adição de solvente:

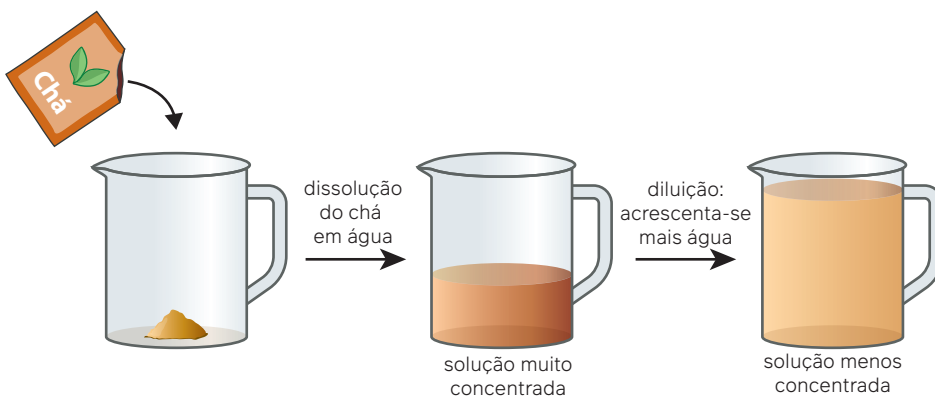
$$\text{concentração da solução diluída (g/L)} = \frac{1 \text{ g de soluto}}{0,3 \text{ L de solução}} = 3,3 \text{ g/L de soluto}$$

Alguns aspectos a serem considerados nas diluições:

- aumento da massa e do volume da solução;
- diminuição da concentração devido ao aumento do volume da solução;
- não há alterações na quantidade do soluto.

Diluição de soluções

Reinaldo Vignati



As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Preparo de chá solúvel e posterior diluição da solução.

Fonte: MILLER JR., G. T. *Living in the environment principles, connections and solutions*. Pacific Grove: Brooks/Cole, 2000.

Preparando uma solução diluída a partir de uma solução concentrada

É comum encontrarmos produtos de limpeza que necessitam de acréscimo de água antes do seu uso. Isso acontece porque esses produtos estão concentrados, assim, antes de utilizá-los, precisamos diluí-los, adicionando solvente. A relação matemática que pode ser utilizada para se obter a nova concentração do produto após a diluição é:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Sendo que:

C_1 = concentração da solução inicial;

V_1 = volume da solução inicial;

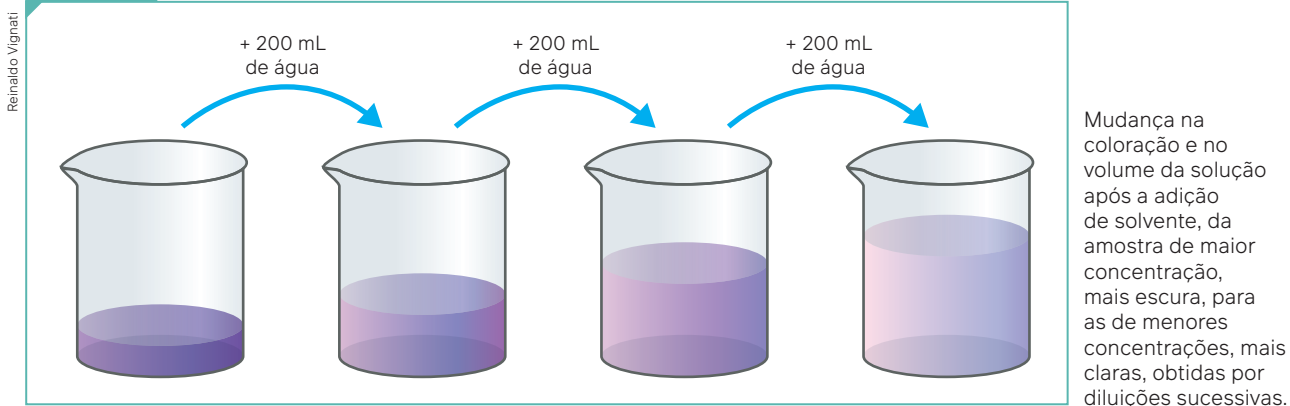
C_2 = concentração da solução final;

V_2 = volume da solução final.

Lembre-se de que as unidades de medida dos volumes (V_1 e V_2) devem ser as mesmas utilizadas nas concentrações (C_1 e C_2).

Na diluição de soluções coloridas, nota-se que a intensidade da cor da solução vai diminuindo à medida que o volume da solução aumenta, o que ocorre devido à adição de solvente.

Diluição



Saiba mais

Diluição de tintas

Na embalagem de tintas, é comum aparecer expressões relacionando o fenômeno de diluição, como diluição 1 : 100. Essa forma de escrita sugere que, para cada uma parte de tinta, sejam adicionadas 99 partes do solvente, que, juntas, partes de soluto e partes do solvente, totalizam 100 partes da mistura.

Atividades propostas



Comece com você!

1. A água sanitária é um produto de limpeza muito comum nos domicílios brasileiros. Você utiliza ou já utilizou o produto? Se sim, responda ao que se pede. Caso não tenha o costume de usar água sanitária em sua residência, pergunte a vizinhos, familiares ou amigos que tenham esse costume acerca de seu uso e, então, responda às questões abaixo.
 - a) Quais são as pessoas que utilizam a água sanitária em sua casa?
 - Em quais tarefas a água sanitária é utilizada?
 - Ela é misturada a algum outro produto? Se sim, qual é o produto e em quais proporções ambos são utilizados?
 - As orientações do rótulo são seguidas ao utilizar a água sanitária?

- b) Pesquise as substâncias presentes na água sanitária e suas respectivas concentrações.
- c) No caderno, represente, por meio de desenhos, a solução de água sanitária cuja composição você pesquisou. Se, a essa solução, adicionarmos 10 litros de água, como poderemos representar a nova solução?

Agora, vamos compartilhar!

2. Escolha um colega para formar uma dupla e compartilhar suas respostas com ele. Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões e/ou se querem complementar suas respostas.

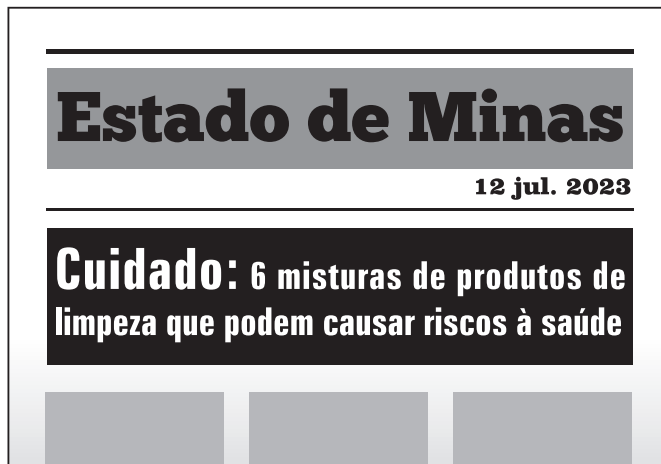
3. Leia a chamada de notícia.

Você sabia que misturar produtos de limpeza pode trazer riscos à saúde?

Escreva um pequeno texto sobre esse assunto, expondo a importância de seguir as recomendações prescritas nos rótulos de produtos de limpeza. É importante que seu argumento apresente justificativas e que as informações tenham sido retiradas de fontes confiáveis. Sob orientação do professor, compartilhe sua produção com seus colegas.

4. Reúna-se com mais quatro ou cinco colegas da sua turma e elaborem um vídeo simulando uma reportagem de jornal. O objetivo é informar a população sobre o que foi discutido na atividade anterior a respeito da água sanitária.

A intenção é mostrar tanto os benefícios quanto os malefícios que o produto pode causar. Para fazer essa atividade, vocês deverão gravar um vídeo de, no máximo, 3 minutos, abordando o assunto. Essa é uma boa hora para aprender mais sobre os bastidores dos jornais! O vídeo a seguir pode ajudar o grupo nessa atividade: *Você sabe como se faz uma reportagem em vídeo?* (14 min. 35 s.), disponível em: https://www.youtube.com/embed/PPXupwjhmWM?si=YLXbdFHw9_uu7y_C. Acesso em: 15 jul. 2024.



Reinaldo Vignati

Todos juntos aprendemos mais!

5. Reúnam-se com a turma e compartilhem o vídeo elaborado.

6. Discutam juntos as questões a seguir.



a) O que vocês aprenderam com os vídeos dos colegas?

b) Ainda há dúvidas relacionadas aos conceitos de concentração e diluição de soluções? Se sim, apresentem-nas à turma e tentem chegar a uma conclusão.

Concentração de soluções que participam de uma reação química

Nos tópicos anteriores, estudamos como as soluções fazem parte do cotidiano, além de seus aspectos qualitativos e quantitativos. Saber quais substâncias estão presentes nas misturas e quantificá-las são procedimentos que podem nos auxiliar de diversas formas, como verificar padrões de qualidade de produtos, de águas, de efluentes, entre outros. Nesses casos, precisamos recorrer a análises que utilizam outras soluções para quantificar a concentração de substâncias. Isso pode ser feito por meio de **análises volumétricas**, também conhecidas por **análises titulométricas** ou **titulações**.

Reagentes em proporção estequiométrica

Ao misturarmos duas soluções que reagem entre si em proporção estequiométrica, as substâncias constituintes nas soluções reagirão entre si e não haverá excedente de reagente ao final da reação. Se conhecermos a concentração de uma delas, é possível quantificar a concentração da outra solução. Medições de íons cálcio e magnésio na água, por exemplo, se baseiam nesse conceito.

Águas contendo altos índices de íons cálcio e magnésio são classificadas como **águas duras**. Essa característica não possui importância sanitária, mas sua presença em elevados níveis pode causar manchas em roupas, louças e outros utensílios, entupimento de canos devido à formação de incrustações, ressecamento da pele e de cabelos e até corrosão acelerada de componentes elétricos.

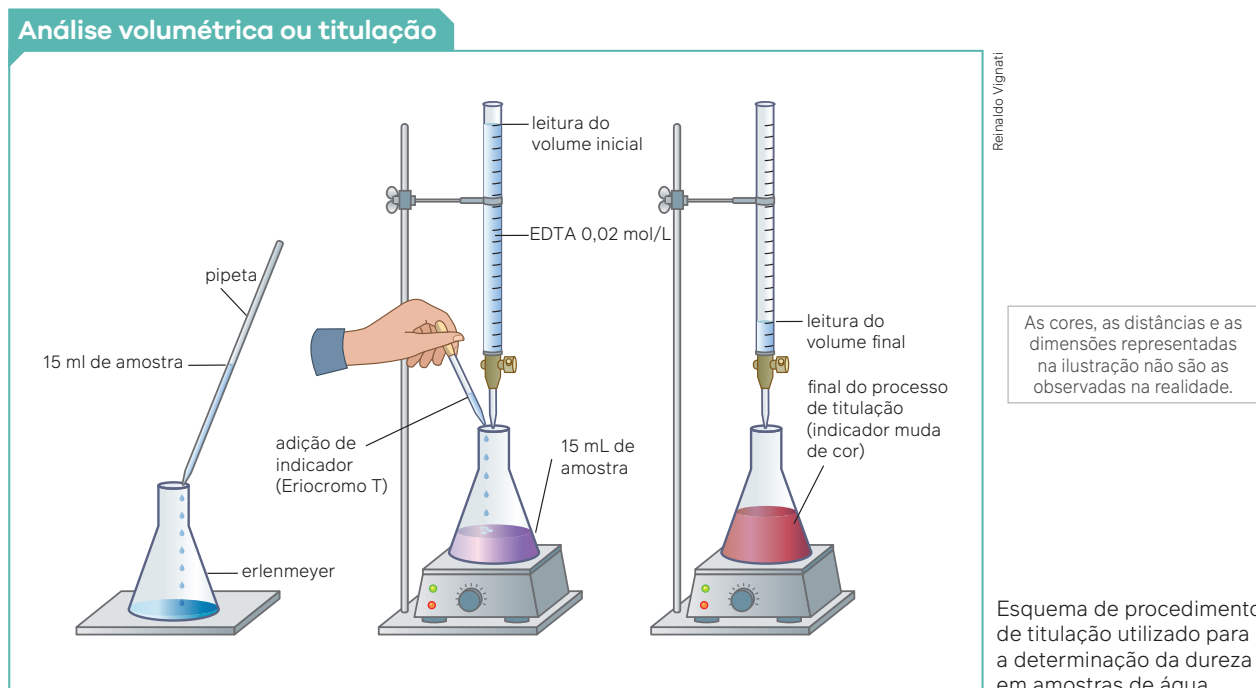
Para verificar o índice de dureza da água, utiliza-se uma solução de concentração conhecida que irá reagir com a amostra de água a ser analisada. A partir do volume da amostra e da substância utilizada na reação, podemos calcular a concentração desses sais na amostra. Esse procedimento envolve alguns termos específicos:

- **Titulante:** substância de concentração conhecida que será adicionada à amostra.
- **Titulado:** amostra em que se pretende quantificar a concentração de alguma substância ou espécie química.
- **Indicador:** substância cuja função é provocar mudança na coloração do titulado após a reação atingir a equivalência estequiométrica entre as quantidades de matéria das espécies químicas participantes.

Para entendermos como essa análise é realizada, vamos considerar a situação a seguir.

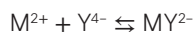
Um técnico em Química, responsável pela análise da qualidade da água de uma indústria siderúrgica, irá determinar a dureza da água por meio da titulação com EDTA – sigla em inglês que se refere ao ácido etileno diamino tetra-acético. Para isso, uma amostra de 15 mL de água (titulado) será titulada com uma solução 0,02 mol/L de EDTA (titulante). A solução titulante é adicionada por gotejamento à amostra, até que a quantidade de matéria do titulante reaja com a quantidade de íons Ca^{2+} e Mg^{2+} presentes na água. Esse ponto da reação pode ser percebido pela mudança na coloração da amostra devido à presença do indicador Eriocromo T.

Para realizar esse procedimento, são utilizadas algumas vidrarias laboratoriais, conforme o esquema a seguir.



Fonte: elaborado com base em: BROWN, T. L. *et al.* *Chemistry: the central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

A reação que ocorre entre os íons cálcio e magnésio da amostra e o EDTA é representada pela equação química a seguir:



M^{2+} = íons metálicos de cálcio e magnésio presentes na água;

Y^{4-} = EDTA;

MY^{2-} = produto formado pela reação das soluções.

A determinação da concentração de íons cálcio e magnésio $[\text{M}^{2+}]$ na amostra é realizada com base nos cálculos da quantidade de matéria, em mol, de soluto que participa da reação. Considerando que na titulação utilizou-se 5,9 mL de EDTA, até a amostra mudar de cor, podemos calcular a quantidade de matéria de EDTA que reagiu.

$$[\text{Y}^{4-}] = \frac{n_1}{V}$$

$$0,02 \text{ mol/L} = \frac{n_1}{0,0059 \text{ L}} \Rightarrow n_1 = \frac{0,02 \text{ mol}}{\text{L}} \cdot 0,0059 \text{ L} \Rightarrow n_1 = 1,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol de EDTA}$$

Com base na equação balanceada da reação, concluímos que a proporção estequiométrica entre os reagentes é de 1 : 1, ou seja, a quantidade em mol de EDTA (n_1) gastos na titulação da solução corresponde à quantidade de íons de cálcio e magnésio (n_2) presentes na amostra. A concentração desses íons na amostra é dada pela relação entre a quantidade de matéria e o volume da amostra de água.

$$[M^{2+}] = \frac{n_2}{V}$$

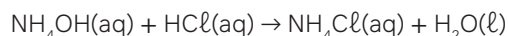
$$[M^{2+}] = \frac{1,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,015 \text{ L}} \Rightarrow [M^{2+}] = 78,6 \text{ mol/L de íons cálcio e magnésio}$$

Ao final da análise titulométrica, foi possível quantificar a concentração dos íons presentes na amostra de água e classificá-la de acordo com os padrões de dureza da água. Com essa informação, é possível estudar meios para diminuir a dureza da água, caso isso seja necessário.

Atividades propostas



- O controle de qualidade de produtos de limpeza requer a verificação de vários padrões, entre eles, a amônia (NH_3), oriunda do hidróxido de amônio (NH_4OH), presente na composição desses produtos. A amônia é uma substância que pode causar irritações na pele, nos olhos e no trato respiratório e, por isso, há um limite máximo para a sua adição em produtos comerciais. De acordo com a Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa), o teor permitido de amônia é 1% (m/m). Para verificar se a quantidade de amônia de um desinfetante atendia aos padrões estabelecidos, foi realizada uma análise titulométrica, em que foram utilizados 30 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) a 1,0 mol/L, para neutralizar uma amostra de 5 mL de desinfetante.
 - Qual é a substância a ser titulada nessa análise?
 - Qual é a substância titulante nessa análise?
 - Indique a proporção estequiométrica entre os reagentes que participaram da reação de neutralização representada a seguir.



- O desinfetante analisado atende ao limite de quantidade de amônia estabelecida pela Anvisa? Justifique sua resposta.

Dados: $M(\text{NH}_4\text{OH}) = 35 \text{ g/mol}$; densidade do desinfetante = 1 g/mL. Considere que todo o hidróxido de amônio será convertido em amônia.

Recapitule



Neste capítulo, estudamos um tipo específico de misturas homogêneas: as soluções. Conhecemos como elas estão presentes no cotidiano, suas classificações de acordo com a capacidade de solubilidade do soluto e os fatores que influenciam nessa propriedade. Agora, é possível entender que algumas expressões que utilizamos no dia a dia remetem a conceitos químicos, como concentrada ou diluída. Também foi possível compreender o preparo de soluções e a importância de quantificar o soluto dissolvido em líquido ou disperso no ar.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da questão a seguir: De acordo com o conceito de solução, quais fatores devem ser considerados para que possamos preparar uma solução sólido-líquido saturada, em que a sua concentração possa ser medida em quantidade de matéria? Siga os passos abaixo para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo.

- O que foi legal ou interessante de aprender?
- O que mais você necessita saber, ou gostaria de aprender, acerca do tema estudado?
- Qual foi o obstáculo que você teve para aprender?
- Qual é a sua sugestão para superar esse obstáculo?

Estudo dos gases

luoman/iStockphoto.com



A compreensão sobre o comportamento e as propriedades dos gases nos ajuda a entender a aplicação dessas substâncias no dia a dia, como ao encher o pneu de uma bicicleta. Rio de Janeiro (RJ), 2019.



▼ Para refletir

1. Como funciona o processo de encher um pneu utilizando uma bomba, conforme mostrado na imagem?
2. Ao inflar balões de festa com gás hélio, eles flutuam no ar. Por que isso acontece?

Objetivos do capítulo

- Conhecer a teoria cinética molecular dos gases e, com base nesse modelo, explicar algumas propriedades dos gases.
- Prever o comportamento ideal dos gases nas transformações isotérmicas, isobáricas e isocóricas e nas transformações em que ocorrem alterações em todas as variáveis de estado de um gás.
- Reconhecer a relação entre a quantidade de matéria e as variáveis de estado em um sistema gasoso, segundo a lei dos gases ideais.
- Aplicar a lei dos gases ideais no estudo da densidade dos gases.
- Distinguir as propriedades físicas individuais das substâncias (fração molar, volume parcial e pressão parcial) de uma solução ou mistura de gases.

Características dos gases

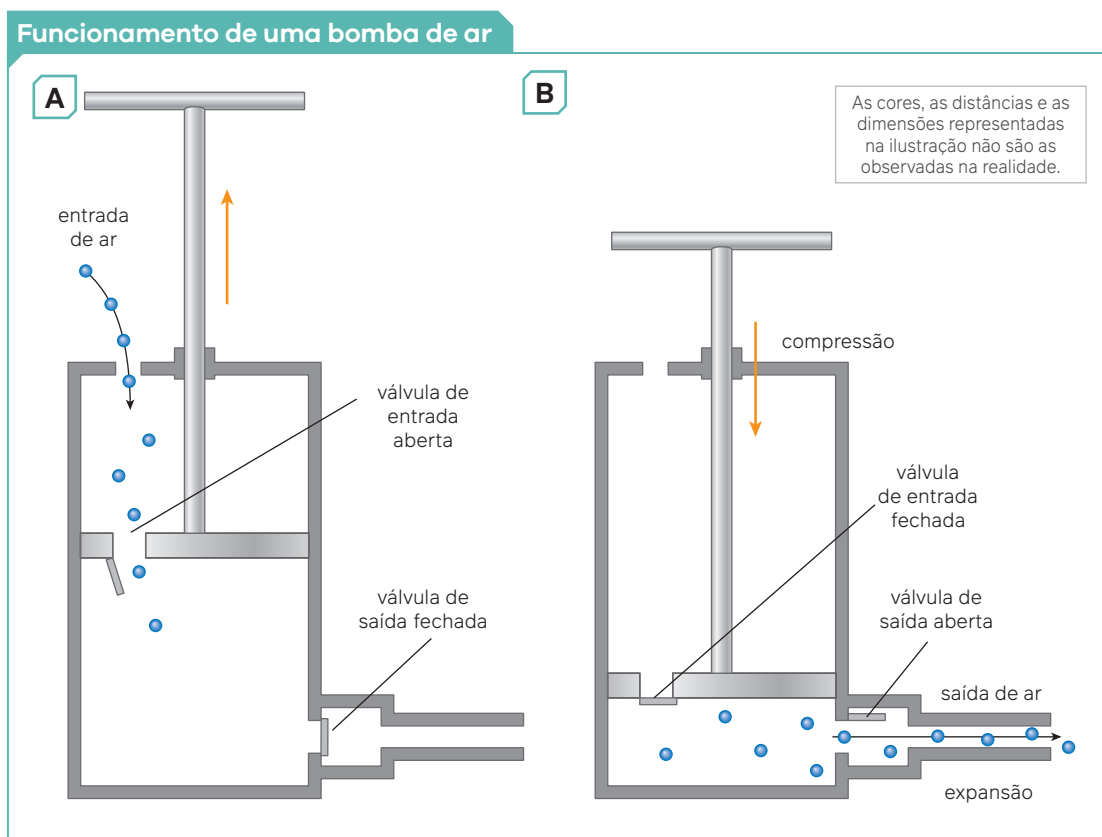
Entre os elementos químicos da tabela periódica, 11 formam substâncias simples que, à temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm, são gases. Algumas dessas substâncias são diatômicas (constituídas por dois átomos do mesmo elemento ligados entre si), como o gás oxigênio (O₂) e o gás nitrogênio (N₂) que, juntos, correspondem a cerca de 99% da atmosfera terrestre; e outras são substâncias monoatômicas (constituídas por átomos isolados), como os gases nobres. Mesmo com todas as diferenças em suas propriedades químicas, esses gases têm comportamentos muito semelhantes quando analisamos suas propriedades físicas.

- Elementos químicos que formam substâncias simples gasosas a 25 °C e 1 atm: H, N, O, F, Cl.
- Gases nobres: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Nos gases, as forças intermoleculares são notavelmente mais fracas, ou quase inexistentes se comparadas às de substâncias líquidas e sólidas, o que lhes confere propriedades físicas únicas. Por exemplo, os gases não têm forma ou volume fixos e, por isso, essas substâncias tendem a se **expandir** de modo espontâneo para preencher completamente o espaço disponível em um recipiente, ou seja, o volume de um gás corresponde exatamente ao volume do recipiente em que ele está contido. Por outro lado, os gases podem ser **comprimidos** em volumes menores sob pressão. Essas duas características nos ajudam a entender o funcionamento das bombas manuais que usamos para encher o pneu de uma bicicleta.

► Ciências da Natureza

O estudo sobre os gases e sua capacidade de realizar trabalho pode ser aprofundado no **Capítulo 8** do livro de **Física** desta coleção.



Fonte: OKAFOR, O. C. Comparative analysis of two models of a bicycle pump using thermodynamics approach. *Journal of Engineering Science and Technology*, [s. l.], v. 2, n. 7, p. 2, 2019.

(A) Quando o pistão é puxado para cima, a válvula de entrada é aberta e o ar ocupa todo o espaço do compartimento interno. (B) Quando o pistão é empurrado para baixo, o ar no interior da bomba é comprimido, o aumento da pressão fecha a válvula de entrada ao mesmo tempo em que abre a válvula de saída. Com isso, o ar se expande ao longo da mangueira até chegar ao pneu.

Outra característica dos gases é a **miscibilidade**, que é a capacidade de formar misturas homogêneas. Nesse tipo de mistura, não há separação visível entre as substâncias, e elas se distribuem uniformemente por todo o volume do recipiente. Além disso, nas mesmas condições de pressão e temperatura, os gases têm uma densidade muito menor em comparação com líquidos e sólidos.

Teoria cinética molecular

O físico e matemático suíço, nascido nos Países Baixos, Daniel Bernoulli (1700-1782) foi um dos primeiros a postular uma teoria para descrever as relações entre o comportamento dos gases e o movimento dos átomos ou das moléculas individuais que compõem essas substâncias. Esse modelo teórico foi chamado posteriormente de **teoria cinética molecular** (ou teoria cinética de partículas), e foi sendo aprimorado por outros cientistas no decorrer do século XIX. Pode-se dizer que essa teoria se baseia em algumas suposições fundamentais:

- Um gás é um conjunto de partículas – de átomos ou de moléculas – em movimento constante com trajetórias aleatórias e, por isso, distribui-se uniformemente no espaço em que se encontra.
- Essas partículas ocupam um volume insignificante em relação ao volume total. Em outras palavras, não importa o volume total do recipiente, aproximadamente 0,1% desse espaço é ocupado por essas partículas, e o restante é um espaço vazio.
- As forças de atração e de repulsão entre as partículas de um gás são desprezíveis, ou seja, essas partículas não se influenciam – exceto quando há colisão –, e isso nos permite admitir que essas partículas se comportam, de modo geral, como se as partículas vizinhas não estivessem presentes.
- As colisões entre as partículas dos gases e, por sua vez, destas com as paredes do recipiente são perfeitamente elásticas, ou seja, não há perda de energia cinética.
- A pressão exercida por um gás é causada pelas colisões das partículas com as paredes do interior do recipiente. Quanto mais colisões e mais enérgicas forem essas colisões, maior será a pressão.
- A temperatura absoluta (medida em kelvin, K) está diretamente relacionada à energia cinética média das partículas. Quanto maior a temperatura, maior a energia cinética média e, portanto, maior a velocidade das partículas.

Amostras de gases que se comportam de acordo com o modelo cinético são chamadas de **gases ideais**, ou **gases perfeitos**, o que não é o caso da maioria dos gases com os quais interagimos. Devido às interações que ocorrem entre as partículas, esses gases são conhecidos como **gases reais**, que, a altas temperaturas e baixas pressões, tendem a se comportar de maneira semelhante à dos gases ideais.

O modelo cinético de um gás ideal permite estabelecer relações quantitativas entre quatro grandezas físicas: a pressão (p), o volume (V), a temperatura absoluta (T) e a quantidade de matéria (n). Essas grandezas são chamadas de **variáveis de estado de um gás**, uma vez que descrevem as condições físicas em que o gás se encontra em um determinado momento; este momento, por sua vez, é denominado **estado de um gás**. Essas relações são descritas pela hipótese de Avogadro – levantada pelo físico italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856), pelas leis das transformações gasosas e pela equação dos gases ideais, tópicos que serão estudados mais adiante neste capítulo.

Atividades propostas



1. (FMABC-SP – 2022) Considere as afirmações sobre um gás:
 1. As colisões entre as moléculas do gás são elásticas.
 2. As colisões entre as moléculas do gás e as paredes do recipiente que o contém são inelásticas.
 3. As moléculas do gás apresentam volume desprezível.
 4. As interações elétricas entre as moléculas do gás são intensas.São consistentes com o modelo de gás ideal somente as afirmações
 - a) 2 e 3.
 - b) 1 e 3.
 - c) 1 e 2.
 - d) 2 e 4.
 - e) 3 e 4.
2. A pressão interna dos pneus de um carro é recomendada pelo fabricante com base em uma temperatura específica, geralmente 25 °C. Utilizando o conceito de colisões entre partículas gasosas, explique como o aumento da temperatura afeta a pressão do gás dentro dos pneus.

Leis das transformações gasosas

Uma transformação gasosa ocorre quando há alteração em pelo menos uma das variáveis de estado de um gás. Uma vez que, em sistemas fechados, o número de moléculas do gás contido permanece constante, as transformações resultam das variações que ocorrem na pressão, no volume e/ou na temperatura.

Se liga

Os diferentes tipos de sistema podem ser descritos em função das interações com o ambiente.

Um **sistema aberto** é aquele que interage ativamente com o ambiente, trocando matéria e energia em um processo contínuo.

Um **sistema fechado** é aquele que não troca matéria com o ambiente, mas pode trocar energia com ele; ou seja, esses sistemas não permitem a entrada ou a saída de matéria, contudo, podem receber ou liberar energia na forma de calor, por exemplo.

Um **sistema isolado** é aquele que não troca matéria nem energia com o ambiente externo.

Ciência por dentro



Investigando as transformações gasosas

Nesta atividade, você e seus colegas vão coletar dados sobre o comportamento dos gases frente à mudança de temperatura e, mediante aos dados coletados no experimento, vão elaborar uma explicação para os fenômenos que serão observados.

Material:

- 1 garrafa plástica pequena, vazia e sem tampa;
- 1 balão de festa;
- 2 potes plásticos com largura superior à da garrafa usada no experimento;
- água quente e água gelada.

Procedimento

1. Adaptem o balão à boca da garrafa plástica, de modo a evitar que o ar saia ou entre nesse sistema.
2. Peçam ajuda ao professor e adicionem água quente até a metade da capacidade de um dos potes plásticos.
3. No outro pote, adicionem água gelada até a metade da capacidade.

Esquema de organização dos materiais



4. Com cuidado, coloquem a garrafa dentro do pote com água quente. Aguardem, observem e registrem suas observações.
5. Retirem a garrafa e coloquem-na dentro do pote com água gelada. Aguardem, observem e registrem suas observações.
6. Ao final, organizem todos os materiais para reaproveitá-los ou, caso forem descartá-los, façam isso em local adequado para coleta seletiva.

Trocando ideias



1. Converse com os integrantes do grupo sobre as observações registradas e, juntos, busquem explicações para os fenômenos observados. O que ocorreu com o balão em cada situação? Justifiquem suas considerações.
2. Imaginem que vocês estão em um piquenique em um dia quente de verão. Vocês levaram duas garrafas de refrigerante: uma delas ficou em uma caixa térmica com gelo, enquanto a outra ficou fora, sob o Sol. Quando vocês abrem a garrafa que ficou sob o Sol, um jato de refrigerante é liberado com força; já a garrafa que estava na caixa térmica não libera tanto gás ao ser aberta. Com base nesse cenário, expliquem por que a pressão interna da garrafa que estava sob o Sol é maior do que a pressão da garrafa que estava na caixa térmica.
3. Compartilhem as respostas das questões 1 e 2 com o restante da turma e ouçam com atenção as proposições dos demais grupos. Depois de ouvir outras ideias, vocês mudariam alguma das explicações dadas? Em caso afirmativo, registrem essas novas explicações, indicando o que aprenderam com a troca de ideias.

Lei de Boyle

Em 1662, o químico anglo-irlandês Robert Boyle (1627-1691) publicou os resultados de uma série de experimentos que realizou, com os quais demonstrou existir uma proporção inversa entre o volume de uma massa de ar e a pressão que é exercida sobre ele. A mesma relação já havia sido observada em 1660-1661 por autores com quem Boyle tinha contato, como Richard Towneley (1629-1668), Henry Power (1623-1668) e Robert Hooke (1635-1703). Entretanto, como Boyle publicou resultados mais completos primeiro, e também por sua posição social mais elevada, a ele foi atribuída a primazia pela descoberta. Mais de uma década mais tarde, em 1676, o físico Edme Mariotte (1620-1684) publicou na França a mesma relação, o que a fez ser chamada em alguns países de “Lei de Mariotte” ou “Lei de Boyle-Mariotte”. Entretanto, existem evidências de que o trabalho de Mariotte não foi original: ele teria se baseado no trabalho de Boyle para escrever o seu.

Em linguagem atual, a Lei de Boyle pode ser expressa da seguinte maneira: **em sistemas fechados, se a temperatura absoluta é mantida constante, o volume ocupado por certa quantidade de um gás ideal é inversamente proporcional à pressão exercida por esse gás.** Assim, se uma amostra de um gás contida em um recipiente dotado de um êmbolo móvel for comprimida, o volume (V) ocupado por esse gás diminui ao passo que a pressão (p) interna exercida pelo gás aumenta na mesma proporção, desde que não haja variação na temperatura absoluta (T). Por isso, esses processos são conhecidos como **transformações isotérmicas** – cujo nome deriva do grego: *iso*, prefixo que significa igual, ou mesmo; e *termos*, que significa calor.

Considerando que a pressão exercida por um gás é consequência do choque das partículas com as paredes do recipiente, como a temperatura se mantém constante, a velocidade média dessas partículas permanece inalterada e, por isso, a intensidade das colisões também. Por esse motivo, o aumento da pressão ocorre unicamente por conta do aumento na frequência dessas colisões, ou seja, ao reduzir pela metade o volume de uma amostra de gás, o dobro de partículas passa a se colidir em uma área específica das paredes em um intervalo de tempo determinado, e a pressão dobra. Da mesma maneira, ao duplicar o volume da amostra de gás, a pressão diminui pela metade, pois apenas metade das partículas de gás colide com a mesma área das paredes em um mesmo intervalo de tempo.

Comportamento de um gás quando comprimido em temperatura constante

Adilson Secco

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

À medida que o volume diminui, a frequência das colisões entre as partículas e as paredes do recipiente aumenta, resultando no aumento proporcional da pressão exercida pelo gás.

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Tradução de Felix Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Como a pressão (p) e o volume (V), nessas transformações, são grandezas inversamente proporcionais, o produto entre elas é um valor constante (k).

$$\text{No estado inicial: } p_1 \cdot V_1 = k \quad \text{No estado final: } p_2 \cdot V_2 = k$$

Então, comparando os dois estados, podemos estabelecer a seguinte relação matemática, conhecida como lei de Boyle:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

Por meio dessa expressão matemática, pode-se calcular a pressão ou o volume de um gás com comportamento ideal antes ou depois de uma transformação em temperatura constante. Por exemplo: suponha que uma amostra de um gás ideal ocupe, inicialmente, o volume de 2,0 L quando submetido à pressão de 3,0 atm. O gás é, então, comprimido até que o volume da amostra seja reduzido para 500 mL, mantendo-se o sistema em temperatura constante. Qual é a pressão exercida pelo gás após essa transformação?

Para começar a resolver essa situação-problema, devemos notar que as medidas de volume estão expressas em unidades diferentes, sendo necessário, primeiramente, convertê-las para a mesma unidade. Sabendo que 500 mL equivalem a 0,5 L, podemos aplicar a lei de Boyle:

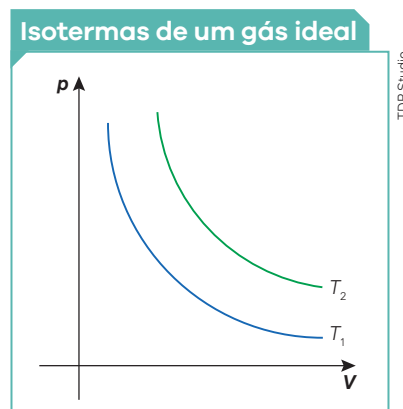
$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \Rightarrow 3,0 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L} = p_2 \cdot 0,5 \text{ L}$$

$$p_2 = \frac{3,0 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L}}{0,5 \text{ L}} = 12 \text{ atm}$$

Ou seja, a pressão exercida pelo gás após a transformação é de 12 atm.

A representação gráfica dos valores de pressão (p) em função dos valores de volume (V) em uma transformação isotérmica fornece curvas denominadas **isotermas**. É importante ressaltar que em cada temperatura há uma isoterma específica. Na representação, $T_1 < T_2$.

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Tradução de Felix Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

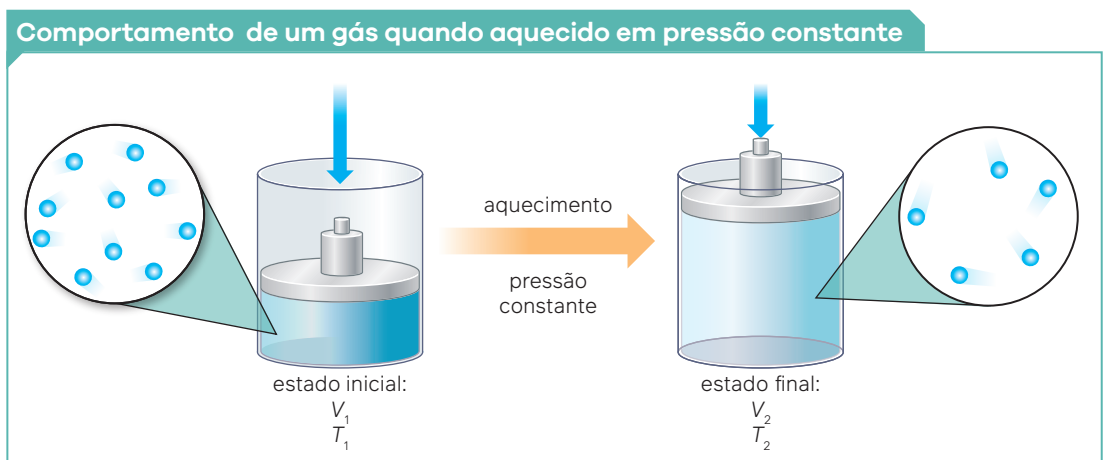


Lei de Charles e Gay-Lussac

A relação entre a temperatura e o volume dos gases foi estudada por diversos autores no final do século XVIII e início do século XIX, entre os quais se tornaram mais conhecidos os franceses Jacques Alexandre César Charles (1746-1823) e Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850) e o inglês John Dalton. Como consequência desses estudos, foi possível chegar a uma relação que veio a ser chamada de lei de Charles e Gay-Lussac. Em linguagem atual, essa lei nos diz que, **em sistemas fechados, se a pressão é mantida constante, o volume ocupado por certa quantidade de um gás ideal é diretamente proporcional à temperatura absoluta do gás**. Ou seja, se certa amostra de um gás contida em um recipiente dotado de um êmbolo móvel for aquecida, esse gás irá se expandir – deslocando o êmbolo – de forma que a pressão exercida pelo gás permaneça constante. Processos como esse são denominados **transformações isobáricas** – cujo nome deriva do grego: *iso*, que significa mesmo, e *baros*, que atualmente é associado ao conceito de pressão.

Nesse tipo de transformação, para que a pressão se mantenha constante, é necessário que a frequência das colisões das partículas não se altere. Contudo, é preciso lembrar que o aumento da temperatura aumenta a energia cinética das partículas, o que resulta em maior velocidade média; isto é, seria esperado que partículas se movimentando mais rapidamente aumentassem a pressão do sistema. Entretanto, o aumento proporcional do volume permite que a pressão se mantenha constante, pois a área de impacto das partículas também aumenta.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Tradução de Felix Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018. p. 154.

À medida que a temperatura aumenta, a frequência e a intensidade das colisões entre as partículas e as paredes do recipiente também aumentam, resultando no aumento proporcional do volume ocupado pelo gás para manter a pressão constante.

Como o volume (V) e a temperatura absoluta (T), nessas transformações, são grandezas diretamente proporcionais, o quociente entre elas também é um valor constante (k).

$$\text{No estado inicial: } \frac{V_1}{T_1} = k \quad \text{No estado final: } \frac{V_2}{T_2} = k$$

A relação que se estabelece entre os valores de volume e de temperatura absoluta nos dois estados é:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Analise a seguinte situação-problema: Uma amostra de gás ideal ocupa um volume de 4,0 L a uma temperatura de 27 °C. Se a temperatura for aumentada para 177 °C, mantendo-se à pressão constante, qual será o volume ocupado pelo gás nas condições descritas?

Nesse caso, antes de tudo, é necessário expressar as medidas de temperatura em kelvin (temperatura absoluta). Sabendo que $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$, temos $T_1 = 300,15 \text{ K}$ e $T_2 = 450,15 \text{ K}$.

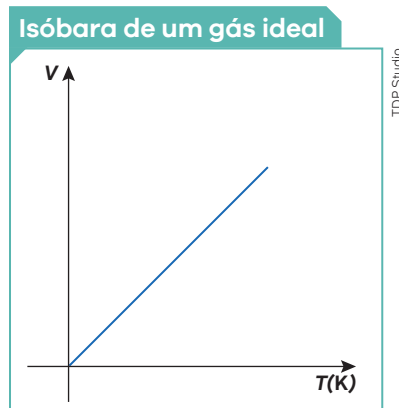
Então, podemos aplicar a relação matemática da lei de Charles e Gay-Lussac:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{4,0 \text{ L}}{300,15 \text{ K}} = \frac{V_2}{450,15 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{4,0 \text{ L} \cdot 450,15 \text{ K}}{300,15 \text{ K}} = 5,99 \text{ L} \approx 6,0 \text{ L}$$

Ou seja, o volume do gás, após a transformação, é de aproximadamente 6,0 L.

Ao representar graficamente uma transformação isobárica, obtemos uma reta determinada pela relação linear entre os valores de volume em função da temperatura absoluta, denominada **isóbara**.

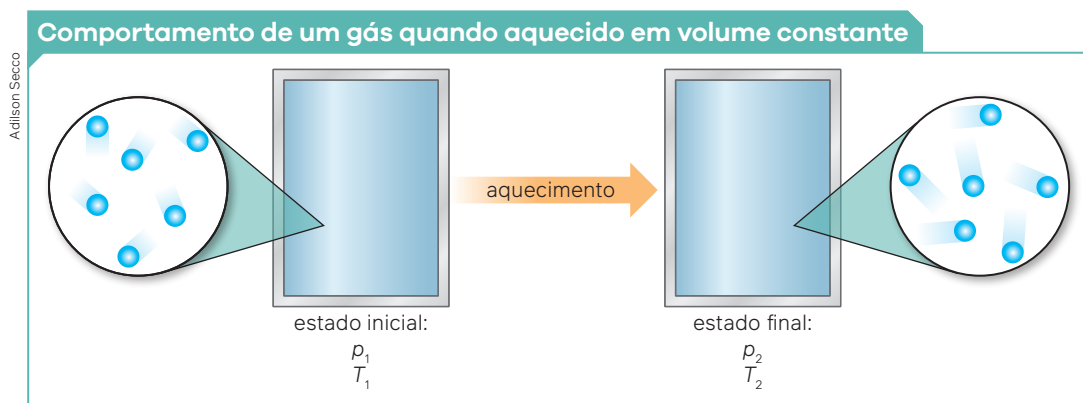


Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Tradução de Felix Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Lei de Gay-Lussac

Após a publicação do livro de Gay-Lussac, em 1802, outros pesquisadores prosseguiram os estudos com os gases, investigando também a relação entre pressão e temperatura. Esses estudos levaram posteriormente a uma relação que foi chamada de lei de Gay-Lussac, em homenagem ao químico francês. Em linguagem atual, essa lei expressa que, **em sistemas fechados, se o volume é mantido constante, a pressão de um gás ideal é diretamente proporcional à temperatura absoluta**. Dessa forma, se certa amostra de um gás contida em um recipiente indeformável for aquecida, a pressão interna exercida pelo gás irá aumentar na mesma proporção, uma vez que o aumento da temperatura aumenta a frequência e a intensidade das colisões entre as partículas do gás e as paredes do recipiente. Processos como esse, em que o volume é mantido constante e há mudança de pressão e temperatura dos gases, são conhecidos como **transformações isocóricas** – do grego: *iso*, que significa mesmo, e *koros*, que significa espaço ou volume – ou **transformações isovolumétricas**.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Tradução de Felix Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

À medida que a temperatura aumenta, a frequência das colisões entre as moléculas e as paredes do recipiente também aumenta, resultando no aumento proporcional da pressão exercida pelo gás.

Nessas transformações, pressão (p) e temperatura absoluta (T) são grandezas diretamente proporcionais e, por isso, o quociente entre elas também é uma constante (k).

$$\text{No estado inicial: } \frac{p_1}{T_1} = k \quad \text{No estado final: } \frac{p_2}{T_2} = k$$

E a relação que se estabelece entre os valores de pressão e de temperatura absoluta nos dois estados, conhecida como lei de Gay-Lussac, é:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Uma certa quantidade de gás, por exemplo, é mantida em um cilindro de volume fixo e exerce pressão de 2,0 atm, quando a temperatura é de 27 °C, que corresponde a 300,15 K. Qual deve ser a variação de temperatura (ΔT) para que a pressão no interior do cilindro atinja 3,0 atm?

Aplicando a relação matemática da lei de Gay-Lussac, podemos calcular o valor da temperatura final do gás.

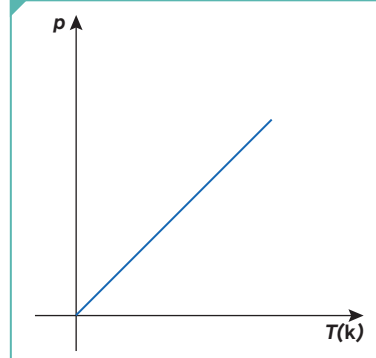
$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow \frac{2,0 \text{ atm}}{300,15 \text{ K}} = \frac{3,0 \text{ atm}}{T_2}$$
$$T_2 = \frac{3,0 \text{ atm} \cdot 300,15 \text{ K}}{2,0 \text{ atm}} = 450,225 \text{ K}$$

Com isso, $\Delta T = T_2 - T_1 = 450,225 \text{ K} - 300,15 \text{ K} = 150,075 \text{ K}$.

Ou seja, a temperatura absoluta é positiva e da ordem de, aproximadamente, 150 K.

Nas representações gráficas de uma transformação isocórica, obtemos uma reta determinada pela relação linear entre os valores de pressão em função da temperatura absoluta, denominada **isócora**.

Isócora de um gás ideal



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Tradução de Felix Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

TDF Studio

Se liga

Note que, de 27 °C para 54 °C, observa-se um aumento de 100% no valor da temperatura em graus Celsius, entretanto, esses valores correspondem a 300,15 K e 327,15 K, respectivamente, um aumento de apenas 9%, aproximadamente, no valor da temperatura em kelvin; note também que essa unidade não apresenta o termo “graus”, como em “graus Celsius”.

Equação geral dos gases

Em muitas situações cotidianas, quando um gás passa por uma transformação, ocorrem, simultaneamente, alterações na pressão, no volume e na temperatura. Por exemplo, ao andar de bicicleta em um dia ensolarado, a temperatura do ar no interior dos pneus irá aumentar, resultando no aumento da pressão interna e do volume do pneu. Para estudar essas transformações de estado de um gás com comportamento ideal nas quais nenhuma das três variáveis é mantida constante, as relações matemáticas das três leis (de Boyle, de Gay-Lussac e de Charles e Gay-Lussac) podem ser reunidas e expressas como a **equação geral dos gases**, em que **o produto da pressão exercida pelo volume ocupado por um gás, dividido pela temperatura absoluta em que o gás se encontra, é um valor constante (k)**, ou seja, tanto no estado inicial quanto no estado final:

$$\frac{p \cdot V}{T} = k$$

E, por isso, comparando os estados do gás antes e depois da transformação, temos:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Analise o seguinte exemplo: certa quantidade de gás ocupa um volume de 10,0 L, a 7 °C e pressão de 0,9 atm. Qual será o volume ocupado por esse gás nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP)?

Sabendo que, no estado inicial, $p_1 = 0,9$ atm, $V_1 = 10,0$ L e $T_1 = 7$ °C, que é equivalente a 280,15 K, indicamos que, nas CNTP, no estado final, $p_2 = 1,0$ atm e $T_2 = 0$ °C, que é equivalente a 273,15 K.

Assim, aplicando as relações da equação geral dos gases, temos:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{0,9 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{280,15 \text{ K}} = \frac{1,0 \text{ atm} \cdot V_2}{273,15 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{0,9 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L} \cdot 273,15 \text{ K}}{280,15 \text{ K} \cdot 1,0 \text{ atm}} = 8,775 \text{ L}$$

Ou seja, o volume ocupado pelo gás diminui para, aproximadamente, 8,8 L.

Atividades propostas



1. Uma fabricante de motores está desenvolvendo testes em seu novo motor a combustão. Durante os estudos, os engenheiros testam a variação de volume, temperatura e pressão dentro dos cilindros de combustão. A estagiária da empresa observou que o conjunto cilindro de combustão e pistão funcionam como um recipiente de êmbolo móvel, tema estudado em sua época no Ensino Médio. Os engenheiros então pediram a ela que realizasse os testes a seguir:

- 1º teste: ajustar o pistão do cilindro para o volume de 2 L e adicionar um gás a 400 K ao recipiente. Nesse momento, ela verificou que a pressão interna do sistema chegou a 10 atm.
- 2º teste: travar o pistão e elevar a temperatura do gás para 550 K.

Com base nos procedimentos realizados pela estagiária, qual será a pressão interna nas paredes do pistão e cilindro no 2º teste?

2. Um vendedor de balões adquiriu um cilindro de gás hélio para encher seus balões e vendê-los em uma festa de sua cidade. Com o cilindro adquirido, ele conseguiu encher 1 000 balões com 6 litros de gás

cada. Os balões foram enchidos às 9h da manhã, quando a temperatura ambiente era de 27 °C. No momento do evento, às 12h, ele observou que os balões estavam maiores.

- a) O aumento do volume dos balões ocorreu devido ao aumento ou à diminuição da temperatura ambiente? Justifique.
 - b) Sabendo que, às 12h, a temperatura da cidade havia subido para 37 °C, qual foi o volume do balão observado pelo vendedor?
3. Um sistema de condução de vapor em uma tubulação apresenta dois dispositivos de segurança que o desativam. Um dispositivo é acionado quando a pressão interna ultrapassa 6,0 atm, e o outro, quando a temperatura atinge 500 °C. Em um dia de trabalho, os indicadores apontavam que o vapor, que nesse sistema se comporta como um gás, está sob pressão de 3,0 atm e a uma temperatura de 200 °C. Em um momento de necessidade, aumenta-se a temperatura do sistema, até que se alcance a pressão de 5,0 atm.
Com base nessas condições, explique se o dispositivo de segurança de temperatura será acionado.

Hipótese de Avogadro

Em 1811, Avogadro propôs que **volumes iguais de gases, nas mesmas condições de temperatura e de pressão, contêm o mesmo número de moléculas (ou de átomos)**, mesmo que os gases sejam diferentes, como o oxigênio (O_2) e o hélio (He). A hipótese de Avogadro foi fundamental para a atual compreensão do conceito de quantidade de matéria e de estequiometria, pois hoje sabemos que, para compreender a relação entre as quantidades de substâncias em reações químicas, é necessário empregar uma grandeza que considera o número de entidades fundamentais (N), e não apenas a massa (m). A constante de Avogadro ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$), que expressa a quantidade de entidades que há em um mol, recebeu esse nome em homenagem ao cientista.



Selo postal italiano lançado em 1956, 100 anos após a morte de Avogadro, em que se lê a proposição da hipótese, em italiano.

Essa hipótese é a base para a lei de Avogadro, que estabelece que **o volume ocupado por um gás (V) é uma grandeza diretamente proporcional à quantidade de matéria (n) desse gás**, desde que as condições de temperatura e de pressão sejam constantes. Matematicamente, podemos representar essa lei por meio do quociente entre essas duas grandezas, que resulta em uma grandeza estudada anteriormente, o volume molar (V_m), ou seja:

$$V = \frac{m}{M} \cdot V_m \quad \text{ou} \quad V = n \cdot V_m$$

Considerando as condições normais de temperatura e pressão (CNTP) – 0 °C, ou 273,15 K, e 1 atm –, 1 mol de um gás ideal ocupa o volume de aproximadamente 22,4 L. Contudo, dados experimentais demonstram que o volume molar para os demais gases tem um valor muito próximo a esse nas mesmas condições e, por isso, neste capítulo, consideraremos o comportamento de todos os gases como sendo ideal, sem prejuízos conceituais.

Comparação dos valores de volumes molar (em L/mol) de um gás ideal e de alguns gases, nas CNTP

Gás	Volume molar (L/mol)
Gás ideal	22,41
Argônio (Ar)	22,09
Dióxido de carbono (CO ₂)	22,26
Nitrogênio (N ₂)	22,40
Oxigênio (O ₂)	22,40
Hidrogênio (H ₂)	22,43

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Tradução de Felix Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Atividades comentadas

1. (Fuvest-SP – 1999) Certo gás X é formado apenas por nitrogênio e oxigênio. Para determinar sua fórmula molecular, comparou-se esse gás com o metano (CH₄). Verificou-se que volumes iguais dos gases X e metano, nas mesmas condições de pressão e temperatura, pesaram, respectivamente, 0,88 g e 0,32 g.

Qual a fórmula molecular do gás X?

- a) NO c) NO₂ e) N₂O₅
 b) N₂O d) N₂O₃

Massas molares (g/mol): H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

Resolução

Para iniciar a resolução desta atividade, devemos atentar para o fato de que o volume ocupado pelo metano é igual ao do gás X, nas mesmas condições de temperatura e pressão. Então, com base na hipótese de Avogadro, podemos afirmar que as quantidades de matéria de CH₄ e de X são as mesmas nos dois sistemas.

$$n(\text{CH}_4) = n(\text{X})$$

O enunciado da atividade nos fornece também as massas desses dois gases. Lembrando que $n = \frac{m}{M}$,

e que a massa molar de metano pode ser calculada com base nos valores das massas molares dos elementos, apresentados no enunciado ($M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + [4 \cdot M(\text{H})] = 12 \text{ g/mol} + (4 \cdot 1 \text{ g/mol}) = 16 \text{ g/mol}$), podemos reescrever a relação indicada anteriormente e, por meio das relações entre massa e massa molar, determinar $M(\text{X})$.

$$\frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})}$$

$$\frac{0,32 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = \frac{0,88 \text{ g}}{M(\text{X})}$$

$$M(\text{X}) = \frac{0,88 \text{ g} \cdot 16 \text{ g/mol}}{0,32 \text{ g}} = 44 \text{ g/mol}$$

Com base nessa informação, comparamos a $M(\text{X})$ com os valores de massa molar para os óxidos de nitrogênio apresentados nas alternativas, que podem ser calculados com base nos valores das massas molares dos elementos apresentados no enunciado. A saber: $M(\text{NO}) = 30 \text{ g/mol}$; $M(\text{N}_2\text{O}) = 44 \text{ g/mol}$; $M(\text{NO}_2) = 46 \text{ g/mol}$; $M(\text{N}_2\text{O}_3) = 76 \text{ g/mol}$; e $M(\text{N}_2\text{O}_5) = 108 \text{ g/mol}$.

O que nos leva a escolher a alternativa **b** como a correta.



- Qual é o volume ocupado por 0,25 mol de $N_2(g)$ nas CNTP?
- Qual é o volume ocupado por 22 g de gás carbônico, nas condições de temperatura e pressão em que $V_m = 25 \text{ L/mol}$?
- No balão A, encontra-se 0,5 mol de gás nitrogênio (N_2) e, no balão B, 1,0 mol de gás hélio (He). Qual é a razão entre os volumes dos balões A e B, considerando que ambos estejam nas mesmas condições de temperatura e de pressão?
- Um recipiente de 44,8 L contém gás metano (CH_4) nas CNTP. A quantidade de átomos de hidrogênio nesse recipiente é de:
 Dados: $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
 - $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
 - $12,04 \cdot 10^{23}$ átomos
 - $24,08 \cdot 10^{23}$ átomos
 - $36,12 \cdot 10^{23}$ átomos
 - $48,16 \cdot 10^{23}$ átomos

Lei dos gases ideais

As leis de Boyle, de Charles e Gay-Lussac e de Gay-Lussac pressupõem que a quantidade de partículas dos gases não se altera durante as transformações e que as relações entre os valores de pressão, de volume e de temperatura absoluta são constantes.

$$\frac{p \cdot V}{T} = k$$

Contudo, se considerarmos a hipótese de Avogadro e o conceito de volume molar (V_m), podemos analisar o efeito do aumento do número de partículas de um gás sobre essa relação. Foi nesse contexto que, em 1834, o engenheiro e matemático francês Benoît Paul Émile Clapeyron (1799-1864) propôs uma maneira de relacionar as variáveis de estado para descrever o comportamento dos gases. Desenvolvimentos posteriores levaram a uma equação que relaciona as quatro variáveis de estado, a chamada **equação dos gases ideais**:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

E, sabendo que a quantidade de matéria (n) é calculada pelo quociente da massa (m) pela massa molar (M), a equação dos gases ideais também pode ser escrita como:

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Nessa equação, a constante R assegura as relações de proporcionalidade entre as demais variáveis de estado do gás, e o valor dessa constante pode ser calculado em função dos valores das outras variáveis. Considerando 1 mol de moléculas do gás, nas CNTP, temos:

$$R = \frac{p \cdot V}{n \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

$$R = \frac{p \cdot V}{n \cdot T} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 62,3 \frac{\text{mmHg L}}{\text{mol K}}$$

$$R = \frac{p \cdot V}{n \cdot T} = \frac{101325 \text{ Pa} \cdot 0,0224 \text{ m}^3}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 8,314 \frac{\text{Pa m}^3}{\text{mol K}}$$

Se considerarmos as unidades de pressão e volume recomendadas pelo Sistema Internacional de Unidades (SI).

Se liga

O valor de R utilizado para a resolução de uma situação-problema deve ser compatível com as unidades de pressão e de volume que serão utilizadas.

Uma vez que o valor numérico de R é determinado com base na temperatura termodinâmica (em kelvin), é importante garantir que a temperatura empregada na equação de Clapeyron esteja sempre na escala kelvin.

Analise a seguinte situação-problema: qual é o volume ocupado por 56 kg de gás nitrogênio (N_2) em 27 °C e 1,0 atm?

Considerando a equação de Clapeyron, $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, determinamos os valores para $n(N_2)$, R e T adequados para o cálculo do volume.

$$n(N_2) = \frac{m}{M} = \frac{56\,000\text{ g}}{28\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2\,000\text{ mol}$$

Como o valor de pressão está expresso em atm, adotaremos $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$, e consideraremos $T = 300,15\text{ K}$. Assim:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{2\,000\text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300,15\text{ K}}{1,0\text{ atm}} = 49\,224,6\text{ L}$$

Ou seja, o volume ocupado por 56 kg de N_2 , nas condições apresentadas, é de 49 224,6 L ou, aproximadamente, 49 m³.

Atividades comentadas

1. Uma amostra de gás neônio (Ne) encontra-se em um cilindro com capacidade de 2,0 L à pressão de 4,0 atm. Ao seu lado encontra-se outro cilindro com capacidade de 5,0 L em que uma amostra de gás etano (C_2H_6) exerce pressão de 0,5 atm. Assumindo que, em ambos os cilindros, a temperatura seja a mesma, em qual deles há maior massa de gás?

Para resolver essa situação-problema, vamos analisar o estado dos gases em cada um dos cilindros, segundo a lei dos gases ideais. Contudo, tendo em mente que a temperatura nos sistemas é a mesma e que o valor da constante dos gases não se altera, não será necessário atribuir um valor numérico para elas.

Para o cilindro com Ne:

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

$$4,0\text{ atm} \cdot 2,0\text{ L} = \frac{m(\text{Ne})}{20\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} RT$$

$$RT = \frac{4,0\text{ atm} \cdot 2,0\text{ L} \cdot 20\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{m(\text{Ne})}$$

$$RT = \frac{160}{m(\text{Ne})} \frac{\text{atm L g}}{\text{mol}}$$

Para o cilindro com C_2H_6 :

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

$$0,5\text{ atm} \cdot 5,0\text{ L} = \frac{m(C_2H_6)}{30\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} RT$$

$$RT = \frac{0,5\text{ atm} \cdot 5,0\text{ L} \cdot 30\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{m(C_2H_6)}$$

$$RT = \frac{75}{m(C_2H_6)} \frac{\text{atm L g}}{\text{mol}}$$

Assim, sendo o produto $R \cdot T$ uma constante, podemos igualar as duas equações:

$$\frac{160}{m(\text{Ne})} \frac{\text{atm L g}}{\text{mol}} = \frac{75}{m(C_2H_6)} \frac{\text{atm L g}}{\text{mol}}$$

E, assim, reescrevendo a equação em função de $m(\text{Ne})$, temos:

$$m(\text{Ne}) = 160 \frac{m(C_2H_6)}{75} = 2,13 \cdot m(C_2H_6)$$

Concluimos que a massa de gás neônio é aproximadamente duas vezes maior do que a massa de gás etano.

Densidade dos gases

A densidade absoluta de um gás pode ser calculada da mesma forma que calculamos a densidade dos materiais sólidos e líquidos.

$$d = \frac{m}{V}$$

Contudo, como aprendemos, o volume ocupado pode variar de acordo com as condições de pressão e de temperatura. Nesse contexto, podemos aplicar as relações de proporcionalidade da lei dos gases ideais no cálculo da densidade, levando em consideração os diferentes estados de um gás. Com base na equação de Clapeyron:

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Isolamos o quociente entre a massa e o volume do gás: $\overbrace{\frac{m}{V}}^{\text{densidade}} = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$

Logo, a densidade absoluta de qualquer gás com comportamento ideal em quaisquer condições de pressão e de temperatura absoluta é dada por:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

Por outro lado, também é possível determinar a densidade dos gases por meio da lei de Avogadro:

$$V = \frac{m}{M} \cdot V_m$$

Isolamos o quociente entre a massa e o volume do gás: $\overbrace{\frac{m}{V}}^{\text{densidade}} = \frac{M}{V_m}$

E, com isso, podemos concluir que a densidade absoluta de um gás com comportamento ideal é diretamente proporcional à sua massa molar:

$$d = \frac{M}{V_m}$$

Considere, como exemplo, a seguinte situação-problema: em um cilindro de gás nitrogênio (N_2), há gás suficiente para que a pressão interna seja de 2,0 atm, a uma temperatura de 300 K. Um técnico, então, abastece esse cilindro quadruplicando a pressão interna, procedimento que resulta também no aumento de temperatura no interior do cilindro para 400 K. Qual a densidade desse gás antes e depois do procedimento?

No estado inicial:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \quad d = \frac{2,0 \text{ atm} \cdot 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}}$$

$$d = 2,28 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

No estado final:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \quad d = \frac{8,0 \text{ atm} \cdot 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 400 \text{ K}}$$

$$d = 6,83 \text{ g/L}$$

#FicaADica

PhET Interactive Simulation. Gases, de University of Colorado Boulder. O programa permite simular o comportamento das partículas dos gases em um sistema e identificar como variações na pressão, no volume, na temperatura e no número de partículas de gás influenciam no estado desse sistema. Disponível em: https://phet.colorado.edu/sims/html/gases-intro/latest/gases-intro_all.html?locale=pt-BR. Acesso em: 7 jun. 2024.



1. O cilindro de um caminhão para transporte de gases é de aço-carbono bastante resistente, mas que, por motivos de segurança, tem um limite operacional para a pressão dos gases transportados. Uma empresa deseja transportar 400 kg de gás carbônico (CO_2) em um caminhão que contém um cilindro de 9 m^3 , no qual a pressão máxima permitida é de 24 atm. Supondo que a temperatura no interior do cilindro seja de $10 \text{ }^\circ\text{C}$, é seguro comprimir essa massa de gás carbônico no cilindro do caminhão? Dados: $C = 12 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$.

2. Em um laboratório de Química, uma estudante estava medindo a massa de objetos e, em determinado momento, se deparou com um recipiente contendo um gás amarelo-esverdeado. O professor explicou que o recipiente continha uma amostra de gás cloro (Cl_2) e decidiu, então, desafiá-la a determinar, sem utilizar a balança, a densidade do gás cloro presente no recipiente, sabendo que o gás está armazenado em um recipiente de $5,0 \text{ L}$, à temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$ e pressão de $1,0 \text{ atm}$. Qual é a densidade calculada?

Dado: massa molar, em g/mol : $\text{Cl} = 35,5$.

Após a leitura do texto, procure salientar a diferença entre balonismo, uma prática esportiva legal e regulamentada, e a soltura de balões não tripulados. A confusão entre essas atividades pode levar a julgamentos incorretos e injustificados sobre o balonismo e seus praticantes.



Caminhão-tanque para o transporte de gases. Londrina (PR), 2021.

Ernesto Rehrman/Pulsar Imagens

Comece com você!

Leia o texto a seguir para responder às próximas questões.

Os riscos dos balões não tripulados

O período das festas juninas é uma das maiores tradições culturais em nosso país. Danças e comidas típicas não podem faltar nessas celebrações. Porém, temos que atentar a outras práticas comuns dessa época do ano, como acender fogueiras, soltar fogos de artifício e balões.

Os balões de ar quente não tripulados, também conhecidos como balões juninos, são artefatos feitos de papel ou outros materiais leves e preenchidos com ar aquecido pelo fogo. Como esse ar quente é menos denso que o ar frio ao seu redor, esses artefatos flutuam.

Embora possa parecer inofensiva, a soltura de balões não tripulados é associada a inúmeros riscos.

Não há local seguro para a soltura de balões não tripulados! Por isso, essa atividade é considerada uma prática ilegal, passível de penalidades conforme o disposto no Artigo 261 do Código Penal brasileiro e no artigo 42 da Lei de Crimes Ambientais (Lei Federal nº 9 605/98).

A conscientização sobre o risco dessa prática é promovida pelos Corpos de Bombeiros Militares (CBM), pela Força Aérea Brasileira (FAB) e pelo Departamento de Controle do Espaço Aéreo (DECEA) por meio de campanhas educativas.

3. De acordo com o texto, os balões sobem devido a variações na densidade do ar que ocorrem em seu interior. Explique, com base nos conceitos estudados no capítulo, essas variações na densidade do ar.
4. A afirmação de que não há local seguro para a soltura dos balões reflete os riscos dessa prática. Por quê?

Agora, vamos compartilhar!

5. Forme dupla com um colega e compartilhe as respostas das atividades 3 e 4. Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões e/ou se querem complementar suas respostas. Discutam em quais situações, ainda não mencionadas, a soltura de balões não tripulados ainda é comum.
6. Reúnam-se com outra dupla e juntos criem um material de divulgação para uma campanha de conscientização sobre os perigos e os riscos de soltar balões não tripulados. Essa campanha será postada nas redes sociais. Não esqueçam de incluir informações sobre como é possível alertar as autoridades caso seja necessário.

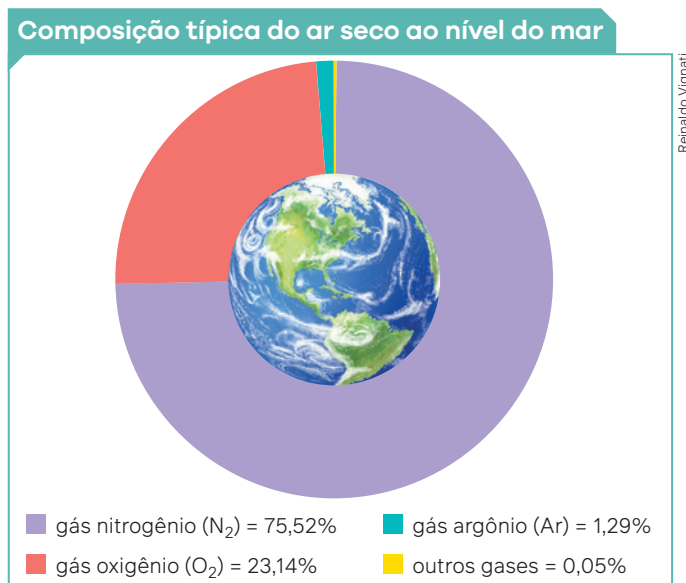
Todos juntos aprendemos mais!

7. Compartilhem com os demais colegas da turma o material criado e prestem atenção nas apresentações dos materiais criados por eles. O que vocês aprenderam com os materiais das outras equipes? Há alguma informação que vocês gostariam de inserir para complementar o material produzido? Lembrem-se de que vocês podem e devem contar com a ajuda dos professores para analisar e avaliar o material antes de publicá-lo. Compartilhem os materiais nas redes sociais para que possam ser vistos por mais pessoas.

É importante analisar e avaliar as ideias e os produtos finalizados antes que sejam publicados pelos estudantes, colaborando com instruções, melhorias e correções, se necessário.

Misturas de gases

Diferentemente dos sólidos e dos líquidos, os gases têm a propriedade de formar misturas homogêneas em quaisquer proporções. Por exemplo, uma amostra de ar atmosférico recolhida na superfície terrestre, isento de poluição e seco – sem a presença de vapor d'água – é uma solução gasosa tipicamente composta de 75,52% em massa de gás nitrogênio (N_2), 23,14% em massa de gás oxigênio (O_2), 1,29% em massa de gás argônio (Ar) e 0,05% em massa de gás carbônico (CO_2).



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Tradução Felix Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018. p. 163.

Dependendo das condições de temperatura e de pressão, em muitos sistemas em que há uma mistura de gases, essas substâncias exibem comportamentos ideal ou muito próximo do ideal. Como as ligações intermoleculares são desprezíveis, ao estudar as propriedades físicas dos gases, nem sempre é necessário que todas as moléculas (ou átomos) em uma amostra sejam idênticas. Em outras palavras, **desde que os gases presentes em uma mistura não interajam quimicamente entre si, eles se comportarão, em muitos aspectos, como um único gás puro**. Contudo, há formas de estudar a influência individual de cada um dos gases nas condições de estado em que se encontra a mistura.

Fração molar dos gases (X)

A **fração molar** é uma grandeza adimensional, representada por X, que expressa a composição analítica de uma solução, ou seja, a concentração dessa solução em termos da relação entre a quantidade de matéria do soluto e a quantidade de matéria total presente na solução.

$$X = \frac{n_1}{n}$$

Quando aplicado ao estudo de uma mistura gasosa, esse conceito se refere à fração, em mol, de cada um dos gases em relação à quantidade de matéria de todos os gases presentes na mistura. Com isso, temos como expressão:

$$X(\text{gás}) = \frac{n(\text{gás})}{n_{\text{total}}}$$

Tomando como base os três principais componentes da atmosfera, podemos determinar a fração molar de cada um desses gases.

- Primeiro, é necessário determinar a quantidade de matéria de cada um dos gases. Para isso, com base nas proporções em massa, podemos presumir que, em 100 g de ar atmosférico, haverá 75,52 g de N_2 , 23,14 g de O_2 e 1,29 g de Ar. Assim:

$$n(N_2) = \frac{m}{M} = \frac{75,52 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}}$$

$$n(N_2) = 2,697 \text{ mol}$$

$$n(O_2) = \frac{m}{M} = \frac{23,14 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}}$$

$$n(O_2) = 0,723 \text{ mol}$$

$$n(\text{Ar}) = \frac{m}{M} = \frac{1,29 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{Ar}) = 0,032 \text{ mol}$$

- Em seguida, calculamos os valores de X para os gases, considerando apenas a presença desses três gases na atmosfera, em que:

$$n_{\text{total}} = 2,697 \text{ mol} + 0,723 \text{ mol} + 0,032 \text{ mol} = 3,452 \text{ mol}$$

$$X(\text{N}_2) = \frac{n(\text{N}_2)}{n_{\text{total}}} = \frac{2,697 \text{ mol}}{3,452 \text{ mol}} \qquad X(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2)}{n_{\text{total}}} = \frac{0,723 \text{ mol}}{3,452 \text{ mol}}$$

$$X(\text{N}_2) = 0,7813$$

$$X(\text{O}_2) = 0,2094$$

$$X(\text{Ar}) = \frac{n(\text{Ar})}{n_{\text{total}}} = \frac{0,032 \text{ mol}}{3,452 \text{ mol}}$$

$$X(\text{Ar}) = 0,0093$$

Note que a soma das frações molares dos gases, em uma mistura, resulta em 1:

$$X(\text{N}_2) + X(\text{O}_2) + X(\text{Ar}) = 0,7813 + 0,2094 + 0,0093 = 1$$

Lei de Dalton das pressões parciais

A lei de Dalton das pressões parciais foi enunciada no início do século XIX pelo pesquisador inglês John Dalton (1766-1844), e era parte de seu esforço de formular uma teoria para explicar o comportamento dos gases na atmosfera. Essa lei estabelece que, **em uma mistura gasosa, a pressão total exercida pelos gases é igual à soma das pressões parciais de cada gás presente**, como se cada um deles estivesse sozinho em um recipiente com o mesmo volume e temperatura. Isso porque, mesmo em uma mistura de gases, as partículas estão muito distantes umas das outras e não se atraem significativamente, o que faz as partículas de cada um deles colidirem com as paredes do recipiente com a mesma frequência e intensidade, como se o outro não estivesse presente. Ou seja, cada um dos gases exerce uma pressão parcial que independe da presença do outro.

A lei de Dalton é matematicamente expressa por:

$$p_{\text{total}} = \sum(X_i \cdot p_{\text{total}})$$

Em que o produto $X_i \cdot p_{\text{total}}$ equivale à pressão parcial de cada um dos gases presentes na mistura, ou seja:

$$p_i = X_i \cdot p_{\text{total}}$$

Analise a seguinte situação-problema: em um recipiente com capacidade de 300 mL, contendo uma mistura dos gases oxigênio (O_2) e nitrogênio (N_2), e sabendo que a pressão total é de 4,0 atm, e a fração molar de gás oxigênio na mistura é de 0,4, qual é a pressão parcial do gás nitrogênio nesse recipiente?

Vamos considerar, primeiramente, que a temperatura do sistema é conhecida e constante. Assim, podemos determinar a pressão parcial de O_2 no recipiente:

$$p(\text{O}_2) = X(\text{O}_2) \cdot p_{\text{total}} = 0,4 \cdot 4,0 \text{ atm} = 1,6 \text{ atm}$$

Sabendo que, nesse sistema, a pressão total é a soma das pressões parciais de O_2 e N_2 , e aplicando a lei de Dalton, temos:

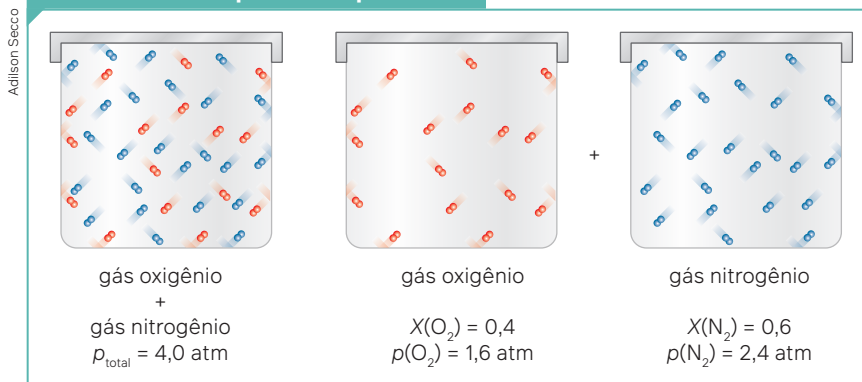
$$p_{\text{total}} = p(\text{O}_2) + p(\text{N}_2) \Rightarrow 4,0 \text{ atm} = 1,6 \text{ atm} + p(\text{N}_2)$$

$$p(\text{N}_2) = 4,0 \text{ atm} - 1,6 \text{ atm} = 2,4 \text{ atm}$$

Para calcular a fração molar de gás nitrogênio na mistura, basta dividir a pressão parcial de gás nitrogênio pela pressão total:

$$p(\text{N}_2) = X(\text{N}_2) \cdot p_{\text{total}} \Rightarrow X(\text{N}_2) = \frac{p(\text{N}_2)}{p_{\text{total}}} = \frac{2,4 \text{ atm}}{4,0 \text{ atm}} = 0,6$$

Pressão total e pressões parciais



As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Em uma mistura de gases, as partículas de cada um se comportam de forma independente, e cada um exerce sua própria pressão parcial.

Lei de Amagat

Diferentemente da lei de Dalton, que se concentra nas pressões parciais de gases individuais, a lei de Amagat, ou lei dos volumes parciais, trata das medidas de volume em misturas de gases ideais, especialmente quando se encontram nas mesmas condições de temperatura e pressão. No final do século XIX, o físico francês Émile-Hilaire Amagat (1841-1915) propôs que, **sob as mesmas condições de temperatura e pressão, o volume ocupado por uma mistura de gases é a soma dos volumes que cada gás individual ocuparia se estivesse sozinho nas mesmas condições.**

Matematicamente, a lei de Amagat é expressa por:

$$V_{\text{total}} = \sum (X_i \cdot V_{\text{total}})$$

Em que o produto $X_i \cdot V_{\text{total}}$ equivale ao volume parcial de cada um dos gases presentes na mistura, ou seja:

$$V_i = X_i \cdot V_{\text{total}}$$

Nesse contexto, retomando a situação-problema em que um cilindro contém os gases oxigênio e nitrogênio, podemos, com base na lei de Amagat, determinar também os volumes parciais de cada um desses gases.

Assim, considerando que a temperatura do sistema é conhecida e constante, o volume parcial de O_2 no recipiente é dado por:

$$V(\text{O}_2) = X(\text{O}_2) \cdot V_{\text{total}} = 0,4 \cdot 300 \text{ mL} = 120 \text{ mL}$$

Sabendo que, nesse sistema, o volume total é a soma dos volumes parciais de O_2 e N_2 , temos:

$$V_{\text{total}} = V(\text{O}_2) + V(\text{N}_2) \Rightarrow 300 \text{ mL} = 120 \text{ mL} + V(\text{N}_2)$$

$$V(\text{N}_2) = 300 \text{ mL} - 120 \text{ mL} = 180 \text{ mL}$$

Atividades propostas



- Em um cilindro com capacidade de 60,0 L, encontram-se 24,0 g de gás hélio (He), 40 g de gás neônio (Ne) e 80 g de gás argônio (Ar), que, juntos, exercem pressão de 4,0 atm. Para esse sistema, determine:
 - a fração molar de cada um dos gases;
 - a pressão parcial de cada um dos gases;
 - o volume parcial desses gases na mistura.

Separação dos gases da atmosfera

A atmosfera terrestre é uma importante fonte de gases usados nas atividades industriais, na medicina e em diversos processos tecnológicos. O texto a seguir nos ajuda a saber mais sobre como se dá a obtenção dessas substâncias encontradas na atmosfera e como algumas delas são úteis em outras aplicações cotidianas.

Saiba como é produzido o oxigênio hospitalar

A demanda por oxigênio aumentou drasticamente em 2020 devido aos altos números de pacientes com baixo nível de saturação [de oxigênio] decorrente da Covid-19. Com a falta do produto no Amazonas e uma crise instalada no estado, o assunto é presença constante no noticiário. [...]

Químico e engenheiro de materiais, Germano Tremiliosi Filho, que é professor do Departamento de Físico-Química do Instituto de Química de São Carlos/USP, explica que o oxigênio pode ser produzido de várias formas. A maneira comercial mais comum consiste em extrair o oxigênio do ar. “A composição do ar é 78% nitrogênio, 21% oxigênio e uma mistura de vários outros gases, dentre eles o argônio. Para separar cada componente desta mistura homogênea, o mais conveniente é fazer uma destilação fracionada. E para que o processo seja mais simples de ser feito, o ar deve estar em seu estado líquido”.

Segundo Tremiliosi Filho, o processo tem início abaixando a temperatura do ar a pelo menos -200 graus Celsius. Depois, esse ar líquido vai sendo aquecido lentamente. Como o oxigênio, argônio e nitrogênio têm pontos de ebulição diferentes, eles vão sendo liberados em diferentes etapas durante o aquecimento. O primeiro a ser liberado é o nitrogênio, que ao atingir -196 graus Celsius entra em ebulição e passa para o estado gasoso. “Assim, esse gás é separado dos outros componentes da mistura e tem diversas aplicações, inclusive industriais. Enquanto todo o nitrogênio não for liberado do ar, a temperatura permanece constante”, detalha.

Depois de o nitrogênio ser eliminado e a temperatura chegar a -186 graus Celsius, é a vez do argônio entrar em ebulição. Após a etapa de extração do argônio, o oxigênio, que tem a temperatura de ebulição em -183 graus Celsius, é obtido. Ainda restam alguns resíduos da destilação, que são eliminados posteriormente.

O oxigênio tem aplicação tanto medicinal como industrial. Usualmente, o medicinal é acondicionado em cilindros verdes, e o industrial em cilindros pretos. A diferença entre os dois tipos é que, para aplicação industrial, o grau de pureza não precisa ser tão elevado. “O industrial, geralmente, é obtido com um grau de pureza menor, da ordem de 95% ou um pouco mais”, afirma o professor.

Entretanto, para aplicação medicinal é preciso obter oxigênio com um grau altíssimo de pureza, de pelo menos 99,5%. Para que chegue a esse patamar de pureza e proceder a destilação fracionada, é preciso que, antes de liquefazer o ar, ele passe por um sistema de filtragem para retirar toda a parte particulada (poeira e partículas em geral), o que deve eliminar toda a parte sólida em suspensão no ar.

Além disso, o ar contém água. Então, é necessário passar por um processo de secagem e, para isso, ele passa por um sistema que absorve a água. Assim, é obtido um ar bem purificado, sem partículas e sem água, pronto para ser destilado.

E para ter certeza de que o oxigênio produzido está dentro dos padrões exigidos e que atende a todos os requisitos necessários, quem acompanha todo esse processo é o profissional de Química responsável. É ele quem faz o controle de qualidade. “Ele vai analisar a composição inicial do ar, determinar os níveis de todos os seus componentes e das impurezas para estabelecer as etapas de purificação. Enfim, depois do processo de destilação fracionada, dará o último parecer sobre a qualidade de pureza do oxigênio que foi produzido”.

Outras formas de purificação

O professor explica que há compostos químicos que também podem produzir oxigênio, como é o caso dos óxidos. Uma reação química clássica para a produção de oxigênio,



já conhecida há muitos anos, serviu de demonstração da Lei de Lavoisier de Conservação da Massa. Nesse caso, obtém-se o oxigênio com base no óxido de mercúrio, que quando aquecido, se transforma em mercúrio metálico mais oxigênio.

O gás também pode ser produzido por **eletrólise** da água. Os elementos que a compõem (hidrogênio e o oxigênio) são decompostos por meio de eletrólise e, então, é possível utilizar esse oxigênio. “É uma reação muito interessante, porque o hidrogênio e o oxigênio são dois gases, mas, durante a eletrólise da água, eles podem ser produzidos em compartimentos completamente separados”, explica Tremiliosi Filho.

E é com base nessa forma de produção do oxigênio que o professor está trabalhando no desenvolvimento de um respirador hospitalar autônomo, sem necessidade de uso de oxigênio engarrafado. Ou seja, o respirador não precisa ser abastecido por oxigênio engarrafado, pois o próprio aparelho vai produzir o oxigênio pelo processo de eletrólise da água. “Poderá, por exemplo, ser utilizado em ambulâncias, localidades remotas, ou outros lugares que poderão prescindir dos cilindros”. O projeto começou a ser trabalhado recentemente, e o professor prevê que dentro de um ano seja possível ter um protótipo da invenção em operação.

SAIBA como é produzido o oxigênio hospitalar. *Conselho Federal de Química*, Brasília, DF, 18 fev. 2021. Disponível em: <https://cfq.org.br/noticia/saiba-como-e-produzido-o-oxigenio-hospitalar/>. Acesso em: 7 jun. 2024.

GLOSSÁRIO

eletrólise: é um processo químico em que uma corrente elétrica é usada para provocar a decomposição de uma substância. A eletrólise da água, citada no texto, pode ser representada, de forma simplificada, pela equação química:
$$2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{corrente elétrica} \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$$

Trocando ideias

1. Qual é a diferença entre o oxigênio medicinal e o oxigênio industrial mencionados no texto?
2. O texto apresenta uma nova tecnologia capaz de diminuir a escassez de oxigênio em casos de alta demanda, como a que vivenciamos durante a pandemia da covid-19. No que consiste essa tecnologia?
3. Como o texto sugere que a crise de oxigênio durante a pandemia da covid-19 evidenciou a interdependência entre a Química e a saúde pública?

Recapitule



Neste capítulo, estudamos a Teoria Cinética Molecular, um modelo científico útil para explicar os gases que possuem comportamento ideal. Esse modelo nos ajuda também a compreender e a explicar as transformações de estado de um gás, seja ela isotérmica, de acordo com a lei de Boyle; isobárica, de acordo com a lei de Charles e Gay-Lussac; seja isovolumétrica, de acordo com a lei de Gay-Lussac.

Também estudamos ideias propostas por outros cientistas, como Avogadro, Clapeyron, Dalton e Amagat, que contribuíram imensamente para a compreensão dos sistemas gasosos. Por meio das observações experimentais desses e de outros pesquisadores, conseguimos entender conceitos como a densidade absoluta, as pressões e os volumes parciais dos gases em uma mistura.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do boxe **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da próxima questão: por que um balão preenchido com o ar dos nossos pulmões não flutua no ar atmosférico?

Agora, siga os passos abaixo para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo:

1. O que foi legal ou interessante de aprender?
2. O que mais você necessita saber, ou gostaria de aprender, acerca do tema estudado?
3. Qual foi o obstáculo que você teve para aprender?
4. Qual é a sua sugestão para superar esse obstáculo?



Frentista abastecendo um automóvel com combustível. São Paulo (SP), 2018.



Para refletir

1. Como a queima de combustíveis faz o carro se locomover?
2. Explique a seguinte afirmação: Os alimentos são o combustível dos seres vivos.
3. O que é calor?

Objetivos do capítulo

- Conhecer processos cotidianos que envolvem energia térmica e sua importância no mundo em que vivemos.
- Conhecer a origem do calor envolvido nas transformações químicas à pressão constante.
- Prever o fluxo do calor em processos exotérmicos e endotérmicos.
- Interpretar equações termoquímicas, incluindo a representação gráfica.
- Prever a variação de entalpia de uma reação com base no conhecimento das variações de entalpia de outras reações ou do emprego de valores de entalpia determinados experimentalmente.

Termoquímica e calor

Os estudos desenvolvidos pela Termoquímica se concentram em quantificar a variação de calor nas transformações e, a partir disso, pensar em aplicações, melhoramentos e alternativas para aprimorar ou substituir as fontes de energia da sociedade. Um exemplo são as fontes limpas de energia, como o biogás, produzido a partir de lixo orgânico e das fezes de bovinos. Nesse sentido, a Termoquímica é a ciência que estuda as transferências de energia térmica durante os processos químicos e as mudanças de estado de agregação. Para analisar as variações de energia nas transformações químicas e nas mudanças de estado físico, é necessário entender alguns termos comumente utilizados na Termoquímica. A palavra **universo**, por exemplo, é utilizada para designar tudo que existe. Ele é composto de **sistemas** – pequenas partes do universo de interesse – nos quais a amostra ou a reação está sendo estudada. O resto do universo é descrito como **vizinhança** – parte externa ao sistema. Um recipiente com líquidos reagindo entre si, por exemplo, é um sistema, e o meio ao redor é a vizinhança.

Os processos químicos ocorrem com troca de energia térmica entre o sistema e o ambiente que o circunda. Algumas reações químicas e mudanças de estado físico precisam absorver calor para que possam ocorrer. É o caso, por exemplo, da fusão do gelo, em que a água no estado sólido absorve calor da vizinhança e se transforma em líquido. Já em outros processos, há transferência de calor para o ambiente, como na combustão do gás de cozinha que alimenta um fogão.

O calor é uma grandeza, representada pelo símbolo q , que mede a energia térmica transferida entre dois sistemas ou entre partes de um sistema devido a uma diferença de temperatura entre eles. Considere, por exemplo, um bolo recém-assado que foi retirado do forno e deixado em repouso em cima da mesa; a energia térmica desse sistema é liberada para a vizinhança, aquecendo o ar ao redor. As trocas de energia térmica entre sistema e vizinhança tendem a ocorrer do corpo de maior temperatura – no caso o bolo – para o de menor temperatura – o ar ao redor dele.

As unidades utilizadas para o calor são a **caloria** (cal) e, no SI, o **joule** (J). Uma vez que o conteúdo energético na maioria das transformações é da ordem de milhares de unidades de energia térmica, comumente são empregados os termos **quilocalorias** (kcal = 10^3 cal) e **quilojoules** (kJ = 10^3 J).

Como é comum o uso das duas unidades de medida para expressar o calor, podemos converter uma na outra:

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} \quad 1 \text{ kcal} = 4,18 \text{ kJ}$$

Em um sistema não isolado, o calor pode fluir da vizinhança para o sistema – nesse caso, dizemos que o sistema absorve calor – ou o calor pode fluir do sistema para a vizinhança – dizemos que o sistema libera calor. Em ambos casos, a quantidade de energia se mantém constante durante todo o processo, respeitando o princípio da conservação da energia.

Os processos que liberam calor são classificados como **exotérmicos** (do grego *exo*: fora). Já os processos que absorvem calor são classificados como **endotérmicos** (do grego *endo*: dentro).



A queima do gás de cozinha libera calor, ou seja, é um processo exotérmico, ao passo que a ebulição da água é um processo endotérmico, uma vez que ocorre mediante absorção de calor.

Apesar de permanecer constante, a energia de um sistema pode ser transformada em outros tipos. Um exemplo em que a energia é convertida em diferentes formas para atender às necessidades operacionais de uma instalação industrial (conjunto de equipamentos, construções e processos industriais) pode ser encontrado na Usina Termelétrica de Cubatão. Nessa usina, a energia térmica gerada na queima de gás natural é aproveitada para produzir eletricidade e vapor: o gás natural é queimado em uma turbina a gás para gerar eletricidade; o calor oriundo dessa queima é utilizado para transformar água líquida em vapor em uma caldeira. O vapor gerado é empregado para movimentar uma segunda turbina a vapor para gerar mais eletricidade ou é utilizado em processos industriais dentro da usina de Cubatão.

Calorimetria

Comente que a temperatura pode ser expressa em graus Celsius (°C), kelvin (K) ou graus Fahrenheit (°F). No Brasil, usa-se a escala Celsius, enquanto o Sistema Internacional adota a escala de temperatura termodinâmica, em kelvin. Em 1724, o físico alemão Daniel Gabriel Fahrenheit (1686-1736) desenvolveu uma escala em que a água congela a 32 °F e ferve a 212 °F. É possível fazer conversões entre as escalas com base nessas temperaturas de mudança de estado da água.

A quantidade de calor transferida entre sistemas ou entre um sistema e sua vizinhança é proporcional à **temperatura** e não equivale ao valor da temperatura em si, ou seja, o calor é o fluxo de energia térmica que ocorre quando há diferença de temperatura. A temperatura, por sua vez, pode ser definida como o grau de agitação das partículas.

O grau de agitação das partículas pode ser influenciado pelo calor. Para entender esse processo, considere a fervera da água em uma panela. Inicialmente, a água está à temperatura ambiente, e as moléculas possuem um grau de agitação inicial. O aumento na agitação molecular, em razão da transferência de calor, resulta na elevação da temperatura da água até a fervera. À medida que a panela é aquecida, o calor é transferido para a água, aumentando a velocidade de movimento das moléculas. Ao atingir a temperatura de ebulição, as moléculas de água se movem tão rapidamente que começam a escapar na forma de vapor.

Para verificar a temperatura, pode ser utilizado um termômetro, instrumento equipado com um dispositivo que mede a temperatura a partir do comportamento de um material dentro dele que tem propriedades que variam com a temperatura. O mais comum é o uso de líquidos que se dilatam com a elevação da temperatura, como mercúrio e álcool, mas existem também termômetros que se baseiam na resistência elétrica de metais e em outras propriedades.

Capacidade calorífica

Quando é fornecida determinada quantidade de calor para sistemas diferentes, observa-se que esses sistemas podem ter diferentes variações de temperatura. Isso ocorre porque os materiais apresentam uma propriedade denominada **capacidade calorífica**, que corresponde à quantidade de calor (q) que um material precisa absorver ou liberar para aumentar ou diminuir sua temperatura em 1 K (kelvin).

$$C = \frac{q}{\Delta T}$$

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

O calorímetro é um instrumento utilizado para medir a capacidade calorífica de materiais e/ou a energia térmica liberada ou absorvida em reações químicas.

Se a quantidade de energia (q), que resulta no aumento ou na diminuição da temperatura, for medida em função da massa (m), **em gramas**, definimos outra propriedade dos materiais, chamada de **capacidade calorífica específica** ou **calor específico (c)**. Ela corresponde à quantidade de calor (q) necessária para elevar ou diminuir a temperatura de uma amostra de 1 g de um material em 1 K.

$$c = \frac{q}{m \cdot \Delta T}$$

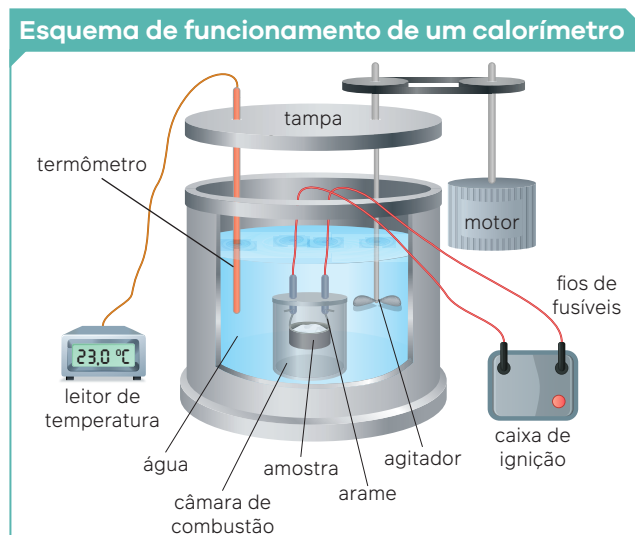
Se a quantidade de energia (q), que resulta no aumento ou na diminuição da temperatura, for medida em função da quantidade de matéria, **em mol (n)**, definimos essa propriedade como a **capacidade calorífica molar (C_m)** da substância. Em outras palavras, C_m corresponde à quantidade de calor (q) necessária para elevar ou diminuir a temperatura de uma amostra de 1 mol de uma substância em 1 K.

$$C_m = \frac{q}{n \cdot \Delta T}$$

Para substâncias gasosas, a capacidade calorífica pode ser calculada à pressão constante (C_p) ou a volume constante (C_v) utilizando quantidades em mol das substâncias.

► Ciências da Natureza

O estudo sobre calorimetria e transferências de calor pode ser aprofundado no **Capítulo 7** do livro de **Física** desta coleção.



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Na tabela a seguir estão os valores de capacidade calorífica de algumas substâncias:

Capacidades caloríficas de substâncias a 298 K (25 °C)*		
Substância	c (J/K g)	C_m (J/K mol)
Carbono grafita (C(grafita))	0,67	8,5
Ferro (Fe)	0,45	25,1
Cobre (Cu)	0,38	24,4
Ouro (Au)	0,129	25,4
Água líquida (H ₂ O)	4,18	75,3
Vapor de água (H ₂ O)	1,87	33,6

*Os valores são medidos à pressão constante.

Fonte: BURROWS, A. et al. *Química: introdução à Química Inorgânica, Orgânica e Físico-química*. Rio de Janeiro: LTC, 2012.

Os dados da tabela indicam que os valores para a capacidade calorífica, específica ou molar, variam entre diferentes materiais. Na prática, materiais com baixa capacidade calorífica, como os metais, são aquecidos ou resfriados rapidamente, o que os torna ideais em aplicações que exigem rápida transferência de calor, como em componentes eletrônicos e painéis. Por outro lado, materiais com alta capacidade calorífica, como a água, se aquecem ou se resfriam mais lentamente, algo útil na regulação térmica em sistemas de climatização ou até mesmo no resfriamento de reatores nucleares.

Atividades propostas

Ao trabalhar a **atividade proposta 2**, aproveite para revisar com os estudantes os cálculos para conversão de unidades de massa e de calor.

1. Considere que o cozimento de brócolis seja feito em um fogão a gás e que, para isso, sejam utilizados 500 g de água. Calcule a quantidade de calor, em kJ, necessária para aquecer a água de 27 °C a 82 °C.
2. A glicerina é comumente utilizada para aquecer substâncias ou misturas indiretamente a temperaturas superiores a 100 °C. Ao ser aquecida, a glicerina transfere calor para o sistema que se pretende aumentar a temperatura. Uma química deseja aquecer uma substância com banho de glicerina e resolve fazer alguns testes. Para isso, utilizou um quilograma de glicerina, de $c = 0,6 \text{ cal/K g}$, inicialmente a -30 °C . Qual é a temperatura final da glicerina que a química irá encontrar se ela fornecer 12 kcal de energia para o sistema?
3. O teor de energia dos alimentos pode ser verificado nas informações contidas no rótulo do produto. Os nutrientes estão organizados em grandes grupos, como carboidratos, proteínas e gorduras, juntamente ao valor de energia fornecido pela queima desses alimentos no corpo humano. Os carboidratos, substâncias químicas que têm como função biológica prioritária o fornecimento de energia para o corpo, são pontos focais das dietas *low carb* – em português, baixo teor de carboidratos – e, por isso, são constantemente monitorados pelos adeptos desse cronograma alimentar. Uma pessoa que aderiu a uma dieta *low carb* consumia, habitualmente,

1 000 kcal de carboidratos e teve seu consumo reduzido em 50% após o início da dieta. Para atingir a meta estabelecida, ela resolveu diminuir a quantidade de pão que consumia. Com base nas informações nutricionais de pães franceses indicada a seguir, qual é a massa aproximada de pão, em gramas, equivalente ao valor calórico recomendado pela dieta?

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL			
Porções por embalagem: 1 unidade			
Porção: 50 g (1 unidade)			
	100 g	50 g	%VD*
Valor energético (kcal)	300	150	8
Carboidratos (g)	59	29	10
Proteínas (g)	8	4	8
Gorduras totais (g)	3,1	1,6	2
Gorduras saturadas (g)	1,0	0,5	3
Gorduras <i>trans</i> (g)	0	0	-
Fibras alimentares (g)	2,3	1,2	5
Sódio (mg)	648	324	16

*Percentual de valores diários fornecidos pela porção.

Reinaldo Vignatti

Fonte: NÚCLEO DE ESTUDOS E PESQUISAS EM ALIMENTAÇÃO – NEPA. *Tabela Brasileira de Composição de Alimentos – TACO*. 4. ed. Campinas: Nepa-Unicamp, 2011. Disponível em: https://www.nepa.unicamp.br/arquivo/uploads/taco-4-edicao-ampliada-e-revisada/taco_4_edicao_ampliada_e_revisada/. Acesso em: 11 set. 2024.

- | | |
|----------|----------|
| a) 37 g | d) 500 g |
| b) 128 g | e) 537 g |
| c) 167 g | |

Informe aos estudantes que são bastante comuns os símbolos subscriptos usados para indicar processos físico-químicos serem grafados à direita do símbolo da grandeza, como em $\Delta H_{\text{vap}}^\circ$, para a variação de entalpia-padrão de vaporização, por exemplo. Entretanto, nesta obra, optamos por adotar a convenção proposta pela IUPAC, segundo a qual os símbolos devem ser grafados à esquerda.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.

Entalpia e variação de entalpia

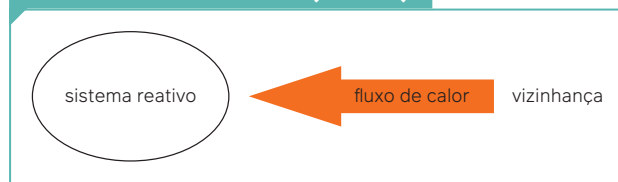
Conforme já estudamos, temperatura e calor são conceitos distintos: a temperatura é a medida do grau de agitação de partículas em um sistema, e o calor é a medida da energia térmica liberada ou absorvida por um sistema. Nos estudos de Termoquímica, o foco é a quantidade de calor liberada ou absorvida, à pressão constante, durante uma reação química ou uma mudança de fase. Essa quantidade é definida como **variação de entalpia (ΔH)**.

A entalpia (H) é uma propriedade termodinâmica que só pode ser determinada por meio de variações de entalpia entre estados.

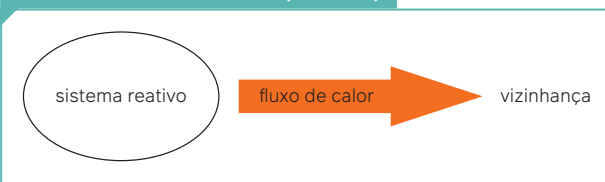
As reações químicas e as mudanças de estado físico envolvem trocas de calor e podemos calcular a variação da entalpia nesses processos. Eles ocorrem à pressão constante em recipientes abertos, assim, se a energia flui da vizinhança para o sistema, a entalpia do sistema aumenta, e o processo é endotérmico. Se a energia flui do sistema para a vizinhança, a entalpia do sistema diminui, e o processo é exotérmico.

Em geral, podemos representar os processos endotérmicos e exotérmicos da seguinte maneira:

Processo endotérmico ($\Delta H > 0$):



Processo exotérmico ($\Delta H < 0$):



Fonte: ilustrações elaboradas apenas para fins didáticos.

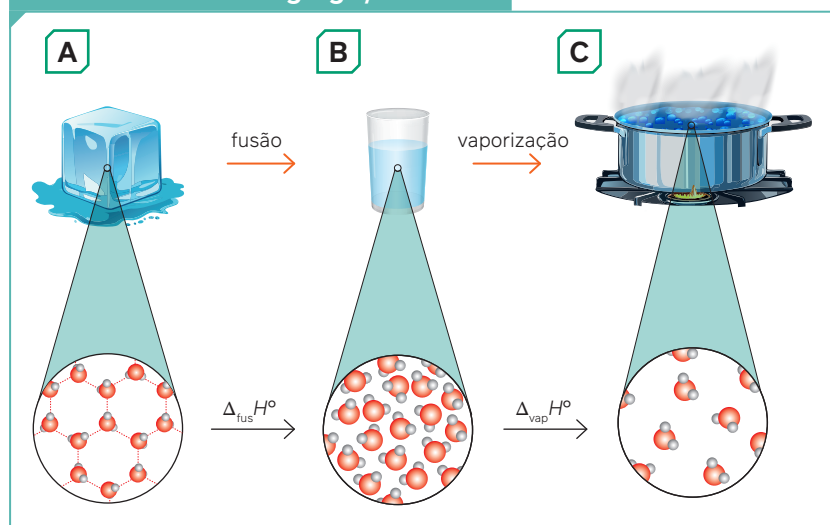
Variação da entalpia durante as mudanças de fase

O calor envolvido nas mudanças de estado de agregação pode ser medido pela entalpia. Para a fusão, por exemplo, definimos a **variação da entalpia-padrão de fusão ($\Delta_{\text{fus}} H^\circ$)**, que é a energia necessária para fundir 1 mol de uma substância pura, em seu estado de agregação mais estável, a 100 000 Pa de pressão. De modo semelhante, a energia necessária para a vaporização de 1 mol de uma substância pura a essa pressão é definida como **variação da entalpia-padrão de vaporização ($\Delta_{\text{vap}} H^\circ$)**.

Se liga

De acordo com o Sistema Internacional de Unidades, a unidade de medida da pressão é o Pascal (Pa), sendo 100 000 Pa equivalentes a 0,987 atm.

Representação de moléculas de água nos três estados de agregação



(A) No estado sólido, as moléculas estão em um arranjo fixo, porém, ainda vibram. (B) No estado líquido, as moléculas têm energia suficiente para se movimentar e a estrutura é menos ordenada do que no estado sólido. (C) No estado gasoso, as moléculas estão bem separadas entre si (o vapor de água é incolor e invisível, a fumaça retratada na imagem são gotículas de água que se condensaram).

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

A fusão e a vaporização da água representadas na imagem da página anterior, no sentido da esquerda para a direita, absorvem energia, ou seja, são endotérmicas. No sentido contrário, da direita para a esquerda, a liquefação e a solidificação são exotérmicas, isto é, liberam energia. A variação de energia entre esses processos pode ser percebida pela maior mobilidade das moléculas: no estado sólido, por exemplo, apresentam pouca mobilidade, mas se a substância passa para o estado líquido, nota-se maior mobilidade das moléculas, já que a água é mais fluida que o gelo.

Os valores da tabela a seguir mostram a energia necessária para romper as interações intermoleculares nas mudanças de fase. Note que os valores de $\Delta_{\text{vap}}H^\circ$ são muito maiores do que os de $\Delta_{\text{fus}}H^\circ$, pois romper totalmente a interação entre as moléculas que mantêm o líquido junto demanda mais energia do que fundir o sólido. Com essas medidas, é possível inferir sobre a intensidade das forças intermoleculares da substância, conforme foi apresentado no **Capítulo 5**. Nas substâncias em que as forças intermoleculares são mais intensas, como no caso das ligações de hidrogênio da água, mais energia é necessária para superar essas forças e, em consequência, promover a mudança de estado. Ou seja, substâncias com forças intermoleculares mais intensas tendem a ter entalpias de mudança de estado mais altas.

Entalpias-padrão de mudanças físicas					
Substância	Fórmula	Temperatura de fusão (K)	$\Delta_{\text{fus}}H^\circ$ (kJ/mol)	Temperatura de ebulição (K)	$\Delta_{\text{vap}}H^\circ$ (kJ/mol)
Acetona	CH ₃ COCH ₃	177,8	5,72	329,4	29,1
Benzeno	C ₆ H ₆	278,6	10,59	353,2	30,8
Etanol	C ₂ H ₅ OH	158,7	4,60	351,5	43,5
Hélio	He	3,5	0,021	4,22	0,084
Mercúrio	Hg	234,3	2,292	629,7	59,3
Água	H ₂ O	273,2	6,01	373,2	40,7 (44,0 em 25 °C)

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

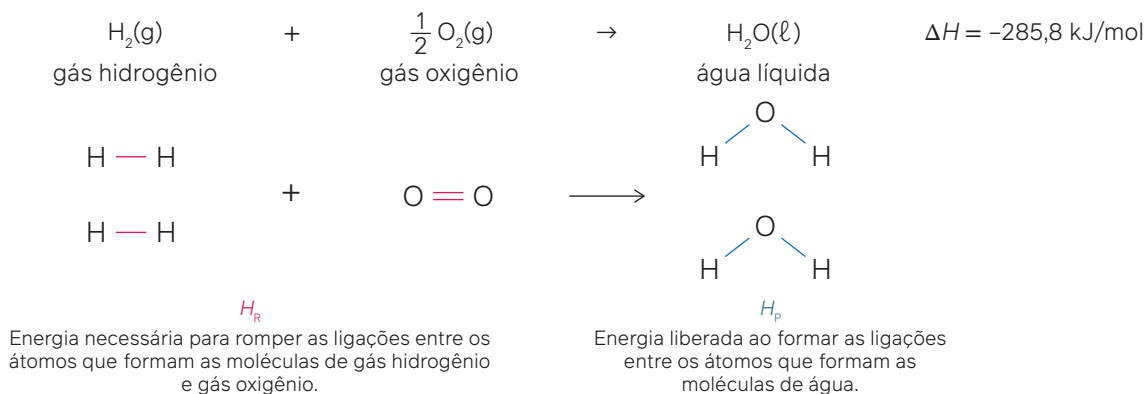
Variação da entalpia durante reações químicas

As reações químicas envolvem a transferência de energia na forma de calor. A combustão do etanol – que ocorre na presença do gás oxigênio – e a transformação dos alimentos em energia pela respiração celular são exemplos de reações químicas. A variação da entalpia, nesse caso, é dada pela variação entre a entalpia dos reagentes (H_R) e a entalpia dos produtos (H_P):

$$\Delta H = H_P - H_R$$

Uma equação termoquímica indica a variação de calor envolvida na reação química correspondente e deve apresentar as seguintes informações: coeficientes estequiométricos, estado físico dos reagentes e dos produtos, variedade alotrópica (quando pertinente) e valor da variação da entalpia (ΔH). Veremos alguns exemplos nos tópicos seguintes.

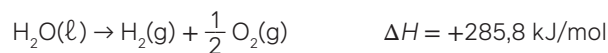
Tome como exemplo a reação de formação da água líquida que pode ser representada pela equação termoquímica mostrada a seguir.



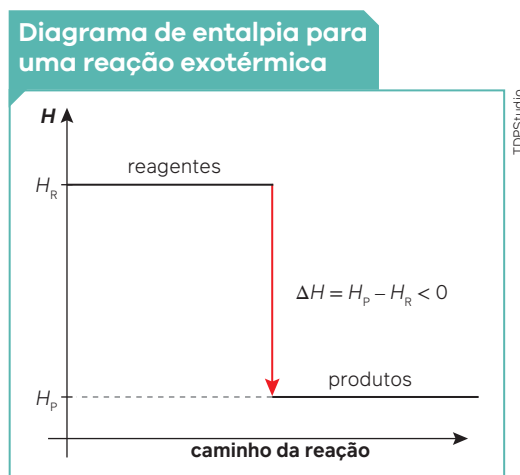
Oradic Art

Com base no exemplo dado, verificamos que a reação de formação da água é um processo exotérmico ($\Delta H < 0$) que libera 285,8 kJ de calor para cada mol de água formado.

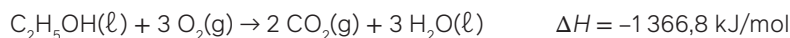
Assim, podemos deduzir que a reação inversa, a da decomposição da água líquida, será um processo que necessita de energia térmica para ocorrer. Nesse caso, serão absorvidos 285,8 kJ de calor para decompor 1 mol dessa substância e, por isso, valor para a variação de entalpia será positivo.



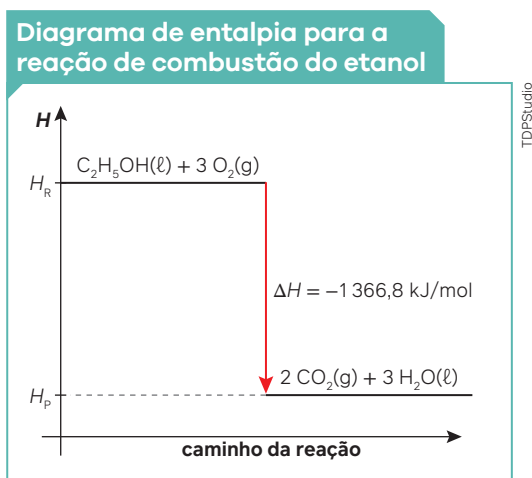
Nas reações em que ocorre **liberação de energia** na forma de calor, a entalpia dos reagentes é **maior** que a dos produtos ($H_R > H_P$). Essas transformações são chamadas de **reações exotérmicas** e, graficamente, podem ser representadas pelo diagrama mostrado a seguir.



Tome como exemplo a reação de combustão do etanol. Para cada 1 mol de etanol são produzidos 2 mol de gás carbônico e 3 mol de água. O processo pode ser representado pela equação termoquímica mostrada a seguir.



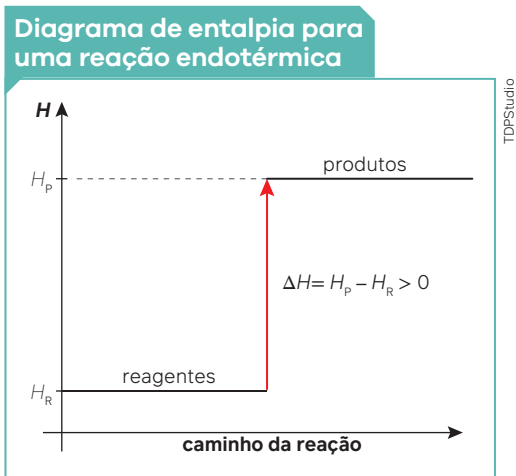
Essa reação também pode ser representada pelo diagrama a seguir.



A combustão do etanol é um exemplo de reação exotérmica.

Analisando a equação e o diagrama, devemos entender que a reação libera 1366,9 kJ de energia para cada 1 mol de etanol (indicado pelo valor negativo de ΔH).

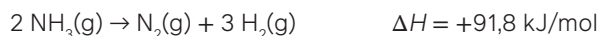
As transformações químicas que precisam **absorver energia térmica na forma de calor** para ocorrer são denominadas **reações endotérmicas**. Nesses casos, a energia dos reagentes é **menor** que a dos produtos ($H_R < H_P$) e, por isso, a variação da entalpia é positiva ($\Delta H > 0$).



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

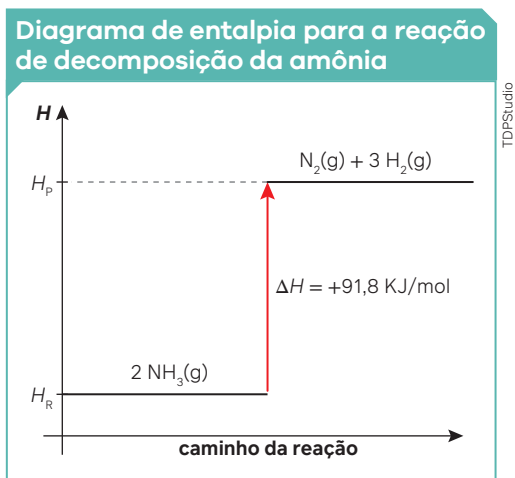
Considere como exemplo a decomposição da amônia (NH_3), uma substância conhecida como amoníaco, utilizada na limpeza doméstica e para descolorir pelos e cabelo, também é empregada na produção de fertilizantes e de inúmeras outras substâncias químicas industriais cujo uso requer precauções de segurança adequadas, uma vez que pode causar irritações na pele, nos olhos, na garganta e nos pulmões.

A reação é um processo endotérmico, em que para cada 2 mol de amônia gasosa que se decompõem são formados 1 mol de gás nitrogênio (N_2) e 3 mol de gás hidrogênio (H_2):



Em casos como este, a Termoquímica convencionou o sinal positivo para representar que a entalpia do sistema aumentou, pois ele absorveu calor da vizinhança.

Esta transformação pode ser representada pelo diagrama mostrado a seguir.



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.



Soluções aquosas de amônia são comercializadas como produtos de limpeza ou cosméticos.

Analisando a equação termoquímica e o diagrama de entalpia, devemos entender que a reação absorve 45,9 kJ de energia para cada 1 mol de amônia que se decompõe (indicado pelo valor positivo de ΔH).



Video
Reações metabólicas e obesidade

Fatores que afetam a variação da entalpia

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.

Alotropia

Um aspecto que interfere diretamente na energia necessária para a reorganização dos átomos em uma reação química é a alotropia.

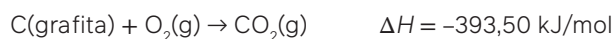
Os alótropos de um elemento químico – substâncias formadas por um mesmo elemento químico, mas que se distinguem entre si pelo arranjo espacial dos átomos desse elemento – têm energias de ligação com valores variados, o que influencia na variação da entalpia. Considere, por exemplo, a grafita e o diamante – duas substâncias simples e distintas, mas que são formadas pelo mesmo elemento químico, o carbono. A diferença entre essas substâncias está no arranjo espacial dos átomos que formam sua estrutura, conforme a representação a seguir.

Duas formas alotrópicas do carbono

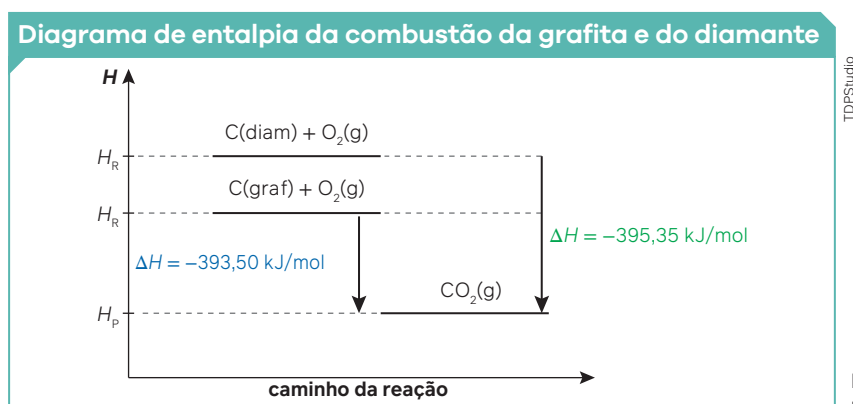


Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018. Grafita (A), diamante (B), com a representação do arranjo espacial dos átomos de carbono em cada uma delas.

Perceba que a disposição e a organização dos átomos de carbono nas duas formas alotrópicas são diferentes umas das outras. A distância e a angulação entre os átomos de carbono influenciam na intensidade das ligações estabelecidas entre eles. Com isso, diferentes quantidades de energia são necessárias para romper ou formar essas ligações, o que, por sua vez, implicará em diferentes variações de entalpia.



Graficamente, temos:



TDPSStudio

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

A variação da entalpia na reação de formação do gás carbônico, utilizando o carbono na forma de grafita, é $1,85 \text{ kJ/mol}$ menor do que na reação que utiliza o diamante como reagente. As demais reações que envolvem variedades alotrópicas também apresentam variações de entalpia diferentes. Por isso, em casos em que há mais de uma forma alotrópica para o elemento, é relevante que ela seja apresentada na equação termoquímica.

O quadro a seguir reúne algumas substâncias que têm variedades alotrópicas.

Elemento	Variedades alotrópicas
C	C(grafita)*; C(diamante); C(fulereo)
S	S(rômbico)*; S(monoclínico)
P	P ₄ – fósforo branco*; P _n – fósforo vermelho
O	O ₂ – gás oxigênio*; O ₃ – gás ozônio
Sn	Sn(branco)*; Sn(cinza)

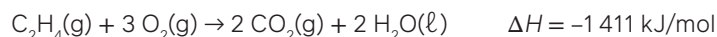
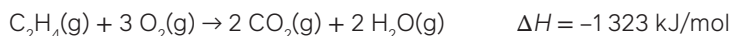
*Forma alotrópica mais estável.

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Estado físico de reagentes e produtos

Outro fator importante que afeta as reações termoquímicas é o estado físico de cada substância participante das transformações. Como já estudamos no tópico sobre entalpia nas mudanças de estado físico, espécies químicas – átomos, moléculas, íons etc. – interagem entre si com intensidades diferentes, a depender do estado físico da substância. No estado sólido, essa interação tende a ser mais forte e diminui à medida que a substância vai absorvendo calor e se aproximando do estado gasoso.

Considere, por exemplo, as equações a seguir da queima do gás acetileno, substância utilizada como combustível para acender maçaricos:



Na primeira reação, a água é produzida no estado de vapor e, na segunda, no estado líquido. Note que a quantidade de calor liberada no segundo processo é maior do que no primeiro. Essa diferença de 88 kJ/mol corresponde ao valor para a entalpia-padrão de vaporização da água, que é de 44 kJ/mol

Atividades propostas



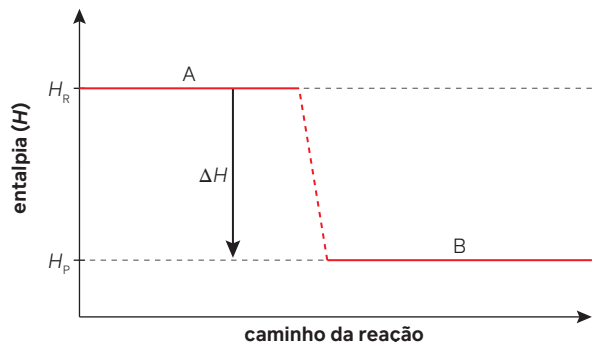
1. Considere a equação termoquímica de formação do dióxido de nitrogênio (NO₂) e faça o que se pede.



- Interprete a equação de forma discursiva.
 - O processo é endotérmico ou exotérmico? E qual é o sentido do fluxo de calor?
 - Represente a equação graficamente (*H* em função do caminho da reação).
 - Escreva a equação termoquímica em que o dióxido de nitrogênio se decompõe em gás nitrogênio e gás oxigênio.
2. Em uma reação genérica, A₂ reage com B₂ para formar AB, liberando 123 kJ por mol de AB formado. Escreva a equação termoquímica desse processo.
3. A variação de entalpia-padrão de fusão do metanol (CH₃OH) é +3,01 kJ/mol. Com base no conteúdo estudado neste capítulo, faça o que se pede:
- Escreva a equação termoquímica da fusão do metanol.

- Calcule o valor da variação de entalpia de um processo em que são fundidos 3 mol de metanol.

4. Analise o gráfico a seguir e faça o que se pede:



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

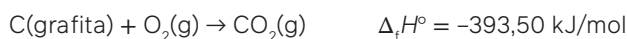
- O processo é endotérmico ou exotérmico?
- Escreva a equação termoquímica que representa o processo ilustrado no gráfico.

Calculando a variação da entalpia (ΔH)

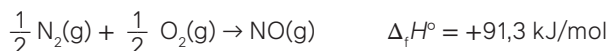
O valor da variação da entalpia das reações químicas depende das condições de temperatura, pressão, estado físico e forma alótropa das substâncias envolvidas. Dessa forma, foi necessário estipular um conjunto de condições reacionais chamado de estado-padrão para que todos os valores pudessem ser comparados e utilizados. Uma substância está no estado-padrão quando está submetida a 100 000 Pa de pressão e 25 °C ou 298 K de temperatura. Assim, a variação de entalpia calculada nessas condições é chamada de entalpia-padrão e é representada por ΔH° , em que o símbolo $^\circ$ representa as condições-padrão do processo estudado.

Variação da entalpia-padrão de formação ($\Delta_f H^\circ$)

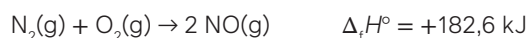
Uma importante categoria de reação é a formação de um composto a partir de substâncias simples. A variação da entalpia-padrão de formação ($\Delta_f H^\circ$) de uma substância é a entalpia-padrão da reação por mol de uma substância a partir de seus elementos químicos na sua forma mais estável, como na reação de formação do gás carbônico (CO_2):



Assim, podemos dizer que a variação de entalpia-padrão da formação do gás carbônico (CO_2) é de $-393,50 \text{ kJ/mol}$. A equação química que corresponde à reação de formação de uma substância deve representar apenas um único produto, com o coeficiente estequiométrico igual a 1 (esse valor condiz com a condição de estado-padrão). Por vezes, será necessário utilizar os coeficientes estequiométricos fracionários para os reagentes, a fim de que o critério de formação de apenas 1 mol de produto seja atendido.

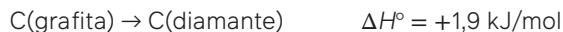


Caso a equação acima seja escrita com os coeficientes estequiométricos inteiros, uma vez que mais de um mol do produto estaria sendo formado. É importante observar que o valor da variação da entalpia muda, já que será indicado que uma quantidade maior dessa substância estaria envolvida na transformação.



Para determinar a variação da entalpia de formação das substâncias, os reagentes devem estar em sua forma mais estável. Por convenção, a entalpia-padrão de formação de qualquer substância simples em seu estado mais estável é zero. Considere como exemplo o elemento químico carbono: $\text{C}(\text{grafita})$ é a forma alotrópica mais estável, a 100 000 Pa e 25 °C. Dessa forma, $\Delta_f H^\circ(\text{C}(\text{grafita})) = 0$, ao passo que $\Delta_f H^\circ(\text{C}(\text{diamante})) = +1,9 \text{ kJ/mol}$.

Assim, a transformação do carbono grafita em carbono na forma de diamante ocorre conforme a equação termoquímica a seguir:



Variação da entalpia-padrão de combustão ($\Delta_c H^\circ$)

A energia térmica liberada em uma reação de combustão – entalpia-padrão de combustão ($\Delta_c H^\circ$) – pode ser convertida em trabalho. Um exemplo é o que ocorre nos motores a combustão, em que a energia térmica gerada pela queima do combustível é transformada em energia mecânica que, por sua vez, movimenta os pistões que compõem o motor.

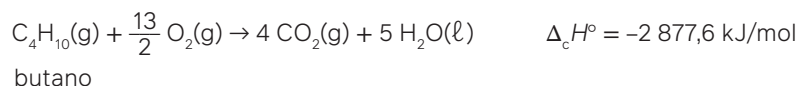
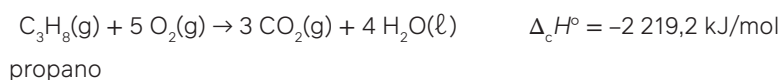
Para que as reações de combustão ocorram, é necessária a presença de **combustível** – a substância que queima durante o processo –, **comburente** – a substância que reage com o combustível durante a combustão – e **energia térmica**, que dará início à reação. Juntos, esses fatores constituem o chamado triângulo do fogo. O gás oxigênio (O_2) é o comburente mais comum na maioria dos processos de combustão, contudo, para que as combustões sejam sustentadas, a concentração desse gás deve ser maior do que 13%.

O fogo é composto de energia térmica e luminosa, cuja cor dependerá do combustível queimado. Normalmente, tem coloração laranja, mas algumas combustões, como a do metanol, não liberam luz visível.

O triângulo do fogo é um conceito utilizado no cuidado contra incêndios, a representação descreve os três elementos essenciais para que a combustão ocorra e se mantenha. Se algum desses elementos essenciais for removido ou estiver em quantidade insuficiente, a combustão não ocorre ou é interrompida.

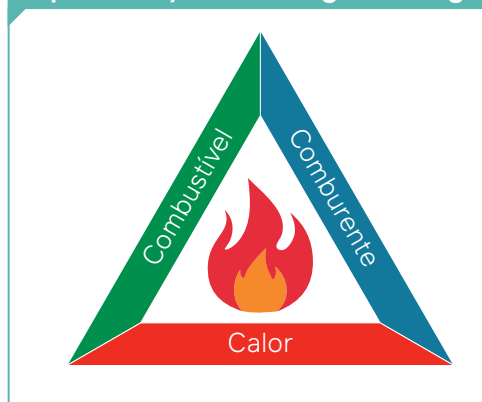
Os produtos de uma reação de combustão completa de uma substância constituída de carbono, hidrogênio e oxigênio são dióxido de carbono e água. No caso de substâncias que contenham nitrogênio e enxofre em sua composição, esses elementos químicos serão liberados na forma de gás nitrogênio e seus derivados oxigenados – dióxido de nitrogênio e de nitrogênio. O enxofre, por sua vez, irá liberar óxidos gasosos, como dióxido e trióxido de enxofre. Lembre-se de que, junto com os produtos, as reações de combustão liberam energia, ou seja, são reações exotérmicas.

Veja a seguir equações que representam as reações de combustão dos componentes do gás liquefeito de petróleo (GLP), comercializado em botijões e utilizado em fogões de muitas residências brasileiras:



Enquanto, na entalpia-padrão de formação, utiliza-se como referência a quantidade de 1 mol de produto formado, na entalpia-padrão de combustão, é utilizado como referência o combustível, ou seja, 1 mol desse reagente.

Representação do triângulo do fogo



Ericson Guilherme

Fonte: FIOCRUZ. Fogo. Sistema de Informação em Biossegurança. In: *Fiocruz*, Rio de Janeiro, [20--]. Disponível em: https://www.fiocruz.br/biosseguranca/Bis/lab_virtual/fogo.html. Acesso em: 8 mar. 2024.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Saiba mais

Reações de combustão completas e incompletas

Na queima de combustíveis, nem sempre a reação de combustão é completa, ou seja, nem todo combustível é transformado em gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Um dos motivos para que isso ocorra é a quantidade insuficiente de gás oxigênio participante da reação. Nesses casos, denominamos a reação de combustão incompleta, em que há a formação de outros produtos, como carbono – comumente chamado de fuligem – e monóxido de carbono (CO). Veja os exemplos a seguir, que representam a combustão do etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$):



Vladimir subbotin/Shutterstock.com

A combustão incompleta gera fuligem que, ao sair pela chaminé, adere à sua superfície.



As combustões incompletas liberam menos energia em comparação à combustão completa do mesmo combustível. Isso ocorre porque parte do combustível não é totalmente oxidada. Além disso, substâncias como monóxido de carbono (CO) e fuligem são prejudiciais para o meio ambiente e oferecem riscos à saúde humana.

Conhecer a quantidade de energia liberada durante os processos de combustão e a quantidade de combustível comportada pelo motor em que será utilizado é importante para avaliar as fontes de energia e comparar combustíveis sob aspectos de sustentabilidade e economia, além de analisar quanta energia liberam por unidade de massa ou de volume.

Entalpia de combustão de alguns combustíveis			
Combustível	Composição típica	M (g/mol)	$\Delta_c H$ (kJ/mol)
Gasolina	$C_8H_{18}^*$	114	-5 470
Óleo diesel	$C_{20}H_{42}^*$	282	-8 090
Gás natural	CH_4	16	-890
Hidrogênio	H_2	2	-286
Metanol	CH_4O	32	-726
Etanol	C_2H_6O	46	-1 367
MTBE**	$CH_3OC_4H_9$	88	-3 369

*Gasolina e óleo diesel são misturas complexas de hidrocarbonetos – compostos formados somente por átomos de carbono e hidrogênio. Em média, suas propriedades se assemelham às do C_8H_{18} e $C_{20}H_{42}$, respectivamente.

**MTBE é um acrônimo do nome na língua inglesa do metil-*terc*-butil éter, uma substância adicionada à gasolina para aumentar a eficiência da combustão.

Fonte: BURROWS, A. *et al. Química: introdução à Química Inorgânica, Orgânica e Físico-química*. Rio de Janeiro: LTC, 2012.

A unidade MJ, o megajoule, indica uma quantidade de energia equivalente a um milhão de joules. $1 \text{ MJ} = 1\,000\,000 \text{ J} = 10^6 \text{ J}$.

A variação da entalpia-padrão de combustão do diesel é $-8\,090 \text{ kJ/mol}$, o que significa que a combustão de 1 mol de diesel libera $8\,090 \text{ kJ}$ de energia térmica. Entretanto, quando apresentamos essa quantidade de energia térmica liberada por unidade de massa do combustível, 45 MJ/kg , essa grandeza é denominada **poder calorífico**. Na prática, o poder calorífico permite comparar diferentes tipos de combustíveis mais facilmente.

#FicaADica

Resumindo o Resumo - Funcionamento do motor de combustão interna quatro tempos (2023, 0:47 min.).

Vídeo explica de modo simples o funcionamento de um motor de combustão. Disponível em: <https://www.youtube-nocookie.com/embed/UI1XuiJE0Dw?si=ql281U3IUicvnyOp>. Acesso em: 12 set. 2024.

Atividades propostas



Comece com você

1. Em 2023, a tecnologia dos carros *flex* – automóveis que podem ser abastecidos tanto com etanol quanto com gasolina – fez 20 anos. A adoção dessa tecnologia na maioria dos veículos automotivos no Brasil trouxe ao consumidor uma maior liberdade na hora de escolher o combustível com melhor preço. Além disso, a tecnologia dos carros *flex* também proporcionou vantagens em termos energéticos, ambientais e tecnológicos, como a diversificação de fontes de energia, reduzindo a dependência de combustíveis fósseis, como a gasolina, ao mesmo tempo que promove a utilização de combustíveis renováveis, como o etanol produzido a partir da cana-de-açúcar. Por outro lado, desde o desenvolvimento até a popularização dos carros *flex*, houve muitos investimentos em tecnologias relacionadas aos biocombustíveis e à eficiência energética. Isso ajudou a impulsionar a inovação e a pesquisa sobre novas formas de produzir e utilizar energia de maneira mais sustentável e eficiente. Considerando o etanol e a gasolina, qual desses combustíveis você escolheria para abastecer um veículo? Qual foi o critério utilizado na escolha?

2. O poder calorífico de um combustível remete à quantidade de calor liberada em sua combustão, que tem relação com a energia que move os automóveis. Com base nos valores de densidade, massa molar e $\Delta_c H$, pode-se calcular algo análogo ao poder calorífico, mas por unidade de volume – o que é mais conveniente para combustíveis líquidos. Compare a energia liberada na queima de 1 L de etanol ($\Delta_c H = -1\,367$ kJ/mol) e de 1 L de gasolina ($\Delta_c H = -5\,470$ kJ/mol).

Dados:

Etanol (C_2H_6O); 46 g/mol; $d = 0,789$ g/mL a 20 °C.

Gasolina (C_8H_{18}); 114 g/mol; $d = 0,688$ g/mL a 20 °C.

Nota dos autores: Para fins didáticos, será assumido que o etanol combustível é anidro, isto é, isento de água, e que a gasolina é formada apenas de isoctano o (C_8H_{18}).

Agora vamos compartilhar!

3. Forme dupla com um colega e, juntos, compartilhem as respostas das questões anteriores. Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões e/ou se querem complementar suas respostas.
4. Faça uma pesquisa nos postos de gasolina de sua cidade para se informar sobre os preços do litro de etanol e da gasolina. Considerando os critérios: economia, poluição ambiental e poder calorífico, é possível escolher um desses combustíveis de modo a atender de melhor forma a todos esses critérios juntos? Discuta com seu colega e justifique sua resposta.
5. Você acha que os consumidores pensam nesses critérios ao abastecer seus carros com combustível? Entreviste algumas pessoas sobre os critérios utilizados para a escolha do combustível. Com base nas respostas dos entrevistados e nas informações pesquisadas no item anterior, produza uma série de posts para divulgar em redes sociais com o objetivo de chamar a atenção dos consumidores para os três critérios citados na atividade 4, que podem ser utilizados na hora de abastecer um veículo.

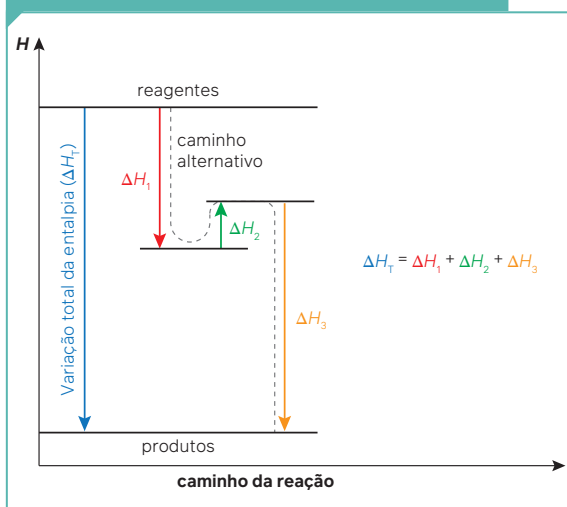
Todos juntos aprendemos

6. Sob orientação do professor, reúna-se com os demais estudantes de sua turma e compartilhem a sequência de posts produzidos. Em seguida, respondam aos questionamentos:
- O que você aprendeu com os posts dos colegas?
 - Quais posts produzidos trouxeram argumentos e evidências de forma clara e convincente? Como você chegou a essa conclusão?
 - Ainda existem dúvidas relacionadas aos critérios de escolha – economia, poluição ambiental e poder calorífico – dos combustíveis citados na atividade 4? Se sim, compartilhe-as com a turma e, juntos, tentem chegar a uma conclusão.

A combinação das entalpias de reação: a lei de Hess

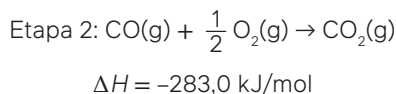
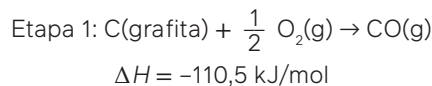
Em 1840, o médico e químico suíço Germain Henri Hess (1802-1850) publicou um trabalho resultante de uma série de estudos que realizou sobre o calor envolvido em reações de neutralização entre ácidos e bases e outras transformações químicas. Nesse trabalho, ele concluiu que a quantidade de calor liberada em uma determinada reação química era a mesma, quer a reação ocorresse diretamente, quer ela ocorresse ou não em diversas etapas. Numerosos estudos sobre termoquímica, realizados ao longo do século XIX por muitos outros cientistas, levaram à formulação de um enunciado mais preciso: a variação de entalpia em uma reação química, em certas condições experimentais, depende apenas das entalpias inicial e final. Isso é válido tanto se a reação ocorrer em uma única etapa direta quanto em uma série de etapas indiretas. Essa é a chamada lei de Hess, assim denominada em homenagem aos estudos iniciais do cientista suíço. A lei de Hess está representada graficamente no diagrama ao lado.

Diagrama de entalpia representativo da lei de Hess

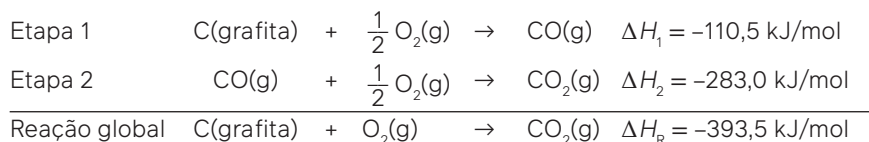


Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

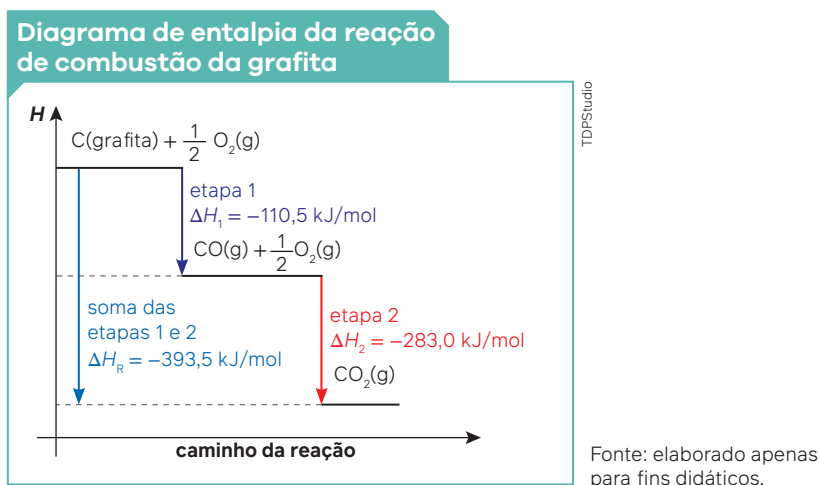
A lei de Hess, tornou-se uma valiosa estratégia para mensurar os valores da variação de entalpia de reações, principalmente em reações químicas em que é difícil medir essa variação experimentalmente. Além disso, ela possibilita prever a quantidade de energia térmica envolvida no processo sem a necessidade de realizar a reação. Vejamos como essa lei pode ser aplicada para determinar a entalpia de combustão do C(grafita), representada pelas seguintes etapas reacionais:



A reação final, na qual queremos obter o valor da variação da entalpia, também chamada de reação global, corresponde à soma das duas reações descritas:



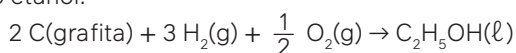
Graficamente, as três reações podem ser representadas sem escala pelo diagrama mostrado a seguir.



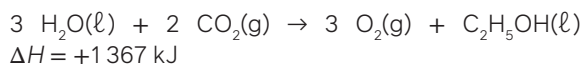
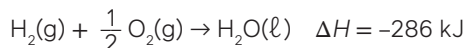
Atividades propostas



- O etanol é um biocombustível proveniente de uma fonte de energia renovável, a cana-de-açúcar, entretanto, a obtenção desse produto a partir da cana-de-açúcar é bem diferente da reação de formação a partir de substâncias simples. O processo de fermentação do caldo de cana para a obtenção do etanol engloba um processo muito mais complexo, mas também economicamente mais viável do que a reação de síntese a partir de substâncias simples. Isso também vale para o cálculo da variação da entalpia. Assinale a alternativa que corresponde ao valor da variação da entalpia da reação de formação do etanol:



Dados (etapas reacionais possíveis e respectivos valores aproximados para ΔH):



- +1367 kJ
- 1367 kJ
- +279 kJ
- 279 kJ
- +687 kJ



Um algoritmo para a lei de Hess

Nesta atividade, você e sua equipe analisarão uma situação-problema que pode ser solucionada por meio da aplicação dos conceitos estudados sobre a lei de Hess e, então, buscarão dividir a situação-problema em problemas menores, reconhecer padrões e abstrair informações não muito relevantes. Ao final, elaborarão um algoritmo que permita solucionar outras situações-problema semelhantes à analisada.

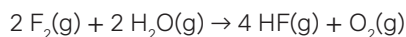
A decomposição de problemas maiores em partes menores, o reconhecimento de padrões, a abstração e a criação de algoritmos são os quatro pilares de uma estratégia para a resolução de problemas, conhecida como Pensamento Computacional (PC). Decompondo ou dividindo um problema, notamos que cada um dos problemas menores é mais fácil de ser resolvido. Em paralelo, reconhecer padrões nos ajuda a identificar regularidades e tendências em dados ou situações, permitindo a previsão de resultados semelhantes no futuro. Já a abstração nos permite dirigir a atenção para aquilo que é, de fato, importante, enquanto a criação de algoritmos envolve a elaboração de uma sequência de passos lógicos para automatizar processos ou resolver problemas de forma eficiente.

Material:

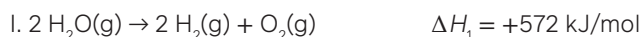
- folhas de papel;
- tesoura;
- canetinhas coloridas;
- cartolina.

Procedimento

1. Reúnam-se em equipes de até cinco pessoas para analisar e calcular o valor de ΔH da equação:



Com base nas seguintes equações parciais:



2. Anotem todas as etapas e os cálculos realizados.
3. Reescrevam o conjunto de equações substituindo as fórmulas químicas por símbolos alfabéticos: A, B, C etc.
4. Analisando esse novo conjunto de equações, haverá alguma mudança no procedimento para o cálculo do valor de ΔH ? Quais informações são imprescindíveis para resolver uma situação-problema com base na lei de Hess? E quais dados podem ser relativizados?
5. Reflitam sobre as etapas realizadas no item 2 desse procedimento. Quais ações podem ser indicadas como um padrão a ser seguido?

Trocando ideias

1. Utilizando os materiais descritos no início da atividade, construam um algoritmo que permita o cálculo do valor de ΔH com base na lei de Hess.
2. Utilizem o algoritmo proposto para confirmar a equação global e calcular o valor de ΔH da situação-problema apresentada no início desta atividade. Façam os ajustes necessários.
3. Compartilhem com outra equipe o algoritmo proposto e recebam deles outra proposta. Analisem o material recebido e utilizem-no para resolver a situação-problema.

Energia de ligação

Outra forma de calcular a variação de entalpia em um processo químico é utilizando as energias de ligação que compõem as moléculas dos reagentes e dos produtos. Em todas as reações, são rompidas ligações químicas entre os átomos que formam os reagentes e são formadas novas ligações químicas, dando origem aos produtos. A energia de ligação é a energia necessária para romper ou formar uma ligação química entre os átomos de uma molécula.

$$\Delta H = H_p - H_R$$

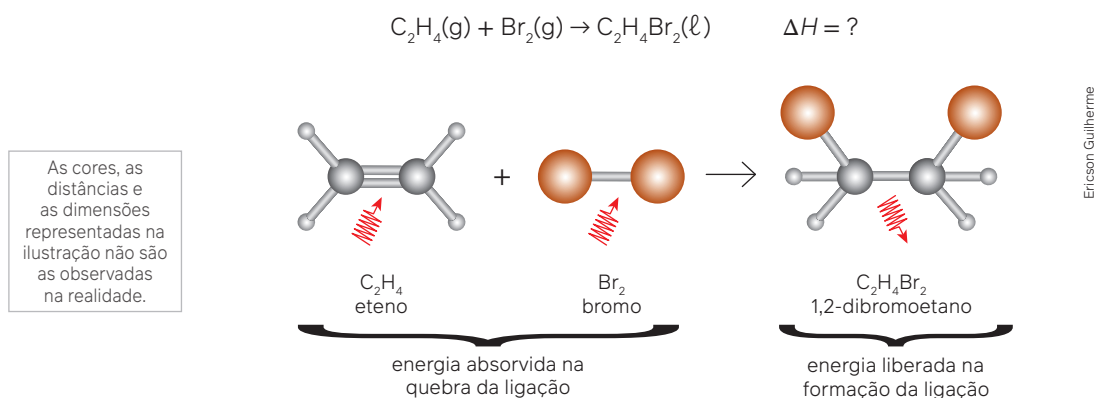
A tabela a seguir resume alguns valores de energia de ligação. Tenha em mente que esses valores se referem a uma média dos valores medidos para o mesmo tipo de ligação em diferentes substâncias.

Entalpia de ligação média			
Ligação	ΔH (kJ/mol)	Ligação	ΔH (kJ/mol)
C — H	412	N — H	388
C — C	348	N — N	163
C = C	612	O — H	463
C \equiv C	837	O = O	484
C — O	360	H — H	424
C = O	743	C — Br	276

Se julgar pertinente, apresente as estruturas da água e do metanol e os valores de entalpia de ligação para O—H. Na água, é de 492 kJ/mol, enquanto no metanol é de 437 kJ/mol. Esclareça que os valores médios servem de referência para a energia de ligação em qualquer molécula que contenha esse tipo de ligação.

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

A variação de entalpia de uma reação química é calculada a partir da diferença entre a energia necessária para romper as ligações nos reagentes – processo endotérmico – e a energia utilizada para formar as ligações nos produtos – processo exotérmico. Para calcular essas quantidades de energia, usamos a energia de ligação entre os átomos que formam a molécula. Desse modo, é possível descobrir a quantidade necessária de energia para romper todas as ligações interatômicas. Determinadas as quantidades de energia, pode-se utilizar a equação $\Delta H = H_p - H_r$ para encontrar o valor da variação de entalpia da reação, conforme o exemplo abaixo:



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Representação da reação de formação do 1,2-dibromoetano.

Para romper as ligações dos reagentes, é preciso:

No eteno:

Romper 1 mol de ligações C = C: 612 kJ

Romper 4 mol de ligações C — H: $4 \cdot 412 \text{ kJ} = 1648 \text{ kJ}$

No bromo:

Romper 1 mol de ligações Br — Br: 192,8 kJ

Energia total absorvida = 2 452,8 kJ

$$H_r = 2\,452,8 \text{ kJ}$$

Para formar as ligações do produto, é preciso:

No 1,2-dibromoetano:

Formar 1 mol de ligações C — C: 348 kJ

Formar 4 mol de ligações C — H: $4 \cdot 412 \text{ kJ} = 1\,648 \text{ kJ}$

Formar 2 mol de ligações C — Br: $2 \cdot 276 \text{ kJ} = 552 \text{ kJ}$

Energia total liberada = 2 548 kJ

$$H_p = 2\,548 \text{ kJ}$$

Substituindo os valores encontrados na relação da variação da entalpia, temos:

$$\Delta H = H_p - H_r$$

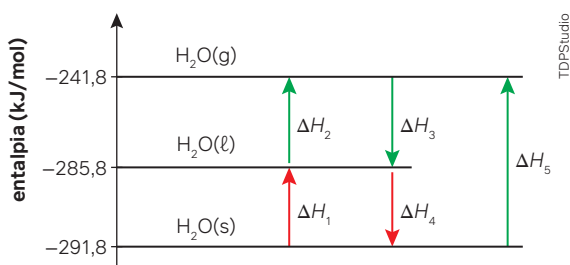
$$\Delta H = 2\,548 \text{ kJ} - 2\,452,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +95,2 \text{ kJ}$$

A reação de formação do 1,2-dibromoetano é endotérmica, na qual o sistema absorve 95,2 kJ de energia.

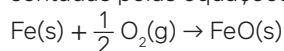


- Observe o diagrama que representa as mudanças de estado da água e responda ao que se pede:
 - Equacione termodinamicamente a mudança de estado físico representada por ΔH_1 .
 - Com base nos dados do gráfico, qual seria o valor da entalpia de fusão de 3 mol de água no estado sólido?

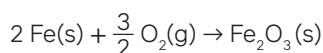


Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

- A reação do metal ferro com o gás oxigênio pode originar dois óxidos diferentes. Essas reações, com seus respectivos valores de ΔH , podem ser representadas pelas equações a seguir.

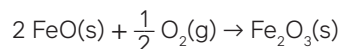


$$\Delta H^\circ = -272,0 \text{ kJ/mol}$$

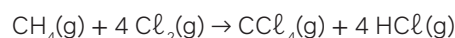


$$\Delta H^\circ = -824,2 \text{ kJ/mol}$$

Ambos os óxidos são obtidos do mineral hematita, sendo que o óxido de ferro(II) é um pó de cor preta e o óxido de ferro(III) tem coloração marrom. Determine a quantidade de calor envolvida na transformação do óxido de ferro(II) em óxido de ferro(III), conforme a equação abaixo:



- O tetracloreto de carbono (CCl_4) é uma substância orgânica artificial que, em temperatura ambiente, não entra em combustão. Por isso, no passado, foi utilizada na fabricação de fluidos de refrigeração, retardantes de chama e propelentes aerossóis em latas. O CCl_4 pode ser obtido pelo seguinte processo:



- Determine a variação de entalpia da reação de síntese do $\text{CCl}_4(g)$ utilizando os valores médios das energias de ligação entre os átomos:

$$\text{C} - \text{H} = 412 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{Cl} - \text{Cl} = 242 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{C} - \text{Cl} = 338 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H} - \text{Cl} = 431 \text{ kJ/mol}$$

- Desenhe um diagrama que representa a síntese do tetracloreto de carbono.

Recapitule



Neste capítulo, estudamos a energia térmica envolvida nas transformações químicas e nas mudanças de estado físico. Diferenciamos os conceitos de calor e temperatura e analisamos a sua presença no dia a dia. Entendemos que a energia não pode ser gerada, apenas transformada em outros tipos e, de acordo com o fluxo de energia entre o sistema e a vizinhança, podemos classificar os processos em endotérmicos e exotérmicos.

Os campos da Ciência que estudam as variações de calor são a Termoquímica e a Termodinâmica, que podem ajudar a desenvolver tecnologias que substituam as fontes de energia hoje utilizadas por fontes mais sustentáveis e eficientes energeticamente.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da questão a seguir:
Como a compreensão sobre o calor envolvido nas transformações químicas e nas mudanças de estado físico pode contribuir para a interpretação de fenômenos naturais e para o desenvolvimento de novas tecnologias?

Agora, siga os passos abaixo para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo:

- O que foi legal ou interessante de aprender?
- O que você necessita ou gostaria de aprender mais sobre o tema estudado?
- Qual foi o obstáculo que você teve para aprender?
- Qual é a sua sugestão para superar esse obstáculo?

Cozinhar e ciência

Quando pensamos em fazer ciência geralmente associamos essa prática a um espaço cheio de vidrarias, reagentes de cores variadas e equipamentos de diferentes tamanhos e formatos. Mas a cozinha também pode ser considerada um laboratório onde é possível observar e analisar a combinação dos ingredientes de uma receita e as transformações físicas e químicas que ocorrem, além de realizar procedimentos semelhantes aos que são feitos em laboratórios – como filtração, dissolução ou peneiração. Ao realizarmos mudanças em uma receita culinária de pão, por exemplo, obtemos um produto com características diferentes do esperado, como sabor, cor, maciez, crocância, entre outras.



New Africa/Shutterstock.com

Os sachês de chá mantêm as folhas (sólidas) separadas do líquido, de modo semelhante aos filtros, usados para separar sólidos e líquidos.

Agora é com você!

Com base na receita a seguir, planeje e realize uma maneira de obter *cookies* fofos e molhadinhos por dentro e crocantes por fora. Para isso, considere seus conhecimentos sobre os fatores que impactam as transformações da matéria e como eles vão agir sobre os seus *cookies*. Se achar oportuno, você pode inclusive substituir alguns dos ingredientes propostos.

Ao final, descreva todo o processo que o levou até o resultado bem como os detalhes da receita utilizada e as dicas e estratégias para que outra pessoa possam chegar ao mesmo resultado que você. Não esqueça de mencionar também o que deu errado. Há muito o que aprender com isso!

Receita de *cookies*

Ingredientes:

- 250 g de manteiga sem sal à temperatura ambiente;
- 120 g de açúcar refinado;
- 60 g de açúcar mascavo;
- 70 g de clara de ovo;
- 40 g de gema de ovo;
- 525 g de farinha de trigo;
- 3 g de fermento químico;
- 8 mL de essência de baunilha;
- 200 g de chocolate 60% cacau;
- assadeira.

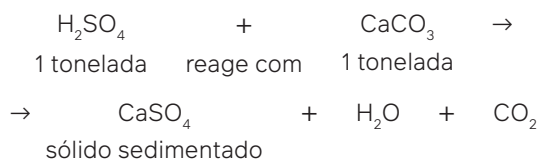
Modo de fazer

1. Bata as claras em neve e reserve-as em recipiente separado.
2. Misture os dois tipos de açúcar, acrescente a manteiga e mexa a mistura até que ela comece a clarear.
3. Aos poucos, acrescente a gema de ovo.
4. Adicione a farinha de trigo em pequenas porções e misture.
5. Acrescente a essência de baunilha à massa e, em seguida, o fermento.
6. Quebre o chocolate em pequenos pedaços e acrescente-os à massa.
7. Com cuidado, acrescente as claras em neve.
8. Em um assadeira, forme pequenas esferas e as asse em um forno preaquecido (250 °C) por 18 minutos.



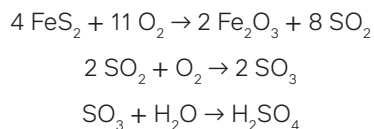
- (Enem – 2004) Em setembro de 1998, cerca de 10 000 toneladas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso, pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio (CaCO_3), na região atingida.

A equação química que representa a neutralização do H_2SO_4 por CaCO_3 , com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias é:



Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário que tem 80% de CaCO_3 , esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de

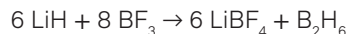
- 100
 - 200
 - 300
 - 400
 - 500
- (Enem – 2019) Na busca por ouro, os garimpeiros se confundem facilmente entre o ouro verdadeiro e o chamado ouro de tolo, que tem em sua composição 90% de um minério chamado pirita (FeS_2). Apesar do engano, a pirita não é descartada, pois é utilizada na produção do ácido sulfúrico, que ocorre com rendimento global de 90%, conforme as equações químicas apresentadas. Considere as massas molares: FeS_2 (120 g/mol), O_2 (32 g/mol), Fe_2O_3 (160 g/mol), SO_2 (64 g/mol), SO_3 (80 g/mol), H_2O (18 g/mol), H_2SO_4 (98 g/mol).



Qual é o valor mais próximo da massa de ácido sulfúrico, em quilograma, que será produzida a partir de 2,0 kg de ouro de tolo?

- 0,33
 - 0,41
 - 2,6
 - 2,9
 - 3,3
- (UFT-TO – 2022) O diborano (B_2H_6) é um gás à temperatura ambiente, altamente reativo na presença de umidade que, entre outras aplicações, pode ser

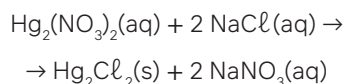
usado como combustível de foguetes. Esse composto pode ser sintetizado pela seguinte reação:



Em um recipiente fechado, mistura-se 2 (dois) mols de LiH com 2 (dois) mols de BF_3 até completar a reação. (Valores de Massa Molares aproximadas (em g/mol): $\text{LiH} = 8$; $\text{BF}_3 = 68$; $\text{B}_2\text{H}_6 = 28$).

Assinale a alternativa correta que descreve os valores de massa, em gramas, de B_2H_6 formado e de excesso de reagente presente após o fim da reação.

- 7,00 e 4,00.
 - 5,30 e 34,00.
 - 21,40 e 12,50.
 - 28,00 e 16,00.
- (PUC-RS – 2022) O álcool em gel recomendado para higienização das mãos no combate ao coronavírus SARS-CoV-2 é constituído essencialmente por álcool etílico, água e agentes espessantes para dar a consistência do produto. Para que atue como antisséptico, o álcool em gel deve apresentar uma concentração em álcool etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) de 70% m/m. Sabendo que a densidade do álcool etílico é $0,789 \text{ g mL}^{-1}$, a concentração em mol L^{-1} desse composto é, aproximadamente,
 - 0,012.
 - 0,12.
 - 1,2.
 - 12.
 - (Enem – 2023) Um assistente de laboratório precisou descartar sete frascos contendo solução de nitrato de mercúrio(I) que não foram utilizados em uma aula prática. Cada frasco continha 5,25 g de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ dissolvidos em água. Temendo a toxidez do mercúrio e sabendo que o Hg_2Cl_2 tem solubilidade muito baixa, o assistente optou por retirar o mercúrio da solução por precipitação com cloreto de sódio (NaCl), conforme a equação química:



Frasco	I	II	III	IV	V	VI	VII
Massa de NaCl em grama (g)	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0	1,2	1,4

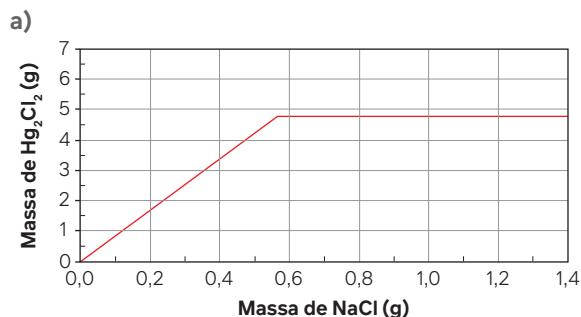
Enem/2023

Na dúvida sobre a massa de NaCl a ser utilizada, o assistente aumentou gradativamente a quantidade adicionada em cada frasco, como apresentado no quadro.

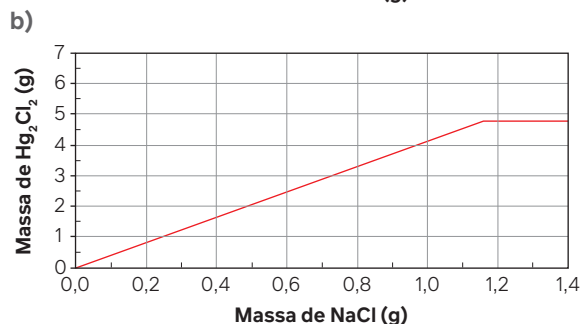
O produto obtido em cada experimento foi filtrado, secado e teve sua massa aferida. O assistente organizou os resultados na forma de um gráfico que correlaciona a massa de NaCl adicionada com a massa de Hg_2Cl_2 obtida em cada frasco. A massa molar do $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ é 525 g mol^{-1} , a do NaCl é 58 g mol^{-1} e a do Hg_2Cl_2 é 472 g mol^{-1} .

Qual foi o gráfico obtido pelo assistente de laboratório?

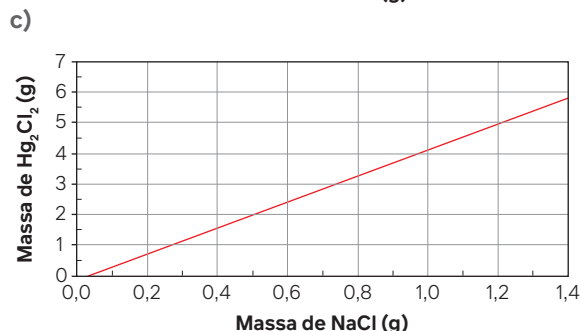
Enem/2023



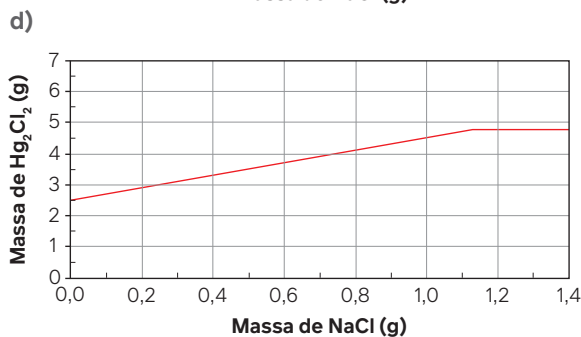
Enem/2023



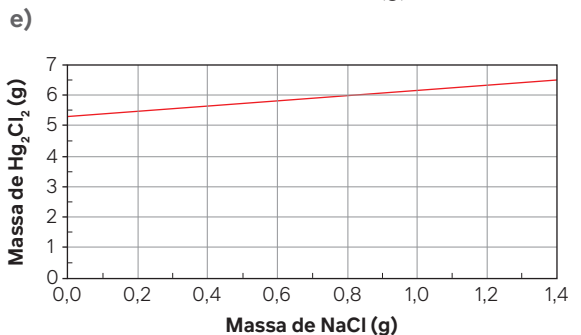
Enem/2023



Enem/2023



Enem/2023



6. (Enem – 2023) Existe no comércio um produto antimofa constituído por uma embalagem com tampa perfurada contendo cloreto de cálcio anidro, CaCl_2 . Uma vez aberto o lacre, essa substância absorve a umidade ambiente, transformando-se em cloreto de cálcio di-hidratado, $\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.

Considere a massa molar da água igual a 18 g mol^{-1} , e a massa molar do cloreto de cálcio anidro igual a 111 g mol^{-1} .

Na hidratação da substância presente no antimofa, o ganho percentual, em massa, é mais próximo de

- a) 14%
- b) 16%
- c) 24%
- d) 32%
- e) 75%

7. (Uema – 2023) Texto base para a questão 3. Analise a seguinte situação.

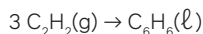
Viajar para o Maranhão é conhecer o casario histórico de São Luís, a beleza de tirar o fôlego dos Lençóis Maranhenses, a cultura do bumba meu boi e comer muito bem e sem culpa. A primeira sugestão é deixar a dieta de lado e mergulhar na culinária maranhense, uma das mais ricas do Brasil.

A base dessa cozinha são os frutos do mar. Um dos principais representantes dessa culinária é a Peixada Maranhense. De origem indígena, tem como ingrediente principal a pescada, mas também pode ser feita com outros peixes. Geralmente preparado em panelas (preferencialmente hermeticamente fechadas) que propiciam a adequada variação de temperatura e de pressão. Porém, após a finalização deste prato, um cheiro forte e característico de peixe exala por toda cozinha, em razão da presença de uma amina, especificamente a trimetilamina.

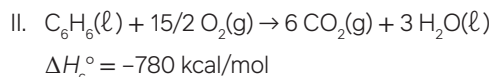
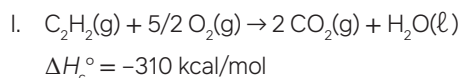
Durante o cozimento do peixe, o vapor, inicialmente à temperatura T_0 e à pressão P_0 ambientes (ao nível do mar), foi aquecido até que a pressão tenha aumentado em 100% de seu valor inicial. Considere desprezível a variação do volume na panela. O valor da temperatura final, T_f , em relação à temperatura inicial, T_0 , foi

- a) duplicado.
- b) igual.
- c) reduzido à metade.
- d) triplicado.
- e) reduzido a um terço.

8. (Enem – 2016) O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



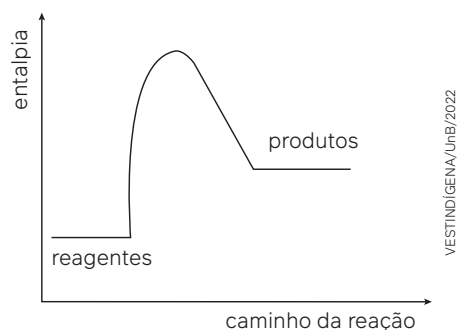
A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

- 1090.
 - 150.
 - 50.
 - +157.
 - +470.
9. (UnB-DF – 2022) Marca cultural dos povos indígenas, as cerâmicas são obtidas a partir da queima, em temperatura elevada, de certos tipos de argila. Uma forma simplificada de descrever o preparo dos utensílios de cerâmica é a seguinte: a argila é escolhida e as impurezas (folhas, pedras e outros materiais) são separadas e removidas; em seguida, a peça de argila é moldada e seca para, finalmente, ser queimada lentamente. É bem comum encontrar óxidos, como SiO_2 , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , Na_2O e CaO , na composição de artefatos cerâmicos produzidos pelos povos indígenas. A partir das informações do texto precedente, julgue os itens seguintes.
- Em todos os compostos mencionados no texto, o número de oxidação do oxigênio é -2.
 - A geometria molecular do composto Na_2O é similar à da molécula de água.
 - A troca do ânion oxigênio pelo ânion cloreto no composto Al_2O_3 forma o sal cloreto de alumínio, cuja fórmula é AlCl_3 .
 - Sabendo-se que a madeira tem densidade inferior à da água e que a argila tem densidade superior à da água, é correto afirmar que a flotação com água é uma técnica de separação adequada para extrair pedaços de madeira presentes na argila.

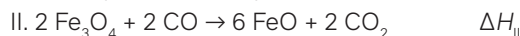
- e) O gráfico a seguir representa corretamente a reação de combustão da madeira usada na queima da argila para a formação da cerâmica.



- f) Considerando-se que, no processo de queima da argila, o hidróxido de cálcio se transforme em óxido de cálcio por desidratação, é correto afirmar que a queima de 100 g de hidróxido de cálcio produz menos de 50 g de CaO .

Nota dos autores: Para cada afirmação, julgue como verdadeiro ou falso e apresente uma justificativa para as afirmações falsas.

10. (UnB – 2023) Desde a chegada dos europeus, os recursos naturais do Brasil têm sido explorados de maneira predatória. Madeira, insumos vegetais, ouro e outros minérios, que, antes, eram embarcados em navios como produtos da colônia, hoje são explorados por empresas e países estrangeiros. Entre esses recursos naturais, o ferro metálico pode ser obtido de minérios como a siderita (FeCO_3) e a hematita (Fe_2O_3). Em um processo simplificado, a hematita reage com monóxido de carbono para formar a magnetita (Fe_3O_4). Em reações sucessivas, o Fe_3O_4 e o FeO reagem com o CO para produzir o Fe . As equações balanceadas desse processo estão mostradas a seguir, em que ΔH_I , ΔH_{II} e ΔH_{III} , representam as variações de entalpia das reações I, II e III, respectivamente.



Tendo como referência as informações precedentes, julgue o item que se segue.

O valor da variação de entalpia molar da reação em relação à hematita, que reage com o monóxido de carbono, produzindo apenas ferro metálico e dióxido de carbono, é $3 \Delta H_I + 2 \Delta H_{II} + \Delta H_{III}$.

- certo.
- errado.

Diariamente, recebemos diversas informações sobre os mais variados assuntos nas mídias e redes sociais da internet. Muitas dessas informações são tão interessantes que desejamos compartilhá-las com nossos amigos e parentes. O desafio é saber se a informação é verdadeira, para garantir o compartilhamento de informações confiáveis!

Você é capaz de distinguir se cada uma das informações a seguir é mito ou verdade?



ou



ou



1

ESPORTES

Os jogadores de futebol chegam ao município, com altitude acima de 1 500 m, com 3 dias de antecedência para treinar e competir.

A chegada antecipada é indicada para o período de aclimação, evitando, assim, que eles apresentem sintomas decorrentes do aumento do pH e da falta de oxigenação do sangue.



ou



4

Oi, amiga!
Recebi uma informação muito boa!
Um conhecido me disse que os medicamentos líquidos são menos eficazes do que comprimidos ou cápsulas, pois se espalham por todo o corpo, diminuindo a sua capacidade de interação com o organismo. Por isso, nunca mais vou tomar medicamento líquido! 😞

@navegando



@navegando Os cascos dos navios oxidam rapidamente por estarem em contato com um eletrólito, a água do mar, por isso, não é possível evitar a corrosão dos navios de aço.

Ver todos os comentários

Adicione um comentário...



ou

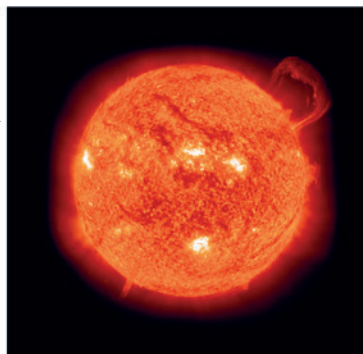


5

ASTRONOMIA

De onde vem a energia do Sol

A energia do Sol é proveniente das reações de combustão que acontecem entre seus constituintes.



7

CIÊNCIA & SOCIEDADE

Marie S. Curie – a cientista que fez a diferença

Os soldados que atuaram na Primeira Guerra Mundial contavam com o atendimento de um serviço de radiografia portátil, desenvolvido pela cientista polonesa, naturalizada francesa, Marie S. Curie (1867-1934).

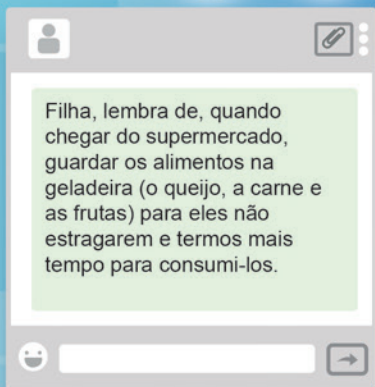


ou

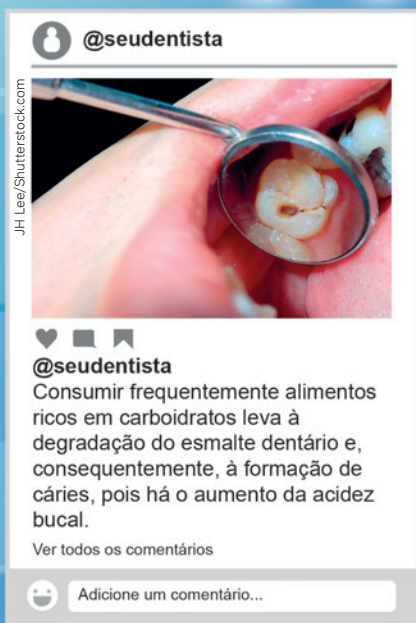




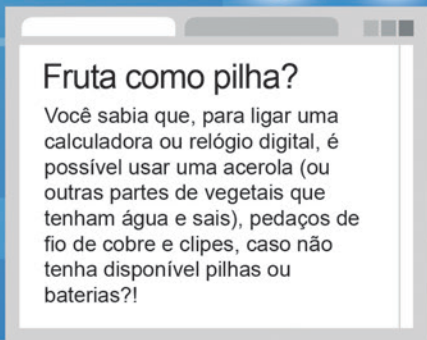
3



6



8



Energia, velocidade e equilíbrio

Convidamos você a conhecer as transformações químicas de diferentes pontos de vista. Vamos iniciar a unidade com o estudo da velocidade das reações químicas e dos fatores que a alteram, seguindo com a abordagem dos conceitos fundamentais relacionados ao equilíbrio químico, como a reversibilidade e suas interpretações macroscópicas e microscópicas. No que diz respeito à faceta energética das reações, abordaremos a radioatividade e os fundamentos relacionados a instabilidade dos átomos e suas emissões radioativas. Por fim, estudaremos sobre os processos químicos que envolvem a transferência de elétrons, comumente utilizados como fontes de energia para dispositivos eletrônicos.

Para começar

1. Observe as postagens divulgadas nas redes sociais e defina se as informações ali presentes são mitos ou verdades.
2. Reúna-se com mais dois colegas e juntos escolham três *posts* para responder ao seguinte questionamento: Quais são as explicações científicas que validam ou invalidam essas afirmações? Se julgar necessário, busquem informações em fontes confiáveis e indiquem as fontes consultadas. [Sugerimos dividir as postagens entre os grupos, garantindo que todas sejam analisadas.](#)
3. Compartilhem com os demais grupos as justificativas encontradas por vocês, explicando seus fundamentos.

Consulte no Manual do Professor as orientações, as respostas e os comentários sobre as atividades e os conteúdos desta unidade e seus capítulos.

A velocidade das reações químicas



A

Turtle Rock Scientific/Science Source/Fotoarena

Regis Gomes/Stockphoto.com



B

O ferro (Fe) pode reagir com o gás oxigênio (O_2) para produzir diferentes óxidos desse elemento (FeO , Fe_2O_3 ou Fe_3O_4) e, dependendo das condições em que essas reações acontecerem, os produtos podem ser formados em alguns segundos, como na queima de uma porção de palha de aço, mostrada na imagem (A), ou durante vários anos, como na imagem (B), que mostra a formação de ferrugem em uma composição ferroviária no cemitério de trens da cidade de Uyuni, Bolívia, 2023.



Para refletir

1. Analisando as imagens que abrem esse capítulo, por que a oxidação da palha de aço, pela combustão (A), é mais rápida do que a oxidação das chapas de ferro que compõem o trem (B)?
2. Como evitar ou retardar o aparecimento da ferrugem em objetos de ferro expostos às condições ambientais?
3. Por que os alimentos demoram mais a estragar quando estão na geladeira?

Objetivos do capítulo

- Compreender a cinética química como uma ciência empírica.
- Aplicar os pressupostos da teoria das colisões e da teoria do estado de transição para explicar a ocorrência das reações químicas.
- Calcular e comparar as velocidades médias das reações químicas.
- Aplicar a lei cinética no cálculo da velocidade instantânea de uma reação química, com base nas ordens de reação para os reagentes.
- Compreender e explicar quais são os fatores que influenciam a velocidade de uma reação química.

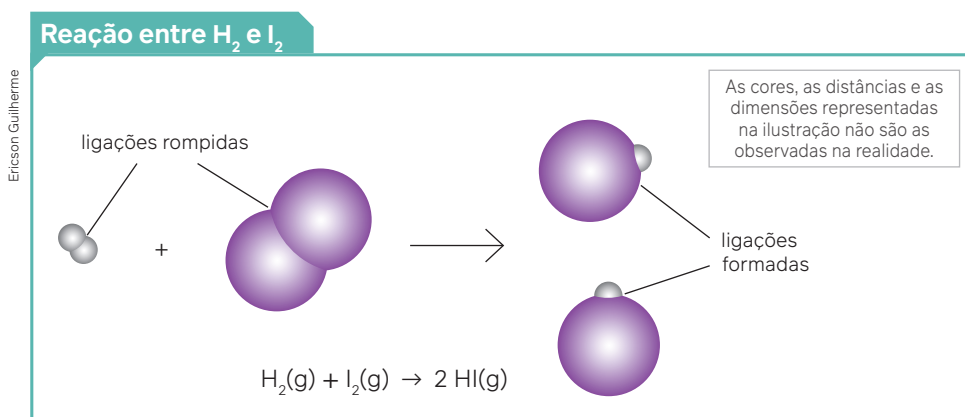
Em outros materiais, encontram-se os termos **taxa de desenvolvimento de reação** e **rapidez de reação** a fim de evitar conflitos com o conceito de velocidade estudado em Física. Neste livro, optou-se pela adoção do termo **velocidade de reação** de acordo com a convenção proposta pela IUPAC. Tenha em mente que a grandeza física é vetorial, com intensidade, direção e sentido e a velocidade de uma transformação química é uma grandeza escalar.

A cinética das reações químicas

A **cinética química** é a área que estuda a velocidade das reações químicas, isto é, como as quantidades de reagentes e de produtos variam em função do tempo, bem como quais fatores podem tornar esses processos mais lentos ou mais rápidos. Esses conhecimentos ajudam a compreender os fatores que influenciam as diversas transformações da matéria que fazem parte do cotidiano. Por exemplo, no preparo dos alimentos sabemos que o tempo de cozimento em uma panela comum é maior quando comparado ao tempo de cozimento em uma panela de pressão; na conservação dos alimentos, que mesmo depois de cozidos, se guardados na geladeira, demoram mais para estragar; na deterioração pela corrosão de objetos metálicos com ferro, sabemos que esses objetos enferrujam muito mais rápido quando expostos a condições ambientais com alto teor de umidade.

O conhecimento sobre a cinética das reações também possibilita o controle da atuação de medicamentos, pois a velocidade de absorção de um medicamento pelo organismo, sua distribuição nos tecidos e sua eliminação são aspectos-chave para determinar o tempo necessário para que esse medicamento comece a agir e por quanto tempo ele atuará no organismo.

Para que possamos entender a cinética de uma reação química, precisamos compreender como e porque essas transformações se processam em escala atômica e molecular. Nesse contexto, a ocorrência de uma reação química é entendida como uma sequência de eventos que envolvem o rompimento de ligações entre os átomos dos reagentes, seguido da formação de novas ligações entre esses átomos, originando os produtos. Na formação do iodeto de hidrogênio (HI) a partir dos gases hidrogênio (H_2) e iodo (I_2), por exemplo, as ligações covalentes H—H e I—I são rompidas, ao passo que novas ligações H—I são formadas.



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

As teorias da cinética química

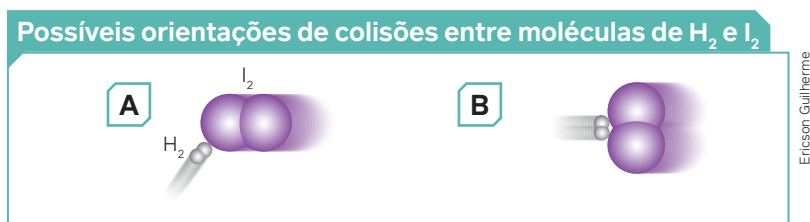
Os modelos científicos que descrevem como as reações químicas ocorrem em escala molecular foram desenvolvidos, ao longo do tempo, por vários cientistas, contribuindo gradualmente com o desenvolvimento da Química e da melhor compreensão dos processos químicos. De acordo com alguns desses modelos, as reações químicas ocorrem quando moléculas colidem umas com as outras. No entanto, nem todas as colisões entre moléculas são eficazes e resultam em uma reação química.

No final do século XIX, o químico sueco Svante Arrhenius (1859-1927) introduziu um novo conceito na teoria que buscava explicar a velocidade das reações, que viria a ser chamado de **energia de ativação**. Em linguagem atual, pode-se dizer que, para que haja formação de novas substâncias, as moléculas dos reagentes devem colidir umas com as outras com uma quantidade mínima de energia cinética – a energia de ativação (E_a), necessária para romper as ligações químicas nas moléculas dos reagentes e possibilitar a formação de novas ligações, que resultam nas moléculas de produtos. Assim, quanto menor for essa barreira energética, maior será a velocidade de uma reação química.

No início do século XX, o químico alemão Max Trautz (1880-1960) e o químico norte-irlandês William Lewis (1885-1956) propuseram que a velocidade de uma reação química é uma grandeza proporcional ao número de colisões eficazes entre as moléculas reagentes em um dado período. Essa proposta que ficou conhecida como **teoria das colisões**. Posteriormente, outros cientistas, como Henry Eyring (1901-1981), Michael Polanyi (1891-1976) e Meredith G. Evans (1904-1952), desenvolveram a **teoria do estado de transição**. De acordo com essa abordagem, para as colisões serem eficazes, partículas dos reagentes precisam ter, além de energia igual ou superior à energia de ativação, uma orientação adequada.

Retomando o exemplo da formação do iodeto de hidrogênio, podemos analisar duas maneiras possíveis pelas quais as moléculas dos reagentes podem colidir, representadas a seguir.

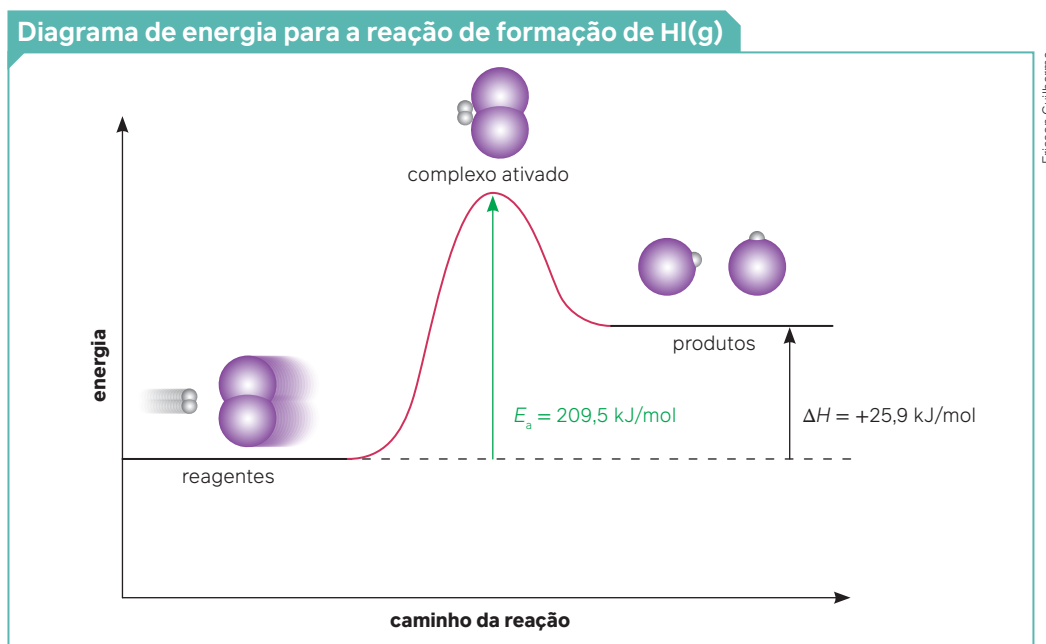
As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações dessa página não são as observadas na realidade.



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Assumindo que, em ambas as situações, as moléculas apresentem energia cinética suficiente, apenas a colisão ilustrada em (B) apresenta orientação apropriada para fazer com que ligações químicas sejam rompidas e formadas. De acordo com a teoria, as colisões eficazes não resultam no imediato rompimento das ligações entre os átomos das moléculas. Em vez disso, essas interações levam à criação de um estado de transição, conhecido como **complexo ativado**, em que as ligações originais são enfraquecidas, enquanto as novas ligações apenas começam a se formar parcialmente. Essa proposta é conhecida como **teoria do estado de transição**.

O diagrama a seguir representa o perfil energético da reação de formação do iodeto de hidrogênio. Com base nessa representação, a energia de ativação pode ser obtida pela diferença entre a energia do complexo ativado e a energia dos reagentes, e a variação de entalpia da reação (ΔH), como visto no **Capítulo 12**, pela diferença entre a energia dos produtos e a energia dos reagentes.



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Tradução: Felix Nonnenmacher. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Velocidade média nas reações químicas

A **velocidade média em uma reação química** (v) descreve o consumo de um reagente ou a formação de um produto em um determinado período e pode ser calculada pela variação da quantidade de uma dessas substâncias por unidade de tempo. Geralmente, busca-se expressar a velocidade de uma reação por meio de valores positivos. Por isso, nos cálculos, leva-se em consideração o módulo do valor da variação na quantidade de uma substância que, geralmente, é expresso em unidades de concentração, sendo possível também expressá-lo em unidades de quantidade de matéria, massa, volume ou pressão parcial da substância.

$$v = \frac{\text{variação da quantidade de uma substância}}{\text{intervalo de tempo}}$$

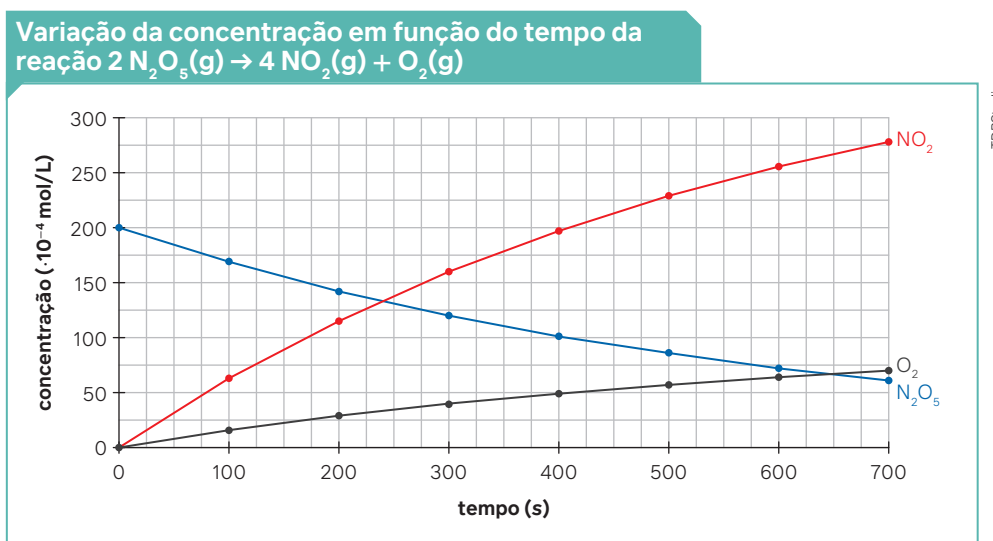
Nas expressões do cálculo da velocidade de reação, a **variação dos valores de uma grandeza no estado final e no estado inicial** é representada pela letra grega delta (Δ).

Seguindo essa notação e considerando as diferentes grandezas para quantificação das substâncias, as velocidades médias de consumo de um reagente ou de formação de um produto podem ser expressas por:

$$v = \frac{|\Delta[\]|}{\Delta t} \quad v = \frac{|\Delta n|}{\Delta t} \quad v = \frac{|\Delta m|}{\Delta t} \quad v = \frac{|\Delta V|}{\Delta t} \quad v = \frac{|\Delta p_x|}{\Delta t}$$

Em que: [] indica a concentração em mol/L; n , a quantidade de matéria, em mol; m , a massa, em g, kg etc.; V , o volume ocupado por um gás, em L, m^3 etc.; p_x , a pressão parcial exercida por um gás, em atm, mmHg etc.; e t , como já sabemos, o tempo, medido em horas, minutos etc. Por isso, atente-se ao fato de que a velocidade média não tem uma única unidade de medida possível, sendo necessário considerar as unidades individuais de cada grandeza contemplada nos cálculos.

Para exemplificar os cálculos envolvendo a velocidade média em uma reação, vamos analisar o gráfico de uma reação de decomposição do gás pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), um gás incolor, em que há formação de dióxido de nitrogênio (NO_2), um gás castanho, e gás oxigênio (O_2), também incolor, representado a seguir.



Fonte: ROBINSON, J. K.; MCMURRY, J. E.; FAY, R. C. *Chemistry*. 8th ed. New Jersey: Pearson Education, 2020.

Analisando esses dados, percebe-se que a concentração de N_2O_5 diminui com o tempo, ao passo que a concentração dos produtos (NO_2 e O_2) aumenta. Considerando o intervalo de tempo de 0 a 300 s, a velocidade média de consumo de N_2O_5 pode ser calculada por:

$$v(N_2O_5) = \frac{|\Delta[N_2O_5]|}{\Delta t}$$

Assim:

$$v(N_2O_5) = \frac{|120 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} - 200 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}|}{300 \text{ s} - 0 \text{ s}} = \frac{80 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}}{300 \text{ s}} = 2,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

No mesmo intervalo de tempo, as velocidades de formação do NO_2 e do O_2 podem ser calculadas conforme mostrado a seguir.

$$v(NO_2) = \frac{|\Delta[NO_2]|}{\Delta t} = \frac{|160 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}|}{300 \text{ s} - 0 \text{ s}} = \frac{160 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}}{300 \text{ s}} = 5,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

$$v(O_2) = \frac{|\Delta[O_2]|}{\Delta t} = \frac{|40 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}|}{300 \text{ s} - 0 \text{ s}} = \frac{40 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}}{300 \text{ s}} = 1,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

Os valores calculados possibilitam a observação de que, como as variações envolvem a concentração em quantidade de matéria (mol/L), os valores de velocidade média são proporcionais aos coeficientes estequiométricos da

equação química. Assim, a velocidade média de consumo de N_2O_5 corresponde à metade da velocidade média de formação de NO_2 – proporção estequiométrica de 2 : 4 – e ao dobro da velocidade média de formação de O_2 – proporção estequiométrica de 2 : 1.

A velocidade média da reação é calculada pelo quociente entre a velocidade média de consumo de uma das substâncias e o respectivo coeficiente estequiométrico, indicado na equação química. Assim, considerando mais uma vez a reação de decomposição do N_2O_5 , para o intervalo de 0 a 300 s, conforme indicado anteriormente, temos que:

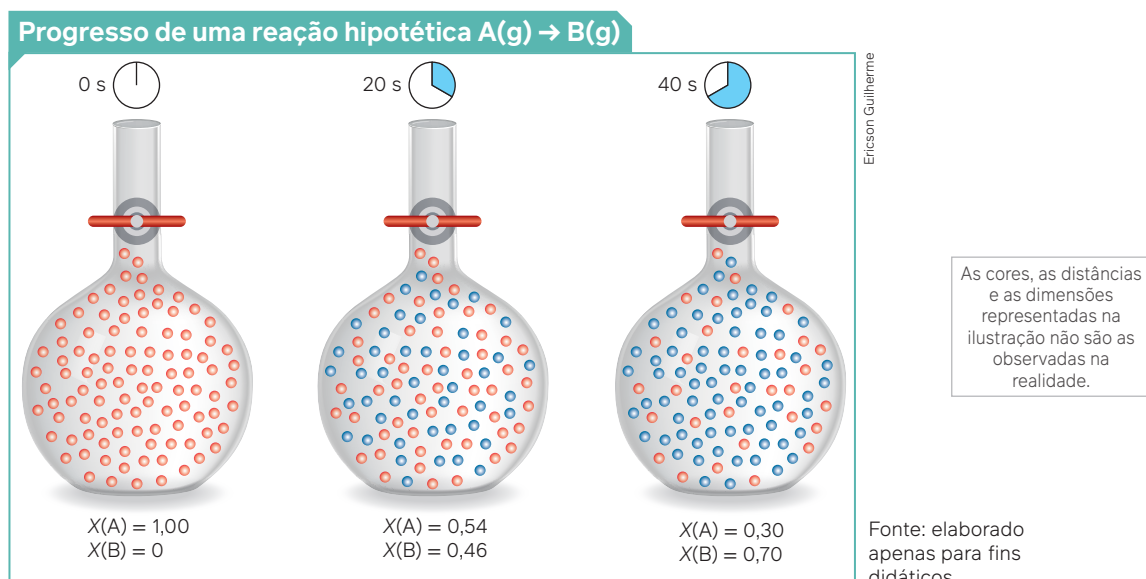
$$v_{\text{reação}} = \frac{v(N_2O_5)}{2} = \frac{v(NO_2)}{4} = \frac{v(O_2)}{1}$$

$$v_{\text{reação}} = \frac{2,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{2} = \frac{5,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{4} = \frac{1,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{1}$$

$$v_{\text{reação}} = 1,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

Ainda para exemplificar, vamos considerar um sistema inicialmente formado apenas pelo gás **A** contido em um recipiente com capacidade de 1,0 L em que exerce pressão de 1,0 atm. Com o passar do tempo, esse gás se transforma em outro gás, **B**, representado pela equação genérica: $A(g) \rightarrow B(g)$.

O processamento da reação pode ser verificado pela alteração do valor da fração molar de cada um dos gases – $X(A)$ e $X(B)$ –, conforme a figura a seguir:



Podemos determinar as velocidades médias de consumo do gás **A** e de formação do gás **B** em termos das pressões parciais que cada um deles exerce no sistema. Tendo em vista que a pressão parcial de um gás – $p_x(\text{gás})$ – pode ser calculada pelo produto entre a fração molar desse gás – $X(\text{gás})$ – e a pressão total do sistema – p_{total} –, no instante $t = 0$, temos:

$$p_x(A) = X(A) \cdot p_{\text{total}} = 1,00 \cdot 1,0 \text{ atm} = 1,0 \text{ atm}$$

$$p_x(B) = X(B) \cdot p_{\text{total}} = 0 \cdot 1,0 \text{ atm} = 0,0 \text{ atm}$$

E, no instante $t = 40$ s, temos:

$$p_x(A) = X(A) \cdot p_{\text{total}} = 0,30 \cdot 1,0 \text{ atm} = 0,30 \text{ atm}$$

$$p_x(B) = X(B) \cdot p_{\text{total}} = 0,70 \cdot 1,0 \text{ atm} = 0,70 \text{ atm}$$

Assim, as velocidades de consumo do gás **A** e de formação do gás **B**, no intervalo de 0 a 40 s, são dadas por:

$$v(A) = \frac{|\Delta p_x(A)|}{\Delta t} = \frac{|0,30 \text{ atm} - 1,00 \text{ atm}|}{40 \text{ s} - 0 \text{ s}} = 1,75 \cdot 10^{-2} \text{ atm/s}$$

$$v(B) = \frac{|\Delta p_x(B)|}{\Delta t} = \frac{|0,70 \text{ atm} - 0,0 \text{ atm}|}{40 \text{ s} - 0 \text{ s}} = 1,75 \cdot 10^{-2} \text{ atm/s}$$



1. A produção industrial de fertilizantes e produtos químicos, compreende a manipulação e transformação de diversos compostos de nitrogênio. Um desses processos envolve o pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), um composto que serve como intermediário na síntese do ácido nítrico, substância importante para a fabricação de fertilizantes. A decomposição controlada do N_2O_5 , pode ser representada por meio da seguinte equação química:



Consulte o gráfico da página 225 e, considerando as velocidades médias de consumo de N_2O_5 e de formação de NO_2 e de O_2 , julgue as afirmações a seguir como verdadeiras ou falsas.

- I. A velocidade média de consumo de N_2O_5 é duas vezes maior que a velocidade média de formação de O_2 .
 - II. NO_2 e O_2 são formados com a mesma velocidade média.
 - III. A velocidade média de formação do NO_2 é a metade da velocidade de consumo do N_2O_5 .
 - IV. A velocidade média de formação do O_2 é a metade da velocidade de consumo do N_2O_5 .
2. A decomposição do dióxido de nitrogênio (NO_2) possui papel essencial na gestão da qualidade do ar. Em áreas urbanas, a combustão de combustíveis fósseis em veículos e indústrias resulta na emissão de altos níveis de NO_2 para a atmosfera. Nesse contexto, a decomposição de NO_2 em componentes menos nocivos é uma estratégia que pode mitigar seus efeitos negativos na saúde humana e no ambiente.

A decomposição de dióxido de nitrogênio (NO_2) pode ser descrita pela seguinte equação química:



A tabela a seguir traz valores obtidos experimentalmente para o processo de decomposição do NO_2 realizado a 300 °C, no intervalo entre 0 e 300 segundos.

Concentração de NO_2 , a 300 °C	
Tempo (s)	$[NO_2] (\cdot 10^{-2} \text{ mol/L})$
0	1,000
50	0,787
100	0,649
200	0,481
300	0,380

Fonte: BROWN, T. L. *et al. Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

- a) Represente, em um gráfico, a variação da $[NO_2]$ em função do tempo.
- b) Determine a velocidade média de consumo do dióxido de nitrogênio, no intervalo de 0 a 300 s.
- c) Suponha que a concentração de NO_2 por litro de ar atmosférico seja $1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Considere que o limite seguro de NO_2 para a qualidade do ar, seja de $5,21 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L} \cdot \text{h}$. Para reduzir a concentração de NO_2 indicada e atingir esse limite, avalie se o processo de decomposição descrito anteriormente é adequado. Para isso, utilize o valor da velocidade de reação calculado no item b e considere que a duração do processo de decomposição foi de 1 hora.

Lei cinética de uma reação

No tópico anterior, estudamos como calcular a velocidade média de uma reação. Contudo, também é possível determinar a **velocidade instantânea** das reações químicas, ou seja, a velocidade com que os reagentes se convertem em produtos em um momento específico da reação.

Em seus trabalhos sobre velocidade de reações publicados entre 1864 e 1879 os químicos noruegueses Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e Peter Waage (1833-1900) elaboraram sobre uma ideia proposta por Claude Louis Berthollet (1748-1822) no início do século XIX. Posteriormente, em 1877, o químico holandês Jacobus Henricus van't Hoff (1852-1911) chegou, de maneira independente, a resultados semelhantes aos de Guldberg e Waage, porém mais detalhados e precisos. Esses estudos tratam daquilo que veio a ser chamada de lei cinética das reações, **lei da ação das massas** ou **lei de Guldberg-Waage**, que, em linguagem atual, pode ser enunciada assim: a dada temperatura, a velocidade de reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes (em mol/L) elevadas a expoentes determinados experimentalmente. Essa lei também pode ser expressa por meio da equação matemática descrita a seguir:

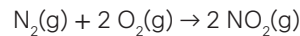
$$v = k \cdot [\text{reagentes}]^x$$

Em que:

- v : é a velocidade da reação química em determinado instante;
- k : é a **constante de velocidade** da reação, que é característica específica da reação, isto é, diferentes reações apresentam constantes de velocidade distintas; k também depende da temperatura na qual a reação ocorre, ou seja, uma mesma reação terá diferentes constantes de velocidade em temperaturas distintas;
- [reagentes]: é a concentração em quantidade de matéria do(s) reagente(s) envolvidos na reação;
- x : é um expoente que define a **ordem de reação**, determinada experimentalmente, que indica como a concentração de um reagente específico afeta a velocidade da reação.

Se a reação ocorrer em uma única etapa, a reação é **elementar** e, nesse caso, os expoentes experimentais equivalem aos coeficientes estequiométricos correspondentes aos reagentes.

Por exemplo, consideremos a equação química da reação elementar de oxidação do gás nitrogênio (N_2):

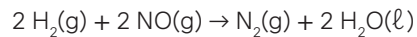


A lei cinética para essa reação é indicada por:

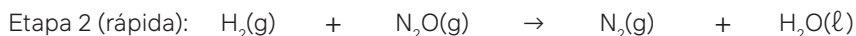
$$v = k \cdot [N_2] \cdot [O_2]^2$$

Nesse caso, com base nos expoentes da equação, dizemos que a ordem de reação para o gás nitrogênio é 1 e, para o gás oxigênio, 2. A **ordem global** da reação, calculada pela soma dos expoentes (1 + 2), é igual a 3.

Entretanto, a maioria das reações químicas não é elementar, como é o caso da reação entre os gases hidrogênio (H_2) e monóxido de nitrogênio (NO), representada pela equação global a seguir.



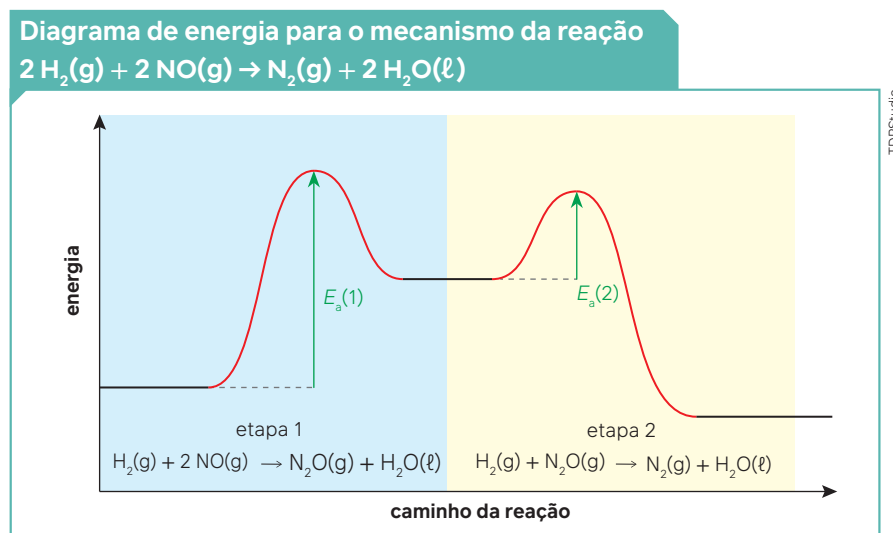
Experimentalmente, os cientistas determinaram que essa reação acontece em duas etapas sequenciais, cada uma com uma velocidade diferente.



Uma **reação não elementar** se processa em uma sequência de duas ou mais etapas elementares. Ao conjunto de etapas dá-se o nome de **mecanismo de reação**.

Analisando o diagrama de energia do mecanismo, ilustrado a seguir, percebe-se que a etapa 1 apresenta maior energia de ativação e, por isso, limita a velocidade global do processo. Por isso, nesse e em todos os demais casos de reações não elementares, a **lei cinética da reação global é indicada por meio da lei cinética da etapa lenta do mecanismo**. No caso do exemplo citado:

$$v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$$

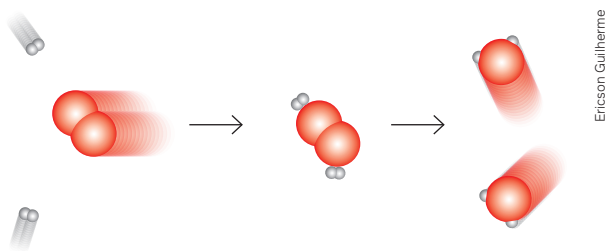


Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Atividades propostas



- Em uma prova de Química, uma estudante ilustrou uma reação química, por meio de modelos moleculares, em que as esferas brancas representam átomos de hidrogênio e as vermelhas, átomos de oxigênio. Interprete a ilustração feita pela estudante e responda às questões a seguir:



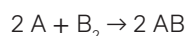
Ericson Guilherme

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

- O esquema representa uma colisão eficaz ou não eficaz? Explique seu raciocínio.
 - Escreva a equação química que representa o processo ilustrado no esquema.
- A reação entre o brometo de hidrogênio (HBr) e o dióxido de nitrogênio (NO₂) pode ser utilizada em sistemas de tratamento de emissões gasosas para transformar gases poluentes em substâncias menos nocivas. Esse processo é relevante em indústrias onde ocorrem altos volumes de combustão e por isso, tecnologias de controle de emissões são uma prioridade.
A reação entre os gases brometo de hidrogênio (HBr) e o dióxido de nitrogênio (NO₂) se processa em duas etapas, representadas a seguir.



- Escreva a equação química que representa a reação global.
 - Indique a lei cinética da reação global.
- Suponha que você está trabalhando em um laboratório de pesquisa química, cujo objetivo é compreender como determinadas reações químicas complexas ocorrem, para então, aplicar esse conhecimento na melhoria de processos industriais, como a produção de novos materiais ou a síntese de fármacos. Você está investigando uma reação específica que envolve a formação de um composto AB a partir dos reagentes A e B₂, a qual pode ser representada da seguinte forma:



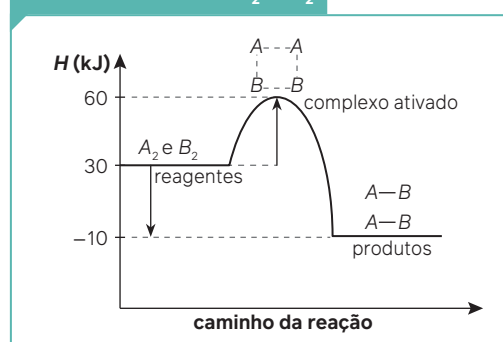
Durante os experimentos, você observou que a velocidade da reação é descrita pela lei cinética:

$$v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}_2]$$

Sabendo que essa reação se processa em duas etapas, proponha um mecanismo para a formação de AB, indicando qual das etapas é a etapa lenta.

- Analisar o diagrama de energia que traz dados hipotéticos relacionados a uma reação entre A₂ e B₂.
 - Escreva uma equação química para representar a reação.
 - Essa reação é elementar ou não elementar? Explique seu raciocínio.
 - Indique a lei cinética para a reação.

Diagrama de energia da reação entre A₂ e B₂



TDP Studio

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Ordem de reação

Para determinar quanto tempo um poluente leva para se decompor, os cientistas realizam uma série de experimentos com a finalidade de buscar padrões para avaliar a influência da concentração dos reagentes na velocidade global do processo. Nestes testes é possível obter a **ordem de uma reação química**.

Vejam os exemplos a seguir, em que são apresentados dados para a velocidade instantânea inicial em quatro sistemas, mantidos a 25 °C, em que ocorrem a reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio, em concentrações diferentes:



Dados de $[\text{N}_2\text{O}_5]$ e de v_{inicial} para a decomposição do N_2O_5		
Sistema	$[\text{N}_2\text{O}_5]$ (mol/L)	v_{inicial} ($\cdot 10^{-6}$ mol/L \cdot s)
1	0,100	3,7
2	0,200	7,4
3	0,300	11,1
4	0,400	14,8

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Com base nesses dados, podemos comparar como a concentração de N_2O_5 afeta a velocidade inicial em cada um dos sistemas. Assumindo a lei cinética dessa reação como:

$$v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^x$$

Temos que:

$$v_1 = 3,7 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s} = k \cdot (0,100 \text{ mol/L})^x;$$

$$v_2 = 7,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s} = k \cdot (0,200 \text{ mol/L})^x;$$

$$v_3 = 11,1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s} = k \cdot (0,300 \text{ mol/L})^x;$$

$$v_4 = 14,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s} = k \cdot (0,400 \text{ mol/L})^x.$$

Comparando as razões entre as leis cinéticas para os sistemas 2 e 1, temos:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{7,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{3,7 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}} = \frac{k(0,200 \text{ mol/L})^x}{k(0,100 \text{ mol/L})^x}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 2 = 2^x$$

Dessa forma, a igualdade $2 = 2^x$ implica que $x = 1$, ou seja, a **velocidade inicial é diretamente proporcional à concentração do reagente** e, por isso, dizemos que a reação de decomposição do N_2O_5 é de **ordem 1** em relação a essa substância, e a lei cinética é indicada por:

$$v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$$

A expressão da lei cinética possibilita também determinar o valor numérico da constante de velocidade (k). Para isso, podemos utilizar os valores de velocidade inicial e de concentração relacionados em qualquer um dos sistemas. Com base nos dados indicados no sistema 1, temos:

$$3,7 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s} = k \cdot 0,100 \text{ mol/L}$$

$$k = \frac{3,7 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}}$$

$$k = 3,7 \cdot 10^{-5} / \text{s}$$

Os dados referentes aos sistemas 1 e 2, possibilitam verificar que, quando a $[\text{N}_2\text{O}_5]$ é duplicada, a velocidade inicial também é duplicada. Na comparação entre os sistemas 1 e 3, nota-se que, quando a $[\text{N}_2\text{O}_5]$ é três vezes maior, a velocidade inicial é triplicada. E, por fim, ao comparar os sistemas 1 e 4, nota-se que, quando a $[\text{N}_2\text{O}_5]$ é quatro vezes maior, a velocidade inicial é quadruplicada.

A unidade da constante de velocidade, k , pode apresentar variação, pois depende das unidades adotadas para indicar a velocidade e a concentração dos reagentes, bem como da ordem global da reação.

Por outro lado, muitas das reações têm leis cinéticas que dependem da concentração de mais de uma substância. Nesses casos, é possível determinar a ordem de reação para cada uma delas, variando-se individualmente a concentração de um dos reagentes.

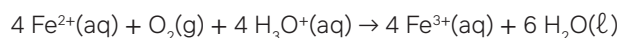
Comece com você!

3. A influência das concentrações dos reagentes A e B na reação genérica $A + B \rightarrow AB$, realizada em diferentes sistemas à mesma temperatura, pode ser determinada por meio dos dados indicados na tabela.

Sistema	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	v_{inicial} (mol/L · s)
1	0,20	0,30	1,4
2	0,60	0,10	4,2
3	0,60	0,30	12,6

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

- a) Com base nesses dados, indique a lei cinética da reação.
b) Determine o valor da constante de velocidade (k) para essa reação.
4. Uma das reações envolvidas na formação da ferrugem promove a conversão de íons ferro(II) em íons ferro(III), conforme a equação:



Dados experimentais indicam que: a reação é de 3ª ordem em relação aos íons Fe^{2+} e de 1ª ordem em relação a cada uma das outras espécies (O_2 e H_3O^+).

- a) Uma empresa que desenvolve produtos anticorrosivos realizou os testes de velocidade nessa reação e aumentou a velocidade da reação em oito vezes. Indique como a empresa pode ter alterado a velocidade dessa reação, sabendo que a concentração de Fe^{2+} se manteve constante.
b) Qual seria o efeito sobre a velocidade dessa reação se apenas as concentrações de gás oxigênio (O_2) e de íons oxônio (H_3O^+) fossem triplicadas?

Agora, vamos compartilhar!

5. Escolha um colega para formar uma dupla e compartilhar as estratégias que você adotou para responder às duas atividades propostas. Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões, corrigindo as respostas, caso seja necessário.

Todos juntos aprendemos mais!



6. Reúna-se com sua turma e analisem as estratégias das outras duplas. Houve algum detalhe que você não percebeu? Se sim, complemente as respostas, indicando o que você aprendeu com os colegas.

Ciência por dentro



A velocidade média das reações

Nesta atividade, você e sua equipe irão realizar alguns experimentos simples com a finalidade de quantificar e comparar a velocidade média de reação durante os ensaios.

Material:

- 6 comprimidos efervescentes (suplemento de vitamina C ou similar);
- bicarbonato de sódio (NaHCO_3) em pó;
- vinagre;
- 3 béqueres (ou copos de vidro transparentes) de 100 mL;
- 1 termômetro com escala de 0 a 100 °C;
- 1 proveta de 50 mL (ou outro recipiente de medida para volume);
- 1 almofariz com pistilo (ou gral de porcelana, ou instrumento para triturar os comprimidos);

Atenção!

Siga as orientações do professor, durante todo o experimento.
Não cheire e nem prove nenhuma das amostras.
Utilize luvas para manusear vidrarias aquecidas.

- 1 vidro de relógio pequeno (ou prato plástico descartável pequeno);
- 1 balança (precisão 0,01 g);
- 1 cronômetro;
- 1 caneta de tinta permanente (ou etiquetas para numerar os materiais);
- água a temperatura ambiente;
- água gelada;
- água quente.

Nas partes I e II, o uso de uma balança é opcional. Nas embalagens dos comprimidos, é indicada a massa média de 4 g por comprimido e esse valor pode ser utilizado como referência dos valores de massa nos ensaios. Caso opte pela não determinação das massas, oriente os estudantes nesse sentido.

Procedimento

O procedimento será executado em três partes, não necessariamente consecutivas. Leiam com atenção as etapas a serem realizadas e organizem os materiais antes de começar cada uma delas. As tabelas a seguir podem ser reproduzidas no caderno e são sugestões para auxiliar no registro dos dados experimentais.

Parte I

1. Separem e identifiquem cada um dos béqueres com números de 1 a 3.
2. Utilizando a proveta, no béquer 1, com muito cuidado, coloquem 50 mL de água quente; no béquer 2, 50 mL de água à temperatura ambiente; e no béquer 3, 50 mL de água gelada.
3. Com o auxílio do termômetro, meçam a temperatura das amostras de água e registrem esses valores.
4. Separem três comprimidos efervescentes e, com o auxílio do vidro de relógio, determinem a massa de cada um deles, pesando-os na balança. Para isso, pesem o vidro de relógio vazio, anotando essa massa. Na sequência, coloquem um dos comprimidos sobre o vidro de relógio e pesem todo o conjunto. A massa do comprimido será obtida pela diferença entre massa do conjunto e a massa do vidro de relógio vazio. Anotem os valores calculados.
5. Adicionem um comprimido efervescente em cada béquer.
6. Cronometrem o tempo do início ao fim de cada reação nos três béqueres, e anotem os valores de tempo observados.

Béquer	Temperatura da água (°C)	Massa do comprimido (g)	Tempo de reação (s)	Velocidade de reação (g/s)
1				
2				
3				

7. Lavem e organizem os materiais antes de prosseguir para as próximas etapas.

Parte II

1. Com o auxílio de uma proveta, meçam 50 mL de água à temperatura ambiente.
2. Na balança, determinem a massa de um outro comprimido e anote o valor de massa medida.
3. Em um almofariz, com o auxílio do pistilo, triturem o comprimido efervescente previamente pesado.
4. Transfiram toda a água da proveta para o almofariz contendo o comprimido macerado.
5. Cronometrem o tempo do início ao fim da reação e anotem o valor de tempo observado.

Temperatura da água (°C)	Massa do comprimido (g)	Tempo de reação (s)	Velocidade de reação (g/s)

6. Lavem e organizem os materiais antes de prosseguir para a próxima etapa.

Parte III

1. Separem e identifiquem dois béqueres com os números 1 e 2.
2. Utilizando a proveta, no béquer 1, com muito cuidado, coloquem 50 mL de vinagre; e, no béquer 2, 5 mL de vinagre + 45 mL de água à temperatura ambiente.
3. Na balança, pesem duas amostras de NaHCO_3 , com cerca de 0,5 g cada e anotem as massas medidas.

- Transfiram toda a massa de NaHCO_3 da amostra 1 para o béquer 1 contendo vinagre. Faça o mesmo com a amostra 2 e o béquer 2.
- Cronometrem o tempo do início ao término da reação em cada béquer e anotem os valores de tempo observados.

Béquer	Massa NaHCO_3 (g)	Tempo de reação (s)	Velocidade de reação (g/s)
1 (vinagre)			
2 (vinagre + água)			

- Lavem e organizem os materiais.

Ao final dos experimentos, aproveite e peça que os estudantes deduzam a composição das soluções resultantes, questionando se é seguro descartá-las na rede de coleta de esgoto. Nas soluções, se foram utilizados comprimidos de suplemento de vitamina C, haverá citrato de sódio e vitamina C, substâncias cujo descarte é seguro.

Trocando ideias

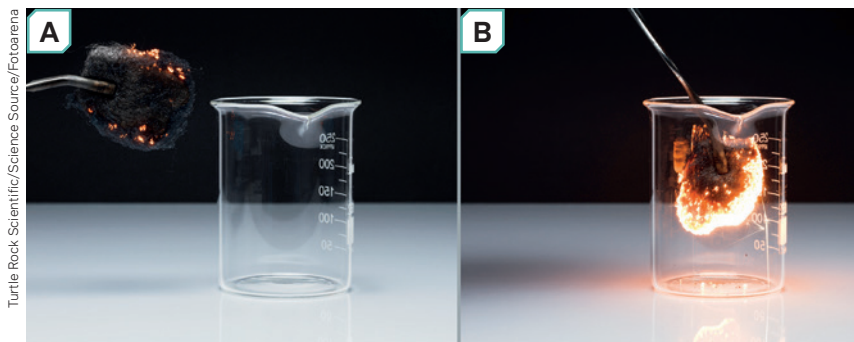
- Determinem a velocidade de consumo do comprimido, em g/s, nos quatro ensaios realizados nas Partes I e II, completando as tabelas com esses dados.
- Comparem os valores calculados para as velocidades de consumo do comprimido nos quatro ensaios realizados nas Partes I e II, ordenando-os em ordem crescente de velocidade.
- Proponham uma explicação para as diferentes velocidades observadas.
- Determinem a velocidade de consumo do bicarbonato de sódio, em g/s, nos dois ensaios realizados na Parte III, completando a tabela com esses dados.
- Comparem os valores calculados para as velocidades. Houve diferença na velocidade das reações realizadas? Se sim, proponham uma explicação para essas diferenças.
- O que se pode concluir com os resultados obtidos? Compartilhem com as demais equipes as explicações descritas por vocês, explicando seus fundamentos.
- Ouçam as explicações das outras equipes e reflitam se há informações diferentes e se vocês mudariam algo nas observações registradas.

Fatores que influenciam a velocidade das reações

A velocidade de uma reação química depende da interação de vários fatores. Esses fatores incluem a concentração dos reagentes, a presença de catalisadores, a temperatura, a pressão e a área de superfície de contato entre reagentes. Compreender como esses fatores influenciam a velocidade de uma reação é essencial para a concepção e otimização de processos químicos industriais, bem como para a compreensão de muitos fenômenos naturais que ocorrem à nossa volta.

Concentração

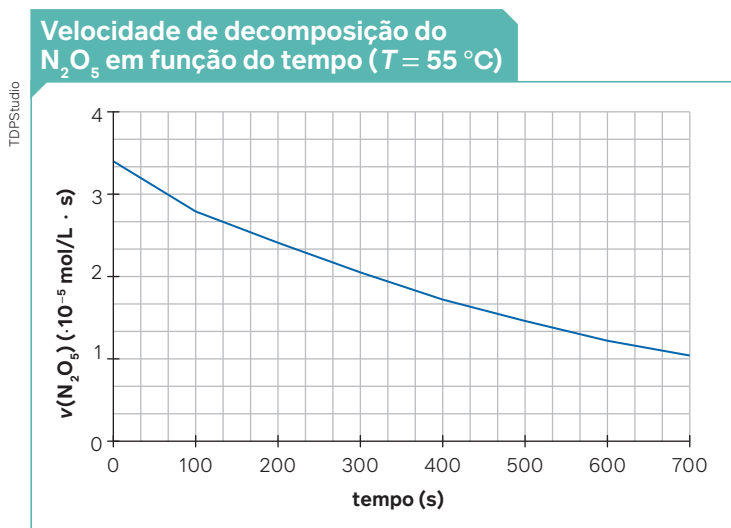
Observem as imagens a seguir, em (A), observamos a combustão de um pedaço de palha de aço em ambiente atmosférico. Nessa condição, a reação é limitada pela concentração de gás oxigênio disponível no ar, cerca de 21%. Já em (B), a palha de aço em combustão está dentro de um recipiente com alta concentração de oxigênio, fazendo com que a velocidade da reação aumente, o que é perceptível pelo brilho intenso emitido pelo processo.



(A) Palha de aço em combustão em ambiente atmosférico. (B) Palha de aço em combustão intensa dentro de recipiente contendo gás oxigênio puro.

Ao estudar a aplicação da lei cinética das reações, percebemos que a concentração dos reagentes afeta a velocidade das reações químicas, à exceção dos casos em que a ordem de reação em relação a alguma substância seja zero. A explicação para esse fato considera que aumentar a concentração dos reagentes aumenta a probabilidade de colisões bem-sucedidas entre eles, resultando no aumento da velocidade da reação.

A influência da concentração dos reagentes sobre a velocidade das reações também nos ajuda a entender por que a velocidade média, tanto de consumo quanto de formação de substâncias, diminui com o passar do tempo. Isso se deve à redução da concentração dos reagentes no sistema e, conseqüentemente, à menor frequência de colisões eficazes entre as partículas, de acordo com a teoria das colisões.

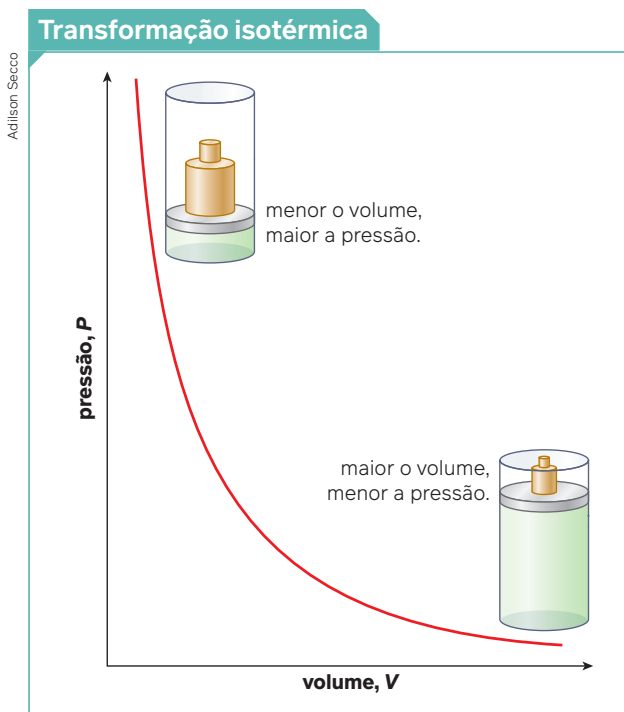


Fontes: ROBINSON, J. K.; MCMURRY, J. E.; FAY, R. C. *Chemistry*. 8th ed. New Jersey: Pearson Education, 2020.; ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Pressão

Nas reações químicas em que pelo menos um dos reagentes é um gás, o aumento da pressão no sistema aumenta a velocidade da reação.

Quando uma amostra gasosa é comprimida, mantendo-se a temperatura constante, de acordo com a lei de Boyle, a redução no volume do gás acarreta um aumento da pressão exercida por esse gás. Contudo, a diminuição do volume aumenta a concentração do gás no sistema, pois essas grandezas são inversamente proporcionais.



As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Temperatura

De acordo com a teoria das colisões, à medida que se aumenta a temperatura do meio reacional, a energia cinética média das partículas aumenta, ocasionando um aumento, portanto, da velocidade da reação.

Outro aspecto importante a ser considerado é a distribuição de energia cinética das partículas. O aumento da temperatura do meio reacional implica no aumento da energia cinética média e amplia a distribuição de energia cinética. Isso significa que, a uma temperatura mais alta, um número maior de partículas terá energia maior do que a energia de ativação, tornando as colisões eficazes ainda mais prováveis.

Além de influenciar a frequência e a energia das colisões, a temperatura também pode afetar a natureza das reações químicas. Em temperaturas muito baixas, algumas reações podem ser virtualmente inexistentes, uma vez que a energia cinética das partículas não é suficiente para romper as ligações químicas. Por outro lado, temperaturas excessivamente altas podem causar a decomposição de produtos ou a formação de subprodutos indesejados. Portanto, o controle preciso da temperatura é essencial na otimização de reações químicas em laboratórios e nos processos industriais.

Área de superfície de contato

Para além da concentração dos reagentes e da temperatura do sistema reacional, a velocidade das reações químicas têm influência da área de superfície de contato entre os reagentes, que é definida como a área exposta à interação entre os reagentes em uma reação química. Quanto maior essa área, mais oportunidades existem para que as partículas dos reagentes colidam entre si e desencadeiem a formação de produtos.

Um exemplo prático pode ser observado em uma reação entre um sólido e um líquido. Quando há o aumento da área de superfície de contato, mais partículas dos reagentes ficam expostas às possíveis interações, proporcionando um aumento nas colisões eficazes. Isso ocorre porque as partículas têm mais chances de colidir com a quantidade adequada de energia e orientação correta para iniciar a reação química.



Béqueres com $\text{HCl}(\text{aq})$. No béquer (A), há um pedaço de giz na solução, e no béquer (B), a mesma porção de giz, porém, fragmentada.

Em uma reação sólido-líquido, a velocidade da reação aumenta com a área de superfície do sólido disponível para contato com o líquido. Na fotografia acima, no béquer A, há um único pedaço de giz (carbonato de cálcio, CaCO_3), enquanto, no béquer B, há a mesma quantidade de giz, porém, fragmentada em porções menores. Esse material reage com a solução aquosa de ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, segundo a equação:



Em ambos os casos, os reagentes sólidos estão em contato com uma solução aquosa de ácido clorídrico 0,2 mol/L. A maior quantidade de bolhas de gás carbônico (CO_2) observada no béquer B indica que a velocidade da reação, nesse sistema, é maior. [Eslareça que existe a formação de um intermediário instável nessa reação, o ácido carbônico, que se decompõe em água e dióxido de carbono: \$\text{H}_2\text{CO}_3\(\text{aq}\) \rightarrow \text{H}_2\text{O}\(\ell\) + \text{CO}_2\(\text{g}\)\$.](#)

Catalisadores

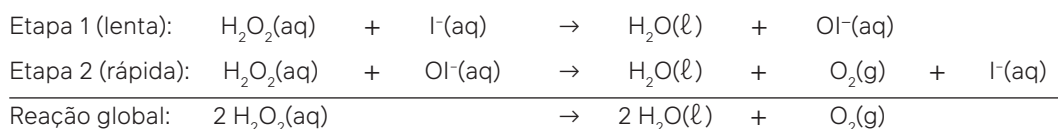
Um catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação química sem passar por uma transformação química permanente durante o processo. Essa capacidade de acelerar as reações, denominada **catálise**, reside na propriedade do catalisador fornecer um caminho de reação alternativo, com uma barreira energética inferior, possibilitando que a reação ocorra em menor tempo. Isso é alcançado por meio da formação de complexos ativados intermediários entre o catalisador e os reagentes, reduzindo a energia de ativação necessária para a reação.

Na **catálise homogênea**, o catalisador está na mesma fase que os reagentes. Um exemplo é a decomposição do peróxido de hidrogênio, $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$, produzindo água e gás oxigênio, $\text{O}_2(\text{g})$, de acordo com a equação química:

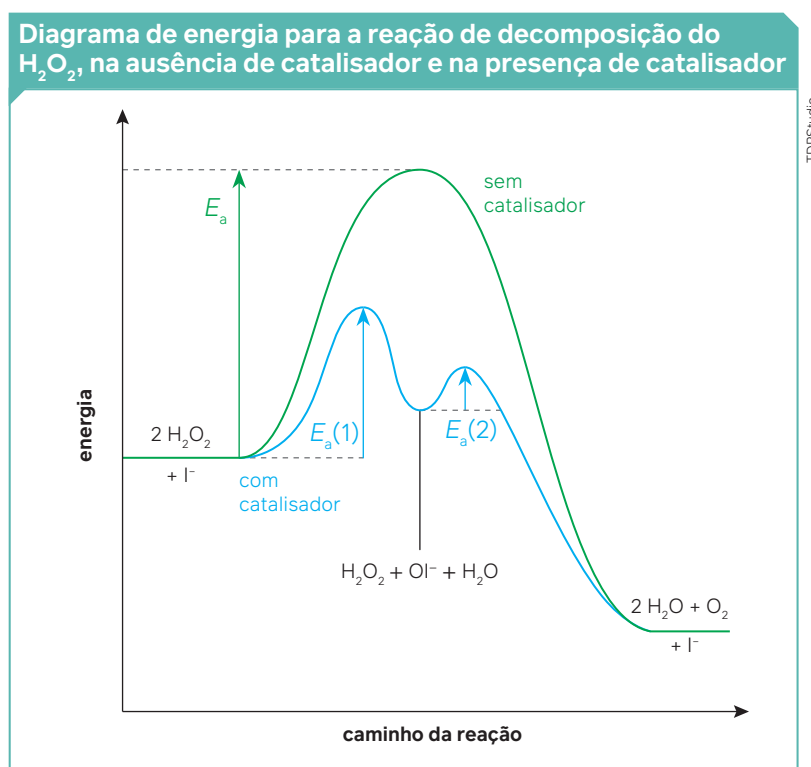


Na ausência de luz e de catalisadores, uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio pode ser armazenada por um longo tempo em temperatura ambiente. No entanto, a reação se processa rapidamente, quando se adiciona ao sistema uma solução aquosa contendo íons iodeto, $\text{I}^-(\text{aq})$.

Na presença do catalisador, a reação se processa em duas etapas, representadas pelo mecanismo e diagrama a seguir:



Note que, ao final da etapa 2, o catalisador, $\text{I}^-(\text{aq})$, é regenerado. Assim, ele pode reiniciar o ciclo catalítico.



Fonte: ROBINSON, J. K.; MCMURRY, J. E.; FAY, R. C. *Chemistry*. 8th ed. New Jersey: Pearson Education, 2020.

Já na **catálise heterogênea**, o catalisador está em uma fase diferente da fase dos reagentes. Um exemplo é a catálise realizada por metais, como a platina, $\text{Pt}(\text{s})$, na reação entre os gases monóxido de carbono e oxigênio para formar dióxido de carbono. Nesse caso, o metal platina serve como catalisador enquanto está em estado sólido e os reagentes estão na fase gasosa.





Catalisadores e a produção sustentável de medicamentos

Os catalisadores, além de acelerar as reações químicas, também oferecem benefícios ambientais e econômicos e possibilitam a realização de processos industriais a temperaturas e pressões mais baixas, resultando na economia de energia e redução na produção de resíduos.

[...] A maioria dos medicamentos fabricados pela indústria farmacêutica é de origem sintética, ou seja, produzida em laboratórios. No processo de fabricação são utilizados catalisadores, substâncias aceleradoras da reação dos compostos que darão origem ao fármaco e ajudam a direcionar a formação da estrutura química do medicamento desejado.

Pesquisadores do Laboratório de Biotecnologia e Síntese Orgânica (Labs), do Departamento de Química Orgânica e Inorgânica [da Universidade Federal do Ceará], têm trabalhado para tornar esse processo de fabricação mais sustentável, na perspectiva da chamada química verde.

[...] o grupo transforma o processo de produção de medicamentos já existentes substituindo catalisadores químicos por biocatalisadores (enzimas). A ideia é criar um novo processo para o mesmo produto final, diminuindo o impacto ambiental da indústria farmacêutica e reduzindo custos da produção de alguns fármacos.

[...] Em escala industrial, os catalisadores químicos utilizados na produção de medicamentos acabam se tornando um dejetos prejudicial ao meio ambiente.

No Labs, um dos biocatalisadores mais utilizados para resolver esse problema é a lipase. Trata-se de uma substância biodegradável que se tem mostrado eficiente para realizar a catálise das reações estudadas até então, reduzindo o custo das produções em até 50%.

Para tanto, os pesquisadores partem da síntese quimioenzimática – técnica que utiliza enzimas em reações químicas para reduzir o número de etapas na produção de medicamentos – para elaborar fármacos já conhecidos de forma mais eficiente. [...]

Essa é uma preocupação nova para o Brasil, ainda muito dependente da importação de fármacos (cerca de 90% dos produtos comercializados advêm do exterior).

[...] Uma vantagem da lipase é que se trata de uma enzima comercial de fácil aquisição. [...] Além de diminuir o tempo e os custos do processo de produção de fármacos, a enzima também tem grande potencial de reutilização. Quando imobilizada e ligada a um suporte (como um polímero ou uma resina), é possível filtrar a lipase e usá-la para uma nova produção. “Já conseguimos reutilizá-la 10 vezes em um processo, o que a torna economicamente viável”, conta o Prof. Marcos.

Os pesquisadores explicam que a biocatálise já é uma realidade em alguns procedimentos da indústria, dadas as vantagens apresentadas. O trabalho realizado pelo laboratório, porém, se volta a produtos ainda apoiados no método tradicional. “Chegamos ao mesmo composto, mas com um processo diferente, alternativo e verde”, explica a Prof^a Maria da Conceição.

ALENCAR, K. Como tornar a produção de medicamentos mais sustentável. *Agência UFC*, Fortaleza, 6 mar. 2018. Disponível em: <https://agencia.ufc.br/como-tornar-a-producao-de-medicamentos-mais-sustentavel/>.

Acesso em: 13 mar. 2024.

Trocando ideias

1. Por que os pesquisadores do Labs estão substituindo catalisadores químicos tradicionais por biocatalisadores como a lipase no processo de produção de medicamentos?
2. Explícite os possíveis impactos dessa abordagem no contexto da indústria farmacêutica.
3. Considerando que o Brasil ainda é muito dependente da importação de fármacos, explique sobre a importância de investimentos contínuos em pesquisa e desenvolvimento nesse campo.



1. O diagrama de energia a seguir indica o perfil energético de uma reação não elementar.

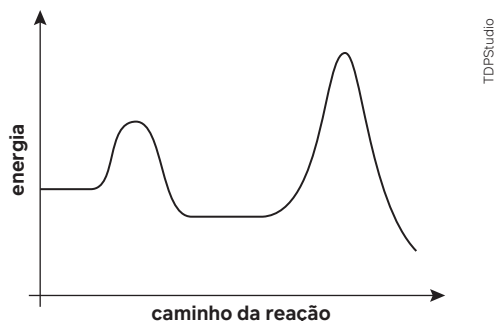


Gráfico de energia ao longo do caminho de reação.

- O mecanismo da reação apresenta quantas etapas? Explique seu raciocínio.
- Qual é a etapa lenta da reação? Explique seu raciocínio.
- Qual seria o efeito da adição de um catalisador que atua somente na primeira etapa do processo sobre a velocidade da reação global? Explique seu raciocínio.

2. A fim de verificar a influência de diferentes fatores na velocidade da reação entre amostras de ferro metálico (Fe) e ácido clorídrico (HCl), um grupo de estudantes realizou uma série de experimentos cujos dados estão indicados na tabela a seguir.

Experimento	Massa de Fe(g)	Objeto da amostra de Fe	[HCl] (mol/L)
1	1,0	prego	0,1
2	1,0	palha de aço	0,1
3	1,0	prego	0,5
4	1,0	palha de aço	0,5

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

- Escreva a equação química balanceada que representa a reação investigada pelos estudantes.
- Em qual dos experimentos a velocidade de reação será maior? Justifique a sua resposta.
- Qual(is) critério(s) os estudantes podem adotar para estimar qual das reações apresentará maior velocidade?

Recapitule



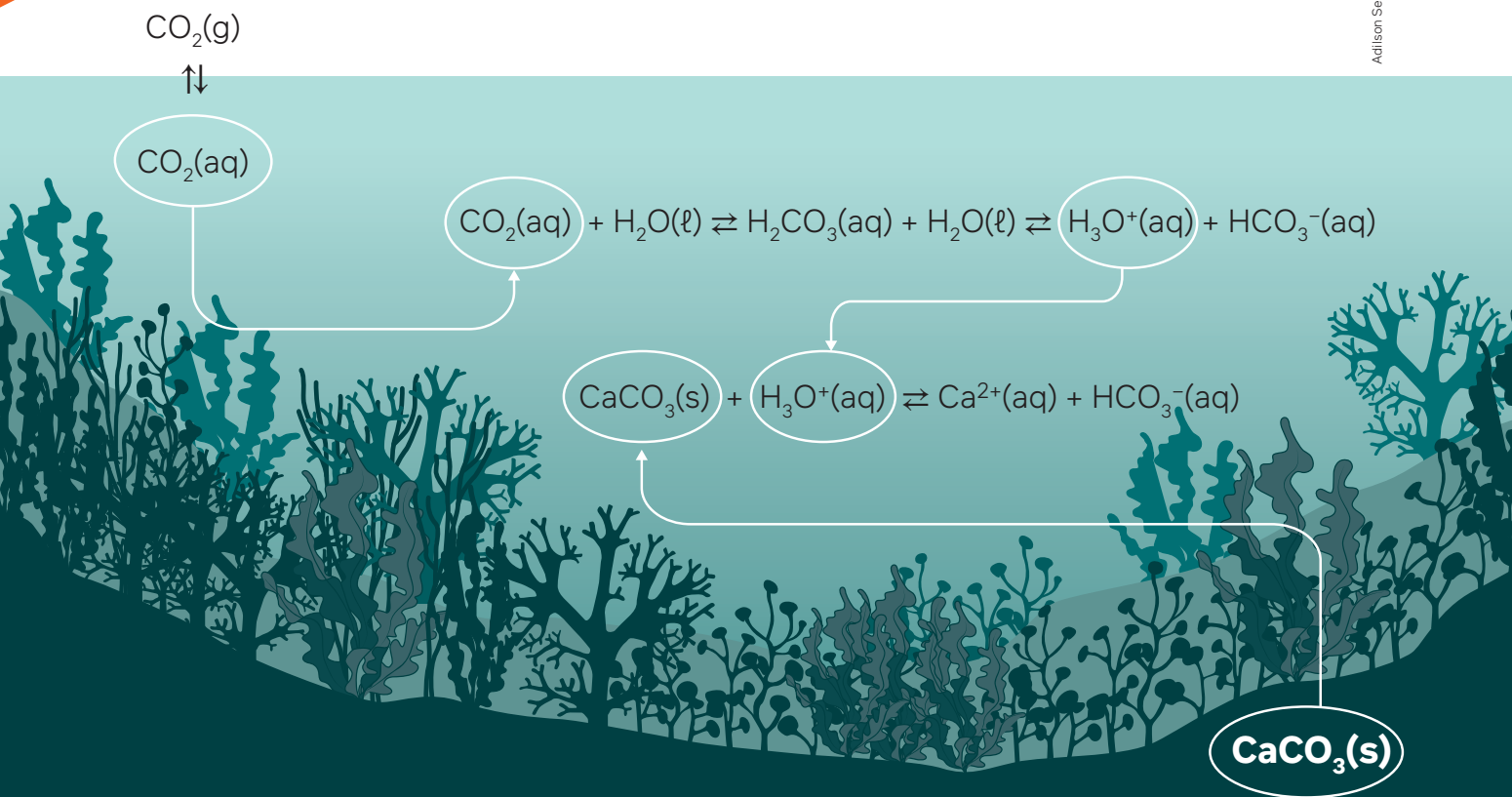
Neste capítulo, estudamos os princípios da cinética química, uma ciência que analisa os fatores que podem influenciar a velocidade das reações químicas. Vimos teorias que salientam a necessidade de colisões eficazes entre as partículas, que devem ter energia cinética suficiente para superar a energia de ativação das reações. Calculamos a velocidade média de consumo dos reagentes e de formação dos produtos, analisando como ocorre a variação temporal da quantidade dessas substâncias nas reações. Em seguida, foi abordado que a velocidade instantânea das reações é calculada por meio da lei cinética das reações. Por fim, estudamos como a concentração dos reagentes, a temperatura do sistema reacional, a área da superfície de contato entre os participantes da reação e a presença de um catalisador afetam a velocidade das reações.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Nesse momento, talvez tenha sido fácil responder novamente às mesmas perguntas, então encare o seguinte desafio: Algumas reações químicas são reversíveis, como a formação da amônia, representada pela equação química a seguir: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$. Em um sistema contendo inicialmente apenas os reagentes, mantido a pressão e temperatura constantes, como as concentrações dessas substâncias irão variar com o tempo?

Agora, para sintetizar as ideias do estudo do capítulo, siga os passos:

- Selecione um tópico ou conceito abordado no capítulo para que, a partir dele, você possa mapear sua compreensão sobre o conteúdo.
- Crie uma lista de ideias e pensamentos iniciais que vem à sua mente quando você pensa neste tópico.
- Classifique as ideias com base na compreensão ou complexidade. Ideias mais importantes no centro e as menos complexas ao redor.
- Conecte as ideias ordenadas anteriormente, unindo por linhas aquelas que possuem aspectos comuns. Escreva uma frase que explique como essas ideias se conectam.
- Adicione novas informações que ampliem suas ideias escritas até agora.
- Continue adicionando e interligando suas ideias até que consiga alcançar uma representação da sua compreensão sobre o assunto.

Equilíbrio químico



A acidificação dos oceanos tem prejudicado os organismos calcificadores, como os corais e algumas espécies de moluscos. Esse fenômeno envolve reações químicas reversíveis e que se processam em cadeia e, por isso, o aumento da quantidade de qualquer uma das substâncias participantes influencia todo o ciclo.

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.



Para refletir

1. Explique, com suas palavras, o que é uma reação reversível.
2. A acidificação dos oceanos é caracterizada pelo aumento da concentração de íons $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. Com base na imagem de abertura do capítulo, explique o que leva ao aumento dessa concentração e cite pelo menos uma das consequências desse aumento.
3. O termo “equilíbrio” pode ser utilizado em alguns contextos do cotidiano? Dê exemplos.
4. Tente explicar o fato de que uma reação química reversível pode entrar em equilíbrio.

Objetivos do capítulo

- Compreender o conceito de equilíbrio químico.
- Explicar o significado e a utilização das constantes de equilíbrio.
- Identificar o deslocamento do equilíbrio químico com base no princípio de Le Chatelier.
- Reconhecer a relação entre a autoionização da água e o conceito de pH.

Processos irreversíveis e reversíveis

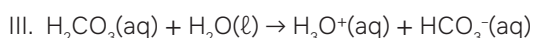
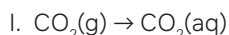
Em capítulos anteriores, você já estudou aspectos básicos de uma reação química, representada por uma equação química. Neste capítulo, vamos ampliar essas discussões considerando os sentidos em que esses processos podem acontecer. De modo geral, a própria distinção das palavras já nos permite compreender que as reações químicas irreversíveis são aquelas que ocorrem unicamente no sentido dos reagentes formando os produtos. Por exemplo, na queima de um pedaço de madeira, um dos produtos dessa reação de combustão é um resíduo mineral, as cinzas, e outro produto obtido é o gás dióxido de carbono (CO_2) – ou gás carbônico. É de se esperar que esses produtos não voltarão a ser madeira, caracterizando essa combustão como um processo irreversível.

Nos processos de acidificação dos oceanos, parte do gás carbônico encontrado na atmosfera pode se dissolver em água (equação I, a seguir) e, desse processo, decorre a formação de ácido carbônico (H_2CO_3 – equação II). O ácido carbônico sofre ionização em água (equação III), liberando íons oxônio (H_3O^+) e hidrogenocarbonato (HCO_3^-) no meio aquoso. A quantidade cada vez maior de gás carbônico na atmosfera influencia todo esse ciclo, resultando em uma maior acidez, medida pela quantidade de íons H_3O^+ nos oceanos. Esses íons se chamam oxônio e são formados pela transferência de prótons que ocorre das moléculas do ácido para a água.

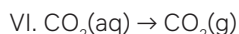
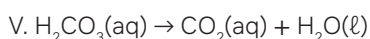
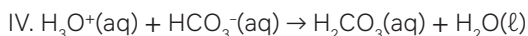
Nesse contexto, a teoria ácido-base de Brønsted-Lowry permite explicar os mecanismos de transferência de prótons que ocorrem durante essa ionização que não são abrangidos pela teoria de Arrhenius.

Em 1923, os cientistas Johannes Brønsted (1879-1947) e Thomas M. Lowry (1874-1936) propuseram, separadamente, uma teoria que considera ácidos e bases produtos que têm comportamento específico, ou seja, não é uma característica da substância isolada, mas de como ela se comporta em um meio reacional contendo outras espécies químicas. Assim, se, em uma reação uma espécie se comporta como ácido, necessariamente existe outra espécie no meio vai se comportar como base.

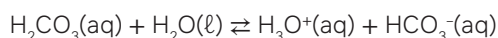
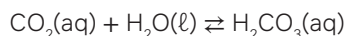
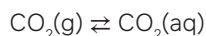
De acordo com essa teoria, um ácido é uma espécie química que atua como doador de prótons (H^+) e uma base é uma espécie química que atua como receptora de prótons (H^+). Dessa forma, a ionização do H_2CO_3 em água é uma reação ácido-base, uma vez que ela ocorre pela transferência do próton H^+ – proveniente do rompimento da ligação covalente do H_2CO_3 (doador de próton/ácido de Brønsted-Lowry) – para a molécula de água (aceptora de próton/base de Brønsted-Lowry), conforme descrito pela equação III.



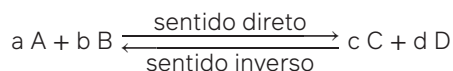
Por outro lado, os íons H_3O^+ e HCO_3^- podem se recombinar, regenerando as moléculas de H_2CO_3 (equação IV) e, como veremos mais adiante no capítulo, essa regeneração é uma característica dos ácidos fracos. O ácido carbônico, por ser instável, decompõe-se, formando novamente CO_2 e H_2O (equação V). E o dióxido de carbono dissolvido no oceano, por sua vez, pode retornar à atmosfera, num processo de degaseificação da solução (equação VI).



Essas reações são exemplos de processos químicos reversíveis, e cada par de reações que “vão e voltam” pode ser representado por meio de uma única equação química que leva em conta ambos os sentidos de ocorrência dos processos. Por convenção, nas equações que representam as reações reversíveis, duas setas em sentidos opostos (\rightleftharpoons) separam os produtos dos reagentes. Assim, o conjunto de reações pode também ser representado da seguinte maneira:

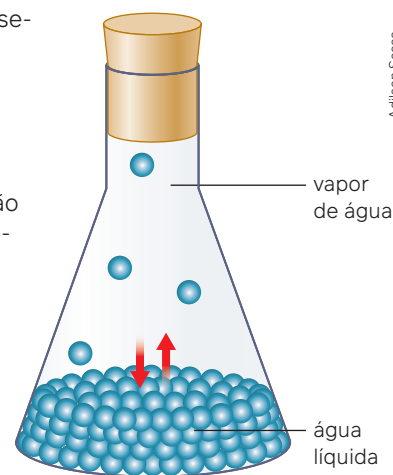


Genericamente, podemos representar uma reação química reversível da seguinte maneira:



Note que a, b, c e d indicam os coeficientes estequiométricos da equação química; e A, B, C e D, as espécies químicas envolvidas. Considerando o processo de conversão dos reagentes A e B nos produtos C e D, o sentido da esquerda para a direita é conhecido como sentido direto da reação, e o processo oposto (ou seja, de conversão de C e D em A e B), vai da direita para a esquerda e é conhecido como sentido inverso da reação.

As mudanças de estado físico também são exemplos de processos reversíveis. Em um sistema fechado contendo água no estado líquido, há moléculas que passam para o estado gasoso (vapor de água), ao mesmo tempo em que há moléculas que retornam para o estado líquido.



Adilson Secco

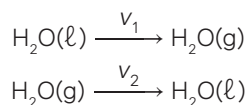
Fonte: CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. Química. 11. ed. Porto Alegre: AMGH, 2013.
Equilíbrio químico da água em sistema fechado: $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.

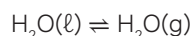
Equilíbrios químicos e físicos

Uma balança de pratos sem cargas, ou com cargas idênticas em ambos os lados, é um exemplo de um sistema que está em **equilíbrio estático**. Ou seja, um sistema em que não há movimento, uma vez que as forças estão perfeitamente equilibradas.

Contudo, quando reações químicas reversíveis ocorrem em sistemas fechados, um estado de **equilíbrio dinâmico** pode se estabelecer. Tendo por base a vaporização e a liquefação da água, podemos analisar a velocidade com a qual ocorrem cada um desses processos:

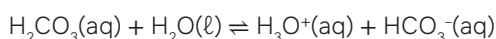


Nessas representações, v_1 indica a velocidade de vaporização, e v_2 , a velocidade de liquefação. Como o sistema está fechado, impedindo a troca de matéria com a vizinhança, haverá um momento em que ambos os processos ocorrerão com a mesma velocidade, mantendo as quantidades de $H_2O(l)$ e de $H_2O(g)$ constantes. Esse é o momento em que dizemos que o sistema atingiu o equilíbrio. Nesses casos, o sinal que utilizamos para separar os reagentes dos produtos nas equações químicas, é composto por duas meias-setas em sentidos opostos (\rightleftharpoons). Assim, se um sistema em que ocorre a vaporização/liquefação da água entrar em equilíbrio dinâmico, será representado por:



Em um sistema fechado, uma reação química reversível atinge o equilíbrio químico quando a velocidade de formação dos produtos é igual à velocidade de formação dos reagentes, o que resulta em concentrações constantes de produtos e de reagentes ao longo do tempo após o estabelecimento do equilíbrio.

As transformações que tomam parte no processo de acidificação dos oceanos podem ser consideradas em uma escala muito menor e em um sistema fechado. Vamos analisar a ionização do ácido carbônico em água, que ocorre em uma garrafa de água gaseificada.



Uma garrafa de água gaseificada pode ser um sistema fechado em que ocorre um equilíbrio químico entre o ácido carbônico e a água.



Adilson Secco

Visualmente, não há indícios de reação, e se considerarmos que, a partir do momento em que o equilíbrio é atingido, as concentrações das espécies envolvidas permanecem constantes, é possível acreditar que a reação parou de ocorrer. Contudo, devemos ter em mente que tanto a reação direta quanto a inversa estão se processando com a mesma velocidade em um sistema fechado, o que implica na manutenção das concentrações em valores fixos e na inexistência de evidências visíveis de reação.

Representações gráficas dos equilíbrios

Imagine a equação genérica de uma reação reversível hipotética, em que uma substância A se converte em B:

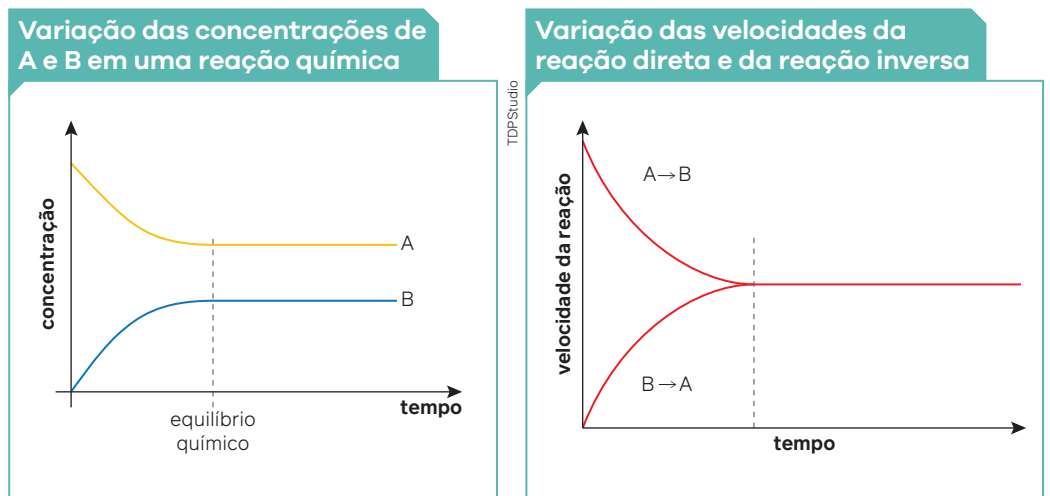


Considerando que inicialmente havia apenas a substância A no sistema, a variação das concentrações dessas substâncias em função do tempo pode ser representada pelo gráfico “Variação das concentrações de A e B em uma reação química”.

Note que, no início da reação, a concentração de A é máxima e a de B é nula. Com o passar do tempo, a concentração do reagente diminui e a concentração do produto aumenta até que, em um dado momento, passam a ser constantes, indicando que se atingiu o equilíbrio químico. A partir desse momento, a reação passa a ser representada por:

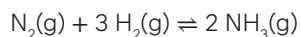


É importante ressaltar que as concentrações dos participantes em um sistema em equilíbrio são constantes, mas não necessariamente iguais. Contudo, se levarmos em conta as velocidades com que as reações direta e inversa se processam, graficamente se indica que, a partir do momento em que se estabelece o equilíbrio, as reações passam a ocorrer com a mesma velocidade, como é representado pelo gráfico “Variação das velocidades da reação direta e da reação inversa”, a seguir.



Fonte: gráficos elaborados apenas para fins didáticos.

Vamos considerar um sistema fechado hipotético em que, inicialmente, há 1,0 mol/L de gás nitrogênio (N_2) e 3,0 mol/L de gás hidrogênio (H_2) que se combinam para formar amônia (NH_3), em um processo reversível que, quando ocorre em um sistema fechado, atinge o equilíbrio representado pela seguinte equação:



Após o sistema atingir o equilíbrio, verifica-se $[N_2] = 0,1$ mol/L, $[H_2] = 0,3$ mol/L e $[NH_3] = 1,8$ mol/L. A representação gráfica da variação das concentrações das espécies em função do tempo pode ser observada no gráfico “Variação das concentrações de N_2 , H_2 e NH_3 ”.

Os valores das concentrações iniciais e no equilíbrio dos reagentes e do produto, disponibilizados no gráfico, bem como a variação da concentração durante o processo, foram organizados no esquema mostrado a seguir.

	$1 \text{ N}_2(\text{g})$	+	$3 \text{ H}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{ NH}_3(\text{g})$
Concentração inicial	1,0 mol/L		3,0 mol/L		0
Varição da concentração	-0,9 mol/L		-2,7 mol/L		+1,8 mol/L
Concentração no equilíbrio	0,1 mol/L		0,3 mol/L		1,8 mol/L

Ao compararmos os valores de concentração, podemos perceber que a variação dessas grandezas segue a proporção estequiométrica da reação, indicada pelos coeficientes da equação química.

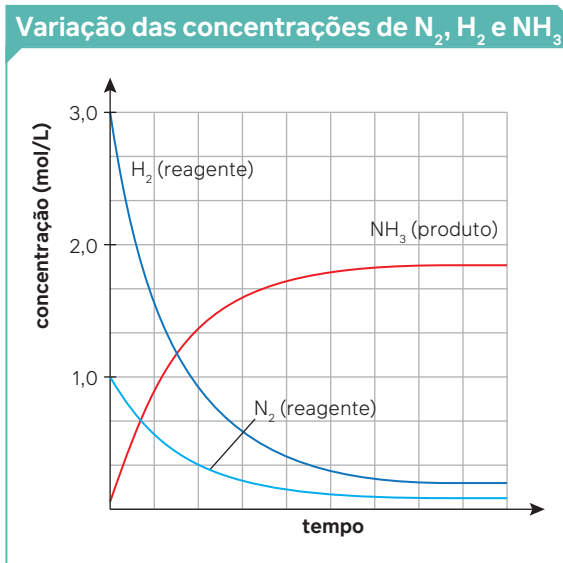
O grau de conversão (α) dos reagentes em produtos pode ser calculado pela razão entre a variação da concentração de um dos reagentes, até o momento em que o equilíbrio é estabelecido, e a concentração inicial desse reagente:

$$\alpha = \frac{\text{variação da concentração do reagente}}{\text{concentração inicial do reagente}}$$

ou

$$\alpha = \frac{\Delta[\text{reagente}]}{[\text{reagente}]_{\text{inicial}}}$$

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.



No exemplo anterior, o grau de conversão corresponde a 0,9 (90%). Note que, como os reagentes são consumidos em uma reação química, a variação da concentração de reagentes apresenta valor negativo, mas é mais conveniente calcular o α em módulo:

$$\alpha = \frac{|\Delta[\text{N}_2]|}{[\text{N}_2]_{\text{inicial}}} = \frac{|\Delta[\text{H}_2]|}{[\text{H}_2]_{\text{inicial}}}$$

$$\alpha = \frac{0,9 \text{ mol/L}}{1,0 \text{ mol/L}} = \frac{2,7 \text{ mol/L}}{3,0 \text{ mol/L}} = 0,9$$

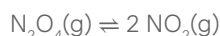
Atividades comentadas

- O gás tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4) decompõem-se para formar o gás dióxido de nitrogênio (NO_2). Em um recipiente fechado, com capacidade de 2,0 L mantido a temperatura constante, foram adicionados 46,0 g de N_2O_4 . A reação de decomposição se processou e, uma vez atingido o equilíbrio, verificou-se que 20% das moléculas de N_2O_4 foram convertidas em moléculas de NO_2 .

- Escreva a equação química que representa a reação descrita.
- Calcule as concentrações em quantidade de matéria das substâncias químicas no início da reação e após o equilíbrio químico.
- Represente o processo por meio de um gráfico de concentração (em mol/L) em função do tempo.

Resolução:

- De acordo com a descrição da reação fornecida, a equação que representa a decomposição do N_2O_4 é:



- A concentração inicial de N_2O_4 é determinada com base na massa inicial desse reagente e no volume do recipiente:

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{inicial}} = \frac{m(\text{N}_2\text{O}_4)}{M(\text{N}_2\text{O}_4) \cdot V} = \frac{46,0 \text{ g}}{92 \text{ g/mol} \cdot 2,0 \text{ L}} = 0,25 \text{ mol/L}$$

E, como no início do processo havia apenas N_2O_4 , $[NO_2]_{\text{inicial}} = 0$.

Para determinar as concentrações no equilíbrio, consideramos o grau de dissociação de N_2O_4 fornecido ($20\% = \frac{20}{100} = 0,2$) para calcular a variação na concentração desse reagente até o equilíbrio:

$$\alpha = \frac{\Delta[N_2O_4]}{[N_2O_4]_{\text{inicial}}} = 0,2 = \frac{\Delta[N_2O_4]}{0,25 \text{ mol/L}} \Rightarrow \Delta[N_2O_4] = 0,05 \text{ mol/L}$$

Ou seja, a diferença entre a concentração de N_2O_4 no equilíbrio e a concentração de N_2O_4 no início da reação é de $0,05 \text{ mol/L}$. E, com os dados obtidos até aqui, podemos determinar as concentrações das substâncias após o equilíbrio químico:

	$1 N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2 NO_2(g)$
Concentração inicial	$0,25 \text{ mol/L}$		0
Varição da concentração	$-0,05 \text{ mol/L}$		$\Delta[NO_2]$
Concentração no equilíbrio	$[N_2O_4]_{\text{equilíbrio}}$		$[NO_2]_{\text{equilíbrio}}$

De acordo com a estequiometria da reação, a variação da concentração de NO_2 é o dobro da variação da concentração de N_2O_4 e, como se trata do produto, essa variação é positiva, pois houve formação de NO_2 :

$$\Delta[NO_2] = 0,05 \text{ mol/L} \cdot 2 = 0,10 \text{ mol/L}$$

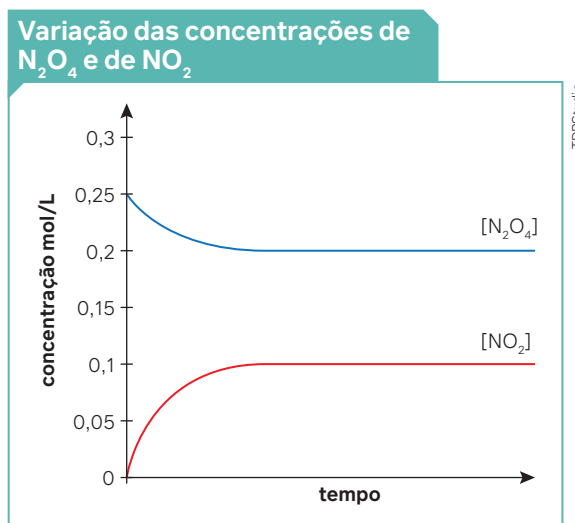
E, assim, as concentrações das substâncias no equilíbrio são determinadas por meio da soma das variações da concentração e das respectivas concentrações iniciais.

$$[N_2O_4]_{\text{equilíbrio}} = 0,25 \text{ mol/L} - 0,05 \text{ mol/L} = 0,20 \text{ mol/L}$$

$$[NO_2]_{\text{equilíbrio}} = 0 + 0,10 \text{ mol/L} = 0,10 \text{ mol/L}$$

- c) Com o esquema completo, consideramos as concentrações iniciais e as concentrações no equilíbrio para representar graficamente o processo.

	$1 N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2 NO_2(g)$
Concentração inicial	$0,25 \text{ mol/L}$		0
Varição da concentração	$-0,05 \text{ mol/L}$		$+0,10 \text{ mol/L}$
Concentração no equilíbrio	$0,20 \text{ mol/L}$		$0,10 \text{ mol/L}$



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.



- (Ufac – 2007) Uma reação atinge o equilíbrio químico:
 - Quando não há mais reagentes, somente produtos.
 - Quando as concentrações dos reagentes são iguais às concentrações dos produtos.
 - Quando a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.
 - Quando as concentrações de reagentes e produtos tornam-se constantes.
 - Quando não existe mais reação química.

As afirmações corretas são:

 - I e II.
 - II e III.
 - III e IV.
 - IV e V.
 - III e V.
- 256,0 g do gás iodeto de hidrogênio (HI) são aquecidos até uma certa temperatura em um recipiente fechado com 4,0 L de capacidade. Nessas condições, essa substância se decompõe nos gases hidrogênio (H_2) e iodo (I_2), e o equilíbrio é atingido quando a concentração de H_2 é de 0,125 mol/L.
 - Determine o grau de dissociação (α) para o HI, nesse sistema.
 - Calcule a concentração das demais espécies presentes no equilíbrio.
 - Represente o processo descrito, em seu caderno, por meio de um gráfico.
- (Uespi – 2008) O sistema $Ni(s) + 4 CO(g) \rightleftharpoons Ni(CO)_4(g)$ é um sistema químico dito em equilíbrio. O equilíbrio químico é caracterizado por apresentar:
 - velocidade das reações direta e indireta igual a zero; e concentrações de reagentes e produtos iguais.
 - velocidade das reações direta e indireta igual a zero; e concentrações de reagentes e produtos constantes.
 - velocidade das reações direta e indireta igual a zero; e concentrações de reagentes e produtos variáveis.
 - velocidade da reação direta igual à da reação indireta; e concentrações de reagentes e produtos iguais.
 - velocidade da reação direta igual à da reação indireta; e concentrações de reagentes e produtos constantes.

As constantes de equilíbrio (K)

As **constantes de equilíbrio (K)** são relações matemáticas da composição de um sistema em equilíbrio dinâmico. Elas foram inicialmente descritas por cientistas noruegueses, o matemático Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e o químico Peter Waage (1833-1900).

Pode-se exemplificar o conceito investigando as interações entre os gases dióxido de enxofre (SO_2), oxigênio (O_2) e trióxido de enxofre (SO_3) em diferentes sistemas nos quais esses gases tomam parte em uma mistura em equilíbrio.



Os dados experimentais permitiram verificar que, nos sistemas em que esses gases estão em equilíbrio, a seguinte relação matemática entre os valores de pressão parcial desses gases apresentou um valor constante:

$$K = \frac{p(SO_3)^2}{p(SO_2)^2 \cdot p(O_2)}$$

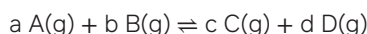
A tabela a seguir apresenta alguns valores de pressão e, em cada situação, o valor calculado para K . Como os valores de K obtidos são muito próximos, pode-se considerar que, dentro dos desvios dos erros experimentais, são constantes.

Pressões parciais de SO_2 , O_2 e SO_3 em sistemas em equilíbrio (em 1 000 K) e respectivos valores de K			
$p(\text{SO}_2)$ (bar)	$p(\text{O}_2)$ (bar)	$p(\text{SO}_3)$ (bar)	K^*
0,660	0,390	0,0840	0,0415
0,038	0,220	0,0036	0,0409
0,110	0,110	0,0075	0,0423
0,950	0,880	0,1800	0,0408
1,440	1,980	0,4100	0,0409

*Valor médio de $K = 0,0413$

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Para um sistema em que as substâncias se encontram em equilíbrio em sistema homogêneo, podemos equacionar uma reação química genérica:



Nesse contexto, podemos calcular a constante de equilíbrio em termos da pressão parcial dos gases, representada por K_p :

$$K_p = \frac{p(\text{C})^c \cdot p(\text{D})^d}{p(\text{A})^a \cdot p(\text{B})^b}$$

Note que os valores de pressão parcial para cada um dos componentes da mistura gasosa em equilíbrio são elevados aos respectivos coeficientes estequiométricos indicados na equação. Também é possível determinar a constante de equilíbrio em termos da concentração, representada por K_c , dos participantes das reações – que geralmente é calculada com base nos valores de concentração em mol/L.

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

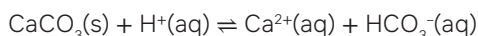
Quando K tem valores próximos de 1 não é possível afirmar em que sentido a reação está deslocada devido à variação decorrente dos coeficientes estequiométricos dos reagentes e produtos da reação.

Por meio dessas relações, podemos observar que o valor da constante de equilíbrio é um indicativo do comportamento de uma reação química. Valores de $K > 1$ indicam que o equilíbrio favorece a formação dos produtos, em outras palavras, maior o rendimento da reação direta. Por outro lado, valores de $K < 1$, indicam que o equilíbrio químico favorece a existência dos reagentes no sistema.

Vale ressaltar que as expressões das constantes de equilíbrio apresentadas até aqui são válidas para sistemas em que se estabelecem equilíbrios homogêneos, nos quais todas as substâncias estão em uma mesma fase. Para definir as expressões das constantes de equilíbrio em sistemas heterogêneos, nos quais as substâncias estão em estados físicos ou em fases diferentes, precisamos considerar que:

- Na expressão que permite o cálculo de K_p , serão consideradas apenas as pressões parciais das substâncias no estado gasoso, uma vez que a pressão parcial dos sólidos e dos líquidos é desprezível;
- Na expressão que permite o cálculo de K_c , não são indicadas as concentrações das substâncias no estado sólido e nem das substâncias no estado líquido que atuam como solventes em sistemas muito diluídos, como a água. Isso porque a concentração das substâncias sólidas é um valor fixo e constante durante o processo de equilíbrio. Por sua vez, a concentração dos solventes é, geralmente, muito maior do que a concentração das espécies em equilíbrio, permanecendo praticamente constante durante o processo. Assim, como esses valores de concentração não mudam significativamente, não influenciam o equilíbrio.

Como exemplo, considere a reação em equilíbrio entre o calcário cálcico (CaCO_3), presente nos recifes de corais e nas conchas de alguns animais marinhos, e os íons H^+ , provenientes da ionização do ácido carbônico, que pode ser equacionada dessa forma:



Nesse caso, para relacionar as concentrações na expressão da constante de equilíbrio K_c , devemos lembrar que o CaCO_3 , por ser sólido, não será considerado. Assim, para o exemplo anterior, teremos a seguinte expressão:

$$K_c = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}^+]}$$

Além disso, como não há substâncias no estado gasoso, a expressão de K_p não pode ser definida.

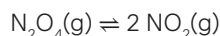
Cálculos envolvendo as constantes de equilíbrio

As constantes K_p e K_c podem ser calculadas com base nos valores das pressões parciais dos gases e das concentrações em quantidade de matéria das espécies químicas em equilíbrio, respectivamente.

Considere um experimento em que as pressões parciais (p) dos gases SO_2 , O_2 e SO_3 obtidas foram, respectivamente, 0,660 bar, 0,390 bar e 0,084 bar. Com base nesses dados, o valor da constante desse equilíbrio em termos da pressão parcial dos gases (K_p), em 1000 K (727 °C), pode ser calculada como demonstrado a seguir – lembrando que na equação química envolvida, os coeficientes do SO_2 e do SO_3 são iguais a 2 e o do O_2 é 1.

$$K_p = \frac{p(\text{SO}_3)^2}{p(\text{SO}_2)^2 \cdot p(\text{O}_2)} = \frac{0,084^2}{0,660^2 \cdot 0,390} = 0,0415$$

Considere, agora, que os gases tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4) e dióxido de nitrogênio (NO_2) participam de um sistema em equilíbrio, de acordo com a seguinte equação:



Em um sistema formado por esses gases, mantido a 25 °C (298 K), verifica-se que $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,0337 \text{ mol/L}$ e que $[\text{NO}_2] = 0,0125 \text{ mol/L}$. Nesse equilíbrio, a constante K_c é calculada da seguinte forma:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0,0125^2}{0,0337} = 4,64 \cdot 10^{-3}$$

Para reações em que todos os participantes estão no estado gasoso, podemos deduzir o valor de K_p com base no valor de K_c , e vice-versa, por meio da equação de Clapeyron.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Essa expressão pode ser reescrita em termos da concentração em quantidade de matéria dos gases no sistema:

$$P = \frac{[] (\text{mol/L})}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow P = [\text{gás}] \cdot R \cdot T$$

Ou seja, a pressão parcial de um gás é uma grandeza diretamente proporcional à concentração em quantidade de matéria desse gás em um sistema mantido à temperatura constante. Assim, a expressão utilizada para o cálculo de K_p no equilíbrio da síntese do gás SO_3 pode ser reescrita com base na equação de Clapeyron.

$$K_p = \frac{p(\text{SO}_3)^2}{p(\text{SO}_2)^2 \cdot p(\text{O}_2)} = \frac{([\text{SO}_3] \cdot R \cdot T)^2}{([\text{SO}_2] \cdot R \cdot T)^2 \cdot ([\text{O}_2] \cdot R \cdot T)} = \frac{K_c}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} \cdot \frac{(R \cdot T)^2}{(R \cdot T)^2 \cdot (R \cdot T)}$$

Assim:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

Em que:

$R = 0,082 \text{ atm L/K mol}$ (constante universal dos gases);

T é a temperatura absoluta, em kelvin (K);

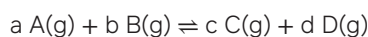
Δn indica a variação da quantidade de matéria, em mol, considerando somente os coeficientes estequiométricos indicados na equação para as substâncias no estado gasoso.

Utilizando a expressão que relaciona os valores de K_p e de K_c , podemos determinar o valor da constante de equilíbrio em termos das pressões parciais dos gases N_2O_4 e NO_2 diretamente, com base no valor de K_c .

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 4,64 \cdot 10^{-3} \cdot (0,082 \cdot 298)^{2-1} = 0,11$$

Quociente de reação

O quociente de reação é uma grandeza, representada por Q , que também relaciona as pressões parciais dos gases ou as concentrações em quantidade de matéria de reagentes e produtos em sistemas nos quais há alguma transformação química. Porém, ao contrário de K_p e K_c , definidos apenas para sistemas em equilíbrio, Q descreve sistemas que podem ou não estar em equilíbrio. Considere a equação que representa o seguinte equilíbrio genérico:

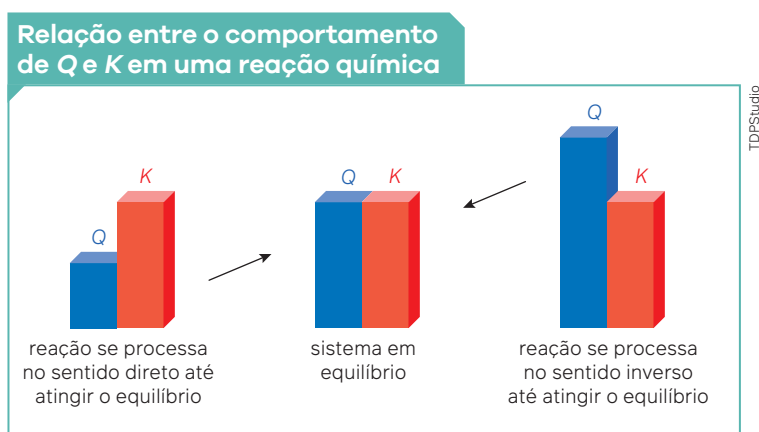


Nesse caso, Q é calculado por meio das expressões a seguir.

$$Q = \frac{p(\text{C})^c \cdot p(\text{D})^d}{p(\text{A})^a \cdot p(\text{B})^b} \quad \text{ou} \quad Q = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

Ao comparar os valores de Q e de K , podemos verificar se um sistema está ou não em equilíbrio e, além disso, conferir qual sentido da reação será favorecido para que o equilíbrio seja atingido. Assim:

- Se $Q < K$, o sistema não está em equilíbrio e a reação tende a se processar na direção dos produtos;
- Se $Q = K$, o sistema está em equilíbrio dinâmico;
- Se $Q > K$, o sistema não está em equilíbrio e a reação tende a se processar na direção dos reagentes.



Fonte: ROBINSON, J. K.; MCMURRY, J. E.; FAY, R. C.; Chemistry. 8th ed. New Jersey: Pearson Education, 2020.



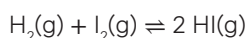
- Considerando os equilíbrios químicos descritos a seguir, represente-os por meio de equações químicas balanceadas com os menores números inteiros possíveis e indique as expressões que permitem o cálculo de K_p e de K_c .
 - Síntese da amônia (NH_3) em fase gasosa, com base nos gases nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2).
 - Decomposição térmica do calcário cálcico (carbonato de cálcio, CaCO_3) para formar cal virgem (óxido de cálcio, CaO) e gás carbônico (CO_2).
 - Dissociação iônica do hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2) em solução aquosa.
- Analise as expressões que permitem o cálculo das constantes de equilíbrio e escreva as equações químicas para representar esses processos que ocorrem em sistemas homogêneos.

$$\text{a) } K_p = \frac{p(\text{O}_2)^3}{p(\text{O}_3)^2}$$

$$\text{b) } K_c = \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]} \text{ (sistema gasoso)}$$

$$\text{c) } K_c = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2} \text{ (sistema aquoso)}$$

- Em um sistema mantido a 1000 K, estabeleceu-se o equilíbrio $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CS}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$, em que se verifica $p(\text{CH}_4) = 0,20 \text{ atm}$, $p(\text{H}_2\text{S}) = 0,25 \text{ atm}$, $p(\text{CS}_2) = 0,52 \text{ atm}$ e $p(\text{H}_2) = 0,10 \text{ atm}$. Determine os valores de K_p e de K_c para esse equilíbrio, nessas condições. Dado: $R = 0,082 \text{ atm L/K mol}$.
- Durante a realização de um experimento de decomposição da amônia (NH_3), 10 mol dessa substância foram encerrados em um recipiente com 2,0 L de capacidade. Após estabelecido o equilíbrio, em que também participam os gases nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2), verificou-se que 40% das moléculas de NH_3 se converteram nos produtos. Calcule o valor de K_c para esse equilíbrio.
- Uma mistura de H_2 , I_2 e HI com pressões parciais de 0,54 atm, 0,54 atm e 0,77 atm, respectivamente, foi preparada e aquecida até 783 K. Nessa temperatura, $K_p = 46$ para a seguinte reação:



Indique se o iodeto de hidrogênio, nessas condições, tende a se formar ou a se decompor. Justifique a sua resposta.

Ciência por dentro



Testando o equilíbrio químico da amônia

Neste experimento, você e sua equipe irão testar o comportamento de uma solução aquosa de amônia frente a variações de temperatura.

Material:

- 1 tubo de ensaio com 1 cm de diâmetro ou garrafas PET transparentes de 200 mL;
- 1 recipiente de 250 mL (béquer ou copo descartável);
- banho-maria ou recipiente contendo água quente;
- banho de gelo ou recipiente contendo água gelada;
- suporte para tubos de ensaio;
- 2 pipetas Pasteur ou conta-gotas;
- água destilada ou água desmineralizada;
- produto de limpeza a base de amoníaco;
- indicador ácido-base (azul de bromotimol ou extrato de repolho roxo).

Atenção!

Siga as orientações do professor durante todo o experimento. Não cheire e nem prove as amostras disponibilizadas.

Procedimento

- Adicionem água destilada ou desmineralizada no recipiente até a marca de 200 mL.

- Com cuidado, adicionem à água 10 gotas do produto de limpeza a base de amoníaco, anotando as características do sistema no caderno.
- A seguir, adicionem 5 gotas da solução do indicador e, mais uma vez, observem e anotem no caderno as características do sistema.
- Antes de prosseguir, conversem e registrem, no caderno, hipóteses sobre o que irá acontecer caso a solução seja aquecida.
- Nessa etapa, transfiram um pouco da solução para um tubo de ensaio, preenchendo, no máximo, um terço do volume do tubo. E, com cuidado, coloquem o tubo no banho-maria por cerca de 1 minuto, anotando as características do sistema após o aquecimento.
- Por fim, coloquem o tubo de ensaio no banho de gelo e observem o que ocorre.
- Após a conclusão do experimento, organizem os materiais sobre a bancada e discutam qual é o destino adequado para os resíduos gerados durante a aula prática. Apresentem as sugestões de descarte às demais equipes e ao professor e, havendo um consenso, descartem os resíduos e organizem os materiais, depois de limpá-los e secá-los.

Trocando ideias

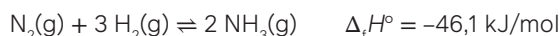
- Registrem no caderno a equação química que representa a reação entre as moléculas de amônia (NH_3) e as de água (H_2O).
- Como essa reação se relaciona com a cor observada na solução após a adição do indicador?
- A hipótese levantada pela sua equipe foi comprovada? Em caso negativo, explique as mudanças observadas no sistema.

Perturbações do equilíbrio

Quando a composição de um sistema em equilíbrio é alterada ou as condições de concentração, pressão ou temperatura são alteradas, dizemos que o sistema em equilíbrio sofre uma perturbação. Nesse contexto, destacam-se os estudos do químico francês Henri Louis Le Chatelier (1850-1936), que observou o comportamento de sistemas em equilíbrio frente às mudanças externas, e desenvolveu o que se conhece como o princípio de Le Chatelier, segundo o qual, **quando um sistema em equilíbrio é perturbado, a reação se processa para minimizar a ação dessa perturbação**. Essas perturbações podem ocorrer devido à:

- Variação na concentração dos reagentes ou produtos;
- Variação na pressão do sistema;
- Variação na temperatura do sistema.

Para compreender esse princípio e prever o comportamento de sistemas em equilíbrio frente a perturbações externas, vamos considerar o exemplo a seguir, que envolve o equilíbrio verificado na reação de formação da amônia.



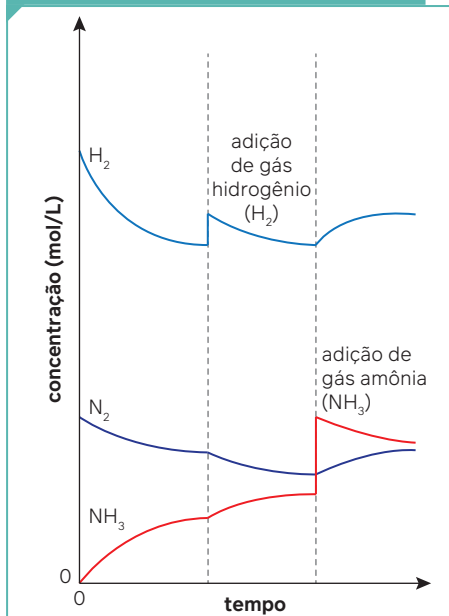
Se liga

Para compreender o princípio de Le Chatelier e sua relação com o comportamento das reações frente à variação da pressão e também da temperatura, é necessário recordar-se da equação de Clapeyron para variações na pressão, e das reações endotérmicas ($\Delta H > 0$) e exotérmicas ($\Delta H < 0$), no caso das variações de temperatura.

Variação da concentração

A adição ou remoção de qualquer um dos participantes de uma reação química em equilíbrio altera, momentaneamente, a composição do sistema e, de acordo com o princípio de Le Chatelier, o sistema irá se ajustar até que um novo equilíbrio seja estabelecido, conforme apresentado no gráfico “Efeito da adição de H_2 e, depois, de NH_3 , no equilíbrio”. Ele retrata as variações de concentração dos gases N_2 , H_2 e NH_3 na reação de produção da amônia, quando ocorre adição de reagente e de produto.

Efeito da adição de H₂ e, depois, de NH₃, no equilíbrio



Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Note que os aumentos súbitos nas concentrações de H₂ e NH₃ correspondem à adição dessas substâncias no meio reacional.

Vale destacar que tanto na situação inicial quanto após a adição de reagentes ou de produtos, a mistura ajusta-se a uma composição que está de acordo com a constante de equilíbrio da reação. Em outras palavras, não há alteração no valor da constante de equilíbrio durante as mudanças na concentração dos reagentes da reação. Supondo que o gráfico anterior represente uma mistura em equilíbrio na qual [H₂] = 3,00 mol/L, [N₂] = 0,50 mol/L e [NH₃] = 1,98 mol/L, a 700 K, a constante de equilíbrio, nessas condições, assume o valor de 0,29.

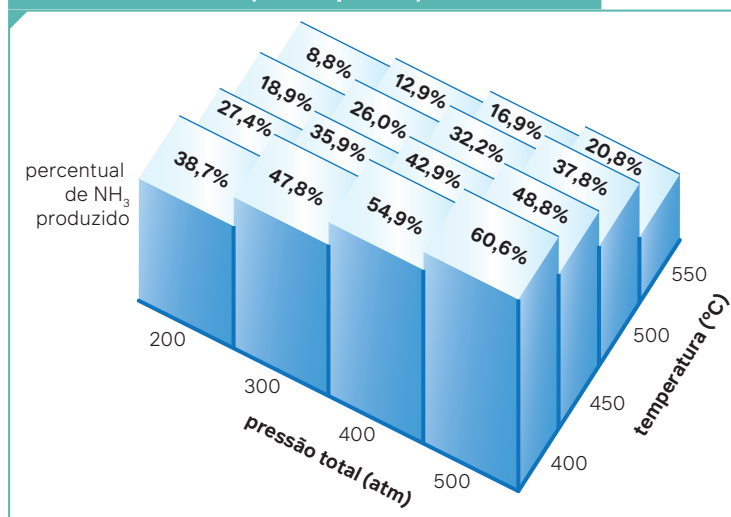
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{1,98^2}{0,50 \cdot 3,00^3} = 0,29$$

Variação da pressão

Um exemplo notável na história da Ciência é a combinação do princípio de Le Chatelier com o processo de Haber-Bosch, que envolve uma reação química industrial essencial para a produção em larga escala de amônia (NH₃) com base nos gases nitrogênio (N₂) e hidrogênio (H₂). Conforme mencionado no Capítulo 9, em meados de 1912, o químico Fritz Haber (1868-1934) desenvolveu o método necessário para operar em condições extremas de temperatura e de pressão, cerca de 500 °C e de 200 atm a 600 atm, algo desafiador para a época. Outro químico alemão, Carl Bosch (1874-1940), também contribuiu no desenvolvimento do processo.

O esquema ao lado ilustra a influência da temperatura e da pressão na produção de NH₃.

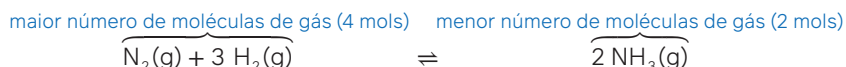
Efeito da temperatura e da pressão no rendimento da reação de produção da amônia



Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

A imagem anterior mostra que o rendimento de formação de NH_3 aumenta à medida que a pressão aumenta. Para compreendermos essa relação de forma mais detalhada, é essencial entender como a variação da pressão afeta uma reação em equilíbrio químico.

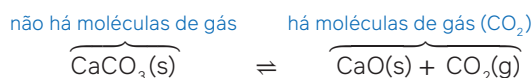
Observando a estequiometria da equação de produção de NH_3 , verificamos que, nos reagentes, para cada 1 mol de N_2 são necessários 3 mols de H_2 e, se houver 1 mol de N_2 e 3 mols de H_2 , no total são 4 mols de reagentes no estado gasoso. Por sua vez, nos produtos, haverá 2 mols de NH_3 nessas condições. Ou seja, caso a reação ocorra no sentido direto, há diminuição do número de moléculas de gás, o que faz a pressão no sistema diminuir; ao passo que, se a reação ocorrer no sentido inverso, há aumento no número de moléculas de gás, o que faz a pressão no sistema aumentar.



Assim, se a pressão for aumentada mantendo-se a temperatura constante – por compressão isotérmica, por exemplo –, o sistema se ajustará para diminuir a pressão, ou seja, a reação vai se processar no sentido em que há diminuição do número total de moléculas de gás, pois a pressão exercida é diretamente proporcional ao número de moléculas. Em outras palavras, se houver maior quantidade de moléculas de gás no lado dos reagentes, a reação irá favorecer a formação de produtos e vice-versa. E, se a pressão for diminuída, a temperatura constante, o sistema irá se ajustar para aumentar a pressão e a reação vai se processar na direção em que há aumento do número total de moléculas de gás. Ou seja, se houver maior quantidade de moléculas de gás no lado dos reagentes, a reação irá favorecer a regeneração dessa(s) substância(s) e vice-versa. No exemplo da reação de formação da amônia, um aumento da pressão deslocaria o equilíbrio para a direita (menor número de moléculas), e, em caso de diminuição da pressão, o equilíbrio seria deslocado para a esquerda (maior número de moléculas).

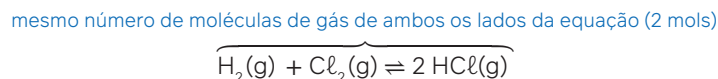
Vale destacar que, no contexto do princípio de Le Chatelier em mudanças de pressão, algumas referências mencionam o volume de gás em vez da pressão, o que resulta em um raciocínio semelhante: para referir-se a um aumento de pressão a uma temperatura constante, pode-se dizer que o volume foi diminuído ou que o gás sofreu compressão. Neste caso, o sistema se ajustará para diminuir a pressão, o que é favorecido no sentido em que houver a formação do menor número de moléculas. Caso o volume seja aumentado – o que equivale a dizer que a pressão foi diminuída ou que o gás sofreu expansão –, o sistema se ajustará para aumentar a pressão, o que é favorecido no sentido em que houver a formação do maior número de moléculas.

Como a pressão afeta sobretudo as substâncias no estado gasoso, é importante ter em mente que, nos equilíbrios heterogêneos em que há gases envolvidos, os efeitos do aumento da pressão também são notados. Por exemplo, o equilíbrio que se estabelece quando o carbonato de cálcio (CaCO_3) é decomposto em óxido de cálcio (CaO) e gás carbônico (CO_2), em um sistema fechado pode ser equacionado da seguinte forma:



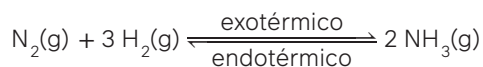
Nesse caso, o aumento da pressão fará a reação se deslocar para a esquerda (sentido inverso), minimizando esse efeito.

Por outro lado, há sistemas em equilíbrio que não são influenciados por alterações na pressão, como os equilíbrios em que não há participantes no estado gasoso e os sistemas em que, estequiometricamente, se verifica a mesma quantidade de moléculas no estado gasoso nos reagentes e nos produtos, como na reação de formação de cloreto de hidrogênio (HCl):



Variação da temperatura

A reação de formação da amônia é um processo exotérmico ($\Delta_f H^\circ = -46,1 \text{ kJ/mol}$), o que implica afirmar que a reação de decomposição dessa substância é um processo endotérmico. Ou seja, no equilíbrio químico entre os gases hidrogênio (H_2) e nitrogênio (N_2) para formar amônia (NH_3), o sentido direto ocorre com liberação de calor ao passo que, no sentido inverso, há absorção de calor:



Assim, se a temperatura do sistema for aumentada, parte dessa energia será absorvida e a reação irá se processar no sentido da regeneração dos reagentes. E, se a temperatura for diminuída, a reação irá se processar no sentido da formação do produto, aumentando o rendimento de formação da amônia.

Dessa forma, podemos generalizar que um aumento na temperatura do sistema favorece o sentido endotérmico da reação e que a diminuição da temperatura favorece o sentido exotérmico da reação. No exemplo da reação de formação da amônia, um aumento da temperatura deslocaria o equilíbrio para a esquerda (absorção de calor), e, em caso de diminuição da temperatura, o equilíbrio seria deslocado para a direita (liberação de calor).

É importante ressaltar que, como as variações na temperatura influenciam a composição do sistema, os valores das constantes de equilíbrio são diferentes em temperaturas distintas. No equilíbrio de formação da amônia, o rendimento é menor a altas temperaturas. Matematicamente, quanto menor for a concentração dessa substância, menor será o numerador da expressão de K_c e, conseqüentemente, menor será o valor da constante.

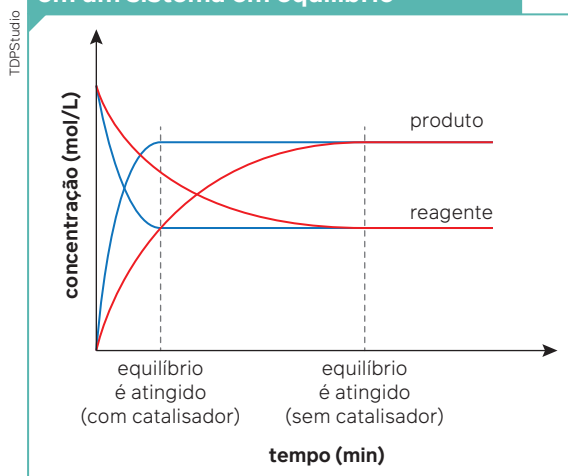
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$

Ou seja, nas reações exotérmicas, o aumento da temperatura provoca a diminuição no valor das constantes de equilíbrio e, nas reações endotérmicas, o aumento da temperatura provoca o aumento no valor das constantes de equilíbrio.

Presença de um catalisador

Um catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação sem ser efetivamente consumida no processo. A presença de um catalisador em um sistema em equilíbrio é capaz de alterar as velocidades das reações direta e inversa simultaneamente, o que resulta em um menor tempo para o sistema atingir o estado de equilíbrio dinâmico. Contudo, catalisadores não aumentam ou diminuem o rendimento dos processos, ou seja, não alteram a composição dos sistemas.

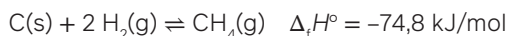
Efeito da presença de um catalisador em um sistema em equilíbrio



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Atividades propostas

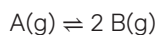
- Um químico está trabalhando em uma instalação industrial que produz metano (CH_4) com base em carbono sólido (C) e hidrogênio gasoso (H_2). A reação pode ser representada da seguinte forma:



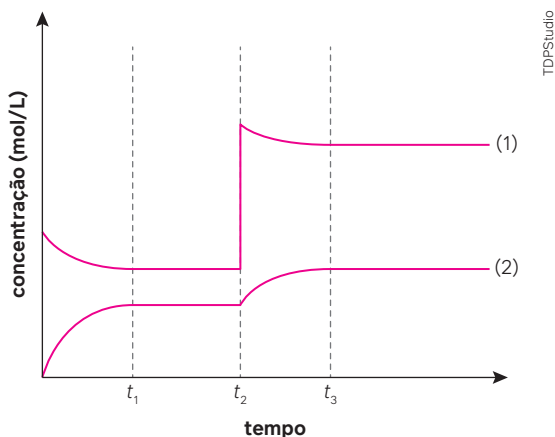
Sabe-se que o metano é um combustível limpo, eficiente e que apresenta diversas aplicações, desde o aquecimento residencial até a geração de energia elétrica. Para otimizar a produção de metano e garantir que a reação ocorra de forma eficiente, é importante entender como o equilíbrio químico da reação pode ser afetado por diferentes perturbações. Assim, suponha que o químico pediu a sua ajuda para prever o sentido do deslocamento do equilíbrio químico frente às perturbações indicadas a seguir, considerando a equação química representada acima.

- Aumento na concentração de $\text{C}(\text{s})$.
- Aumento na concentração de $\text{CH}_4(\text{g})$.
- Diminuição da pressão no sistema.
- Aumento da temperatura no sistema.

2. Certa quantidade de um gás A foi introduzida em um reator no qual se processa a seguinte reação a temperatura constante:



Analise o gráfico para responder às questões a seguir.



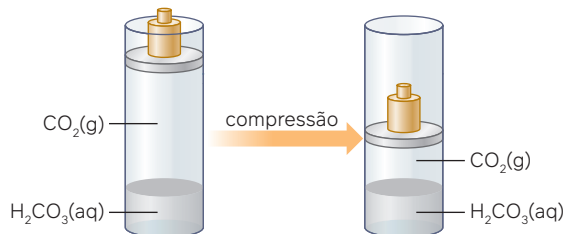
Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

- a) Relacione as curvas 1 e 2 às substâncias presentes no sistema.
b) Explique o que se verifica em t_1 e em t_2 .

- c) Como a reação se processa entre t_2 e t_3 ?

- d) Explique o que acontece com o valor de K_c a partir do momento t_3 .

3. As figuras a seguir ilustram um sistema fechado, dotado de um êmbolo móvel, no qual se verifica o equilíbrio entre o gás carbônico (CO_2) e ácido carbônico (H_2CO_3) em solução, antes e depois da compressão isotérmica do sistema.



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

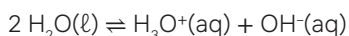
- a) Escreva a equação química que representa esse equilíbrio.
b) Classifique o equilíbrio como homogêneo ou heterogêneo e explique a sua resposta.
c) Indique como varia a composição do sistema, em termos de quantidade de matéria das substâncias, depois da compressão. Justifique a sua resposta.

Equilíbrios iônicos em fase aquosa

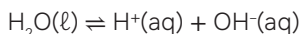
Dos muitos sistemas que envolvem reações em equilíbrio, destacam-se aqueles que ocorrem em meio aquoso, ou seja, sistemas em que as substâncias estão dissolvidas na água. São esses equilíbrios que nos ajudam a compreender o caráter ácido ou alcalino de uma solução e a força dos ácidos e das bases, por exemplo.

Equilíbrio de autoionização da água

De acordo com a teoria ácido-base de Brønsted e Lowry, moléculas de água no estado líquido podem atuar tanto como ácido (doando prótons) quanto como base (recebendo prótons), e isso pode ser observado também em amostras nas quais moléculas de água interagem entre si, num processo chamado de **autoionização da água**:



A autoionização da água também pode ser representada, simplificada, da seguinte forma:



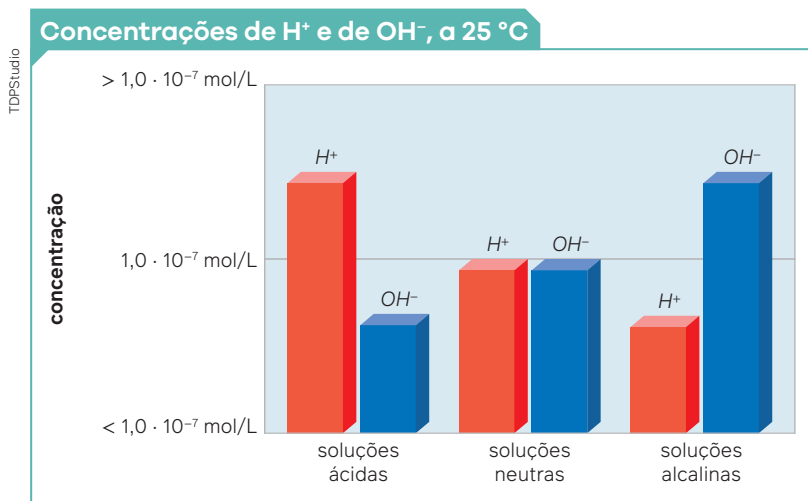
Nesse caso, a expressão que permite o cálculo da constante de equilíbrio é chamada de **produto iônico da água (K_w)**, em referência a *water*, que significa "água" em inglês.

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \quad \text{ou} \quad K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Dados experimentais, conduzidos em amostras de água a 25 °C, indicam que uma fração muito pequena de moléculas de água encontram-se dissociadas, em média, duas a cada 1 bilhão (10^9) de moléculas – o que explica a baixa condutividade elétrica da água dita pura. Estequiometricamente, verifica-se que as proporções entre os íons oxônio (H_3O^+) – ou íons H^+ – e íons hidróxido (OH^-) é de 1 : 1 e, a 25 °C, determinou-se que $[H^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L, permitindo o cálculo de K_w .

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = (1,0 \cdot 10^{-7}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-7}) = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad (25 \text{ } ^\circ\text{C})$$

Assim, quando um ácido é adicionado à água, elevando a concentração de íons H^+ , a concentração de íons OH^- diminui, mantendo constante o valor de K_w . Ou seja, serão consideradas ácidas as soluções em que $[H^+] > [OH^-]$; nas soluções neutras $[H^+] = [OH^-]$ e, serão consideradas alcalinas (básicas) as soluções em que $[H^+] < [OH^-]$.



Fonte: ROBINSON, J. K.; MCMURRY, J. E.;
FAY, R. C. *Chemistry*. 8th ed. New Jersey:
Pearson Education, 2020.

Se liga

Para compreender os conceitos de pH e pOH, que serão abordados a seguir, é essencial revisitar o conceito matemático dos logaritmos e sua relação com a potenciação. A expressão $\log_{10} a = x$ (logaritmo de a , na base 10, é igual a x) pode ser reescrita de forma equivalente como $10^x = a$. Esse princípio é útil para entender e aplicar os logaritmos nas expressões de concentração de íons em soluções aquosas.

Outras equivalências ou propriedades dos logaritmos que podem ser úteis são:

$$\log 10^a = a \text{ e } \log 10^{-a} = -a$$

$$\log (a \cdot b) = \log a + \log b$$

Vale destacar que, se a base for 10, pode ser omitida da expressão logarítmica: por exemplo, $\log_{10} y = \log y$. E se a base de um logaritmo não for indicada, assumimos tratar-se de um logaritmo de base 10.

pH e pOH

As concentrações de íons H^+ e OH^- podem ser transformadas em valores na escala de pH (potencial hidrogeniônico), proposta em 1909 pelo químico dinamarquês Søren Peter Lauritz Sørensen (1868-1939). De acordo com essa proposta, o pH de uma solução é calculado por meio do logaritmo negativo da concentração de íons H^+ , em mol/L, em solução.

$$pH = -\log [H^+]$$

O logaritmo negativo é útil para expressar, de maneira mais prática, a concentração de espécies químicas em soluções diluídas. Nesse sentido, podemos calcular outros potenciais, indicados por “p”, como o pOH, potencial hidroxilônico, o logaritmo negativo da concentração de íons OH^- , em mol/L, em solução.

$$pOH = -\log [OH^-]$$

E, assim, podemos determinar o valor do pH e do pOH em uma amostra de água a 25 °C, em que $[H^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

$$pH = -\log [H^+] = -\log (1,0 \cdot 10^{-7}) = -(\log 1,0 + \log 10^{-7}) = -(0 - 7) = 7$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1,0 \cdot 10^{-7}) = -(\log 1,0 + \log 10^{-7}) = -(0 - 7) = 7$$

Uma vez que o valor do pH é inversamente proporcional à concentração de íons H^+ , com base no valor de pH ou de pOH, é possível determinar a concentração de íons H^+ e de íons OH^- em uma solução. Assim, na escala de pH, quanto maior a concentração de H^+ , menor será o valor de pH e vice-versa. Ao aplicar o logaritmo negativo em ambos os lados da expressão do produto iônico da água, temos:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$-\log K_w = (-\log [H^+]) + (-\log [OH^-])$$

Como $pK_w = -\log K_w$, temos:

$$pK_w = pH + pOH$$

Sabemos que, a 25 °C, $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ mol/L. Então, na escala logarítmica, temos a seguinte relação:

$$14 = pH + pOH$$

Portanto, percebemos que, a 25 °C, os valores de pH e de pOH são parcelas complementares de uma soma que resulta em 14. Na tabela a seguir, é possível observar valores de pH e de pOH de alguns materiais, calculados de acordo com a concentração de íons H^+ e OH^- .

Relação entre $[H^+]$, $[OH^-]$ e os valores de pH e pOH de materiais, a 25 °C				
Material	$[H^+]$ (mol/L)	pH	pOH	$[OH^-]$ (mol/L)
Ácido do estômago	$1,0 \cdot 10^{-1}$	1,0	13,0	$1,0 \cdot 10^{-13}$
Café preto	$1,0 \cdot 10^{-5}$	5,0	9,0	$1,0 \cdot 10^{-9}$
Alvejante doméstico	$1,0 \cdot 10^{-13}$	13,0	1,0	$1,0 \cdot 10^{-1}$

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

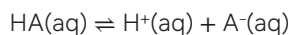
Se liga

A escala de pH varia de 0 a 14, um conjunto de valores que compreende a maioria das soluções. Contudo, é possível haver soluções com pH abaixo ou acima desses valores. Ou seja, soluções em que as concentrações de H^+ são maiores do que 1,0 mol/L apresentarão $pH < 0$ e soluções em que as concentrações de OH^- são maiores do que 1,0 mol/L apresentarão $pH > 14$.

A força dos ácidos e das bases

Um ácido forte é uma substância capaz de se ionizar quase completamente em meio aquoso, gerando íons H^+ . Ao passo que uma base forte, em meio aquoso, é capaz de se dissociar quase em sua totalidade, originando íons OH^- . Por sua vez, ácidos e bases fracos são apenas parcialmente ionizados ou dissociados, respectivamente.

Considerando os ácidos fracos, podemos representar o equilíbrio de ionização dessas substâncias por meio de uma equação genérica, em que HA representa um monoácido – com apenas um átomo de hidrogênio ionizável.



Dessa forma, é possível definir a **constante de ionização ácida (K_a)** do sistema:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Vale dizer que, nesse contexto, o uso de logaritmos pode ser pertinente e, em termos de K_a , é possível definir o pK_a , de forma análoga à relação entre $[H^+]$ e pH:

$$pK_a = -\log K_a$$

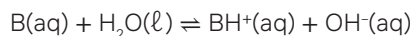
Tendo em mente que as constantes de equilíbrio são medidas da extensão de uma reação em equilíbrio, podemos inferir que, quanto maior o valor de K_a , maior a concentração em solução dos íons provenientes da ionização e, por isso, maior a força de um ácido.

A força do ácido é um fator importante quando estamos analisando um problema que afeta a saúde bucal: a erosão ácida dos dentes. A erosão dos dentes está relacionada com a ingestão de alimentos de caráter ácido. É um problema comum em crianças, pois elas consomem frequentemente alimentos líquidos, fazendo uso de mamadeiras e copos. Quanto mais prolongado o contato dos alimentos com os dentes, maior a probabilidade de degradação do esmalte dentário. Veja, na tabela a seguir, valores para a constante de ionização de ácidos que podem estar presentes em bebidas industrializadas e que estão associados aos processos de erosão ácida do esmalte dentário.

Constantes de ionização de alguns ácidos em água, a 25 °C		
Ácido	K_a	pK_a
Ácido clorídrico – HCl	$2,0 \cdot 10^6$	-6,3
Ácido nitroso – HNO ₂	$4,5 \cdot 10^{-4}$	3,35
Ácido fluorídrico – HF	$3,5 \cdot 10^{-4}$	3,46
Ácido láctico – CH ₃ CH(OH)COOH	$8,4 \cdot 10^{-4}$	3,08
Ácido ascórbico (vitamina C) – C ₆ H ₈ O ₆	$8,0 \cdot 10^{-5}$	4,10
Ácido carbônico – H ₂ CO ₃	$4,3 \cdot 10^{-7}$	6,37
Ácido fosfórico – H ₃ PO ₄	$7,6 \cdot 10^{-3}$	2,12

Fontes: ROBINSON, J. K.; MCMURRY, J. E.; FAY, R. C.; *Chemistry*. 8th ed. New Jersey: Pearson Education, 2020. ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Considerando que as bases, segundo a teoria ácido-base de Brønsted-Lowry, são substâncias receptoras de prótons, pode-se estabelecer o equilíbrio em solução aquosa, indicado pela seguinte equação:



Também é possível definir a **constante de dissociação básica (K_b)**, uma grandeza que indica a força dos compostos dessa classe. Ou seja, quanto maior o valor de K_b , maior a concentração dos íons em solução e, por isso, maior a força da base.

$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

Vale dizer que, nesse contexto, o uso de logaritmos pode ser pertinente e, em termos de K_b , é possível definir o pK_b , de forma análoga à relação entre $[OH^-]$ e pOH:

$$pK_b = -\log K_b$$

Constantes de dissociação de bases em água, a 25 °C		
Base	K_b	pK_b
Amônia – NH ₃	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Morfina – C ₁₇ H ₁₉ O ₃ N	$1,6 \cdot 10^{-6}$	5,79
Anilina – C ₆ H ₇ N	$4,3 \cdot 10^{-10}$	9,37
Ureia – CO(NH ₂) ₂	$1,3 \cdot 10^{-14}$	13,90

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Se liga

O valor de pH indica o grau de acidez de uma solução aquosa e não a força do ácido. É importante perceber que um ácido fraco não é a mesma coisa que uma solução diluída de um ácido forte. Enquanto um ácido forte está praticamente 100% ionizado em solução aquosa, um ácido fraco está apenas parcialmente ionizado. Portanto, é possível que a concentração de íons H^+ resultante da ionização de um ácido forte em uma solução diluída seja igual à concentração de íons H^+ em uma solução concentrada de um ácido fraco parcialmente ionizado.

A lei da diluição de Ostwald

O químico russo-alemão Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932) recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1909 por suas contribuições pioneiras no campo da catálise. Outra de suas importantes contribuições foi a dedução da expressão conhecida como lei da diluição de Ostwald, por meio da qual é possível relacionar a concentração dos ácidos e das bases em solução às respectivas constantes de equilíbrio, com base nos valores de α (grau de ionização, no caso dos ácidos, e grau de dissociação, no caso das bases).

Para os monoácidos, considerando $[H^+] = \alpha \cdot [\text{ácido}]$, temos que:

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot [\text{ácido}]}{1 - \alpha}$$

Para as monobases, tendo em vista que $[OH^-] = \alpha \cdot [\text{base}]$, temos que:

$$K_b = \frac{\alpha^2 \cdot [\text{base}]}{1 - \alpha}$$

Considerando que, para ácidos fracos e bases fracas, geralmente $\alpha < 0,05$, pode ser apropriado igualar os denominadores a 1, simplificando as expressões:

Para os monoácidos fracos: $K_a = \alpha^2 \cdot [\text{ácido}]$

Para as monobases fracas: $K_b = \alpha^2 \cdot [\text{base}]$

Cálculos envolvendo valores de pH, pOH, K_a e K_b

Para calcular o pH de uma solução ácida, é preciso conhecer o valor da concentração de íons H^+ . Nas soluções de ácidos fortes, considera-se que a substância está praticamente 100% ionizada ($\alpha \approx 1$). Consideremos, então, uma solução de ácido clorídrico (HCl) a $1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L

HCl(aq)	\rightleftharpoons	$H^+(aq)$	+	$Cl^-(aq)$
Concentração inicial		$1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L		0
Varição da concentração		$-1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L		$+1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L
Concentração no equilíbrio		0		$1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L

Nessa solução, $1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L de HCl sofre ionização para formar $1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L de H^+ e $1,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L de Cl^- . Portanto, o valor de pH é dado por:

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log (1,0 \cdot 10^{-4}) = -(\log 1,0 + \log 10^{-4})$$

$$pH = -(0 - 4)$$

$$pH = 4,0$$

No caso de uma solução com uma base de Arrhenius forte, a dissociação também é considerada 100% ($\alpha = 1$). Nesses casos, podemos primeiro determinar o valor de pOH para, em seguida, determinar o valor do pH. Suponha que se deseja determinar o pH de uma solução de NaOH com concentração de $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

	NaOH(aq)	\rightleftharpoons	Na ⁺ (aq)	+	OH ⁻ (aq)
Concentração inicial	$1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L		0		0
Variação da concentração	$-1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L		$+1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L		$+1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
Concentração no equilíbrio	0		$1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L		$1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] \\ \text{pOH} &= -\log (1,0 \cdot 10^{-3}) = -(\log 1,0 + \log 10^{-3}) \\ \text{pOH} &= -(0 - 3) \\ \text{pOH} &= 3,0 \end{aligned}$$

Logo, o valor de pH pode ser calculado conforme indicado a seguir:

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \Rightarrow \text{pH} + 3 = 14 \\ \text{pH} &= 11 \end{aligned}$$

Percebemos que os valores de pH refletem diretamente o fato de a primeira substância ser um ácido e a segunda ser uma base. Para o cálculo de ácidos e bases considerados fracos, ou seja, que se ionizam pouco, é necessário conhecer o grau de ionização do ácido, o grau de ionização da base ou ainda as constantes K_a ou K_b para calcular a quantidade de íons H⁺ ou OH⁻, dependendo da substância.

Por exemplo, podemos determinar o pH de uma solução de hidróxido de amônio (NH₄OH) em solução 2,0 mol/L, a 20 °C, considerando que nessas condições $\alpha = 0,003$.

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \alpha \cdot [\text{base}] = 0,003 \cdot 2,0 \text{ mol/L} \\ [\text{OH}^-] &= 0,006 \text{ mol/L} = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Assim, é possível calcular o pH da solução:

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] \\ \text{pOH} &= -\log (6,0 \cdot 10^{-3}) = -(\log 6,0 + \log 10^{-3}) \\ \text{pOH} &= -(0,8 - 3) \\ \text{pOH} &= 2,2 \\ \therefore \text{pH} &= 11,8 \end{aligned}$$

Com esse conjunto de dados, também é possível determinar o valor da constante K_b desse sistema em equilíbrio, por meio da lei da diluição de Ostwald.

$$\begin{aligned} K_b &= \alpha^2 \cdot [\text{base}] = 0,003^2 \cdot 2,0 \\ K_b &= 1,8 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

#FicaADica

PhET Interactive Simulations - Escala de PH, simulador da Universidade de Colorado Boulder, permite modificar o pH do sistema, e, conforme as alterações, informa a quantidade em mol e a concentração em mol por litro das espécies H⁺, OH⁻ e H₂O, bem como a quantidade de partículas dessas espécies em solução. Disponível em: https://phet.colorado.edu/sims/html/ph-scale/latest/ph-scale_all.html?locale=pt_BR. Acesso em: 27 jun. 2024.

PhET Interactive Simulations - Soluções ácido-base, simulador da Universidade de Colorado Boulder, permite ampliar os conhecimentos sobre ácidos e bases fracos e fortes, além de indicar a quantidade das espécies químicas presentes e o pH do sistema, assim como possibilita gerar um gráfico com a concentração das espécies no equilíbrio. Disponível em: https://phet.colorado.edu/sims/html/acid-base-solutions/latest/acid-base-solutions_all.html?locale=pt_BR. Acesso em: 27 jun. 2024.

Atividades propostas



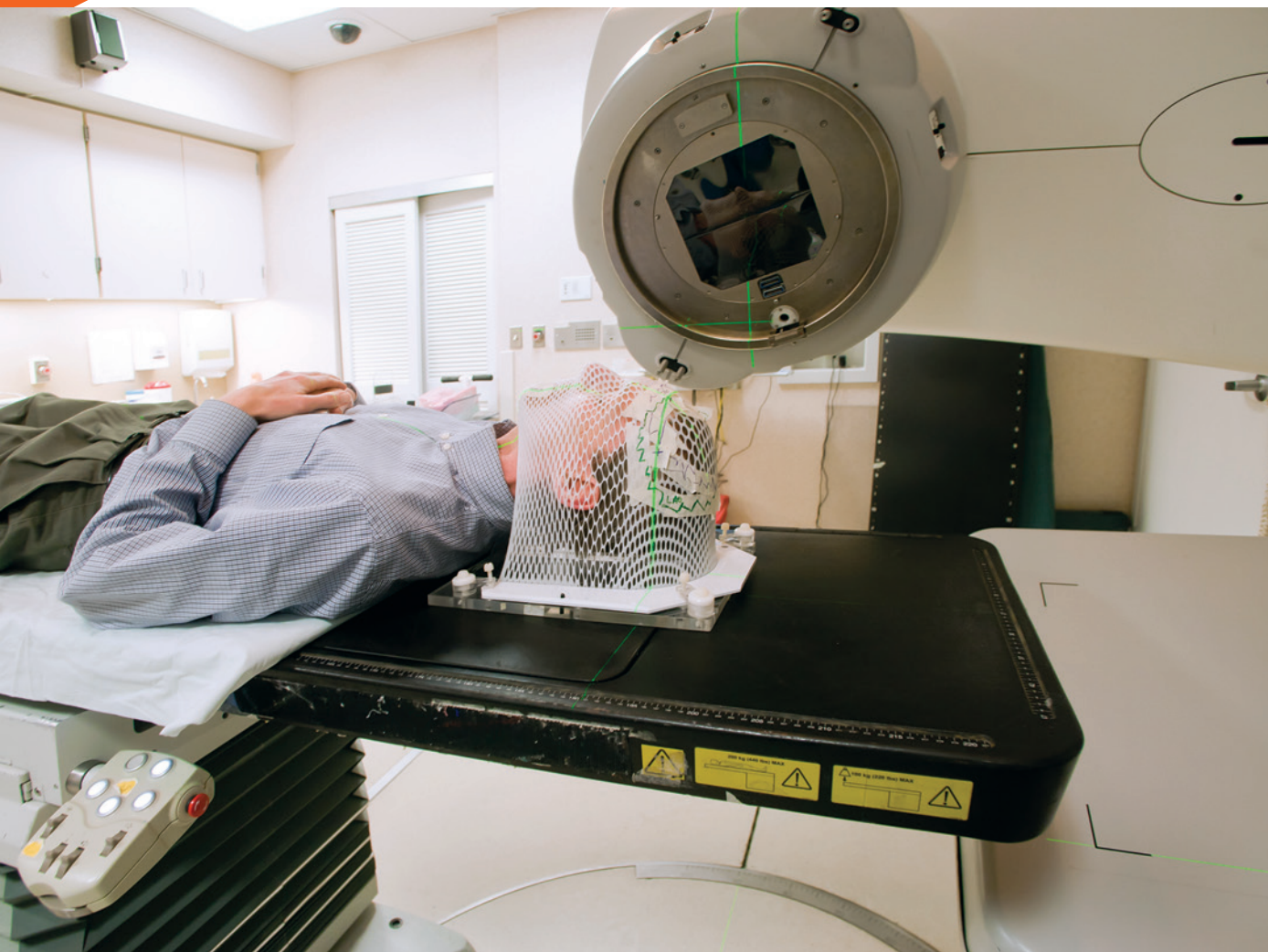
1. Em uma indústria farmacêutica, o ajuste do pH das soluções aquosas torna-se fundamental para a produção de medicamentos e produtos biotecnológicos, de modo que o pH da água utilizada nesses processos precisa ser controlado para assegurar a qualidade e a estabilidade dos produtos finais.
Um lote de água pura será utilizado em uma etapa de produção e será aquecido a 70 °C. Sabe-se que nessa temperatura, o produto iônico da água (K_w) é de $1,6 \cdot 10^{-13}$.
Para realizar o ajuste do pH e garantir que a água esteja nas condições ideais para o processo, determine:
 - a) a concentração de íons H^+ , em mol/L.
 - b) a concentração de íons OH^- , em mol/L.
2. Em um laboratório de Química, para estudar o pH de diferentes materiais do cotidiano como vinagre, saliva e clara de ovo, pesquisadores quantificaram os íons presentes nessas amostras, a 25 °C, obtendo os seguintes valores:
 - vinagre: $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-3}$ mol/L;
 - saliva: $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-6}$ mol/L;
 - clara de ovo: $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-8}$ mol/L.Com base nesses dados, quais foram as respostas encontradas pelos pesquisadores a respeito:
 - a) da ordem crescente de acidez dos materiais.
 - b) da amostra mais alcalina e o seu valor de pOH.
3. Em um estudo sobre a comunicação química das formigas, os pesquisadores estão interessados em entender como o ácido fórmico, uma substância naturalmente produzida por algumas espécies de formigas, influencia o comportamento e a organização das colônias. Para isso, prepararam uma solução aquosa de ácido fórmico com uma concentração igual àquela encontrada nas glândulas das formigas, 0,1 mol/L. O próximo passo da pesquisa é determinar a constante de dissociação ácida (K_a) do ácido fórmico a 25 °C, para realizar previsões sobre como o ácido fórmico interage com outros componentes do ambiente das formigas e como essas interações podem afetar seu comportamento, comunicação e sobrevivência. Considere que o pH da solução de ácido fórmico produzida pelos pesquisadores é 3,0.

Recapitule



Neste capítulo, exploramos o conceito de equilíbrio químico, que se manifesta em diversas situações cotidianas e nos ajuda a explicar tópicos como a escala de pH e a força dos ácidos e das bases. Ao longo do estudo, também aprendemos que o deslocamento de um equilíbrio químico é uma das estratégias desenvolvidas pela ciência para otimizar o rendimento de uma reação química.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
 - Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da questão a seguir: Por que razão os oceanos e outros corpos hídricos são conhecidos como sumidouros de carbono? Em que medida essa característica ajuda a minimizar os efeitos das mudanças climáticas?
- Agora, para sintetizar as ideias do estudo do capítulo, siga os seguintes passos:
1. Selecione um tópico ou conceito abordado no capítulo para que, a partir dele, você possa mapear sua compreensão acerca do conteúdo.
 2. Crie uma lista de ideias e pensamentos iniciais que vêm à sua mente quando você pensa neste tópico.
 3. Classifique as ideias com base na compreensão e complexidade. Ideias mais importantes no centro e as menos complexas ao redor.
 4. Conecte as ideias ordenadas anteriormente, unindo por meio de linhas aquelas que apresentam aspectos comuns. Escreva uma frase que explique como essas ideias se conectam.
 5. Agregue novas informações que ampliem as ideias escritas até agora.
 6. Continue adicionando e interligando suas ideias até que consiga alcançar uma representação da sua compreensão sobre o assunto.



stanley45/iStockphoto.com

A radioterapia é uma técnica que utiliza um feixe de radiação concentrada que incide sobre a área a ser tratada para destruir células tumorais.



▼ Para refletir

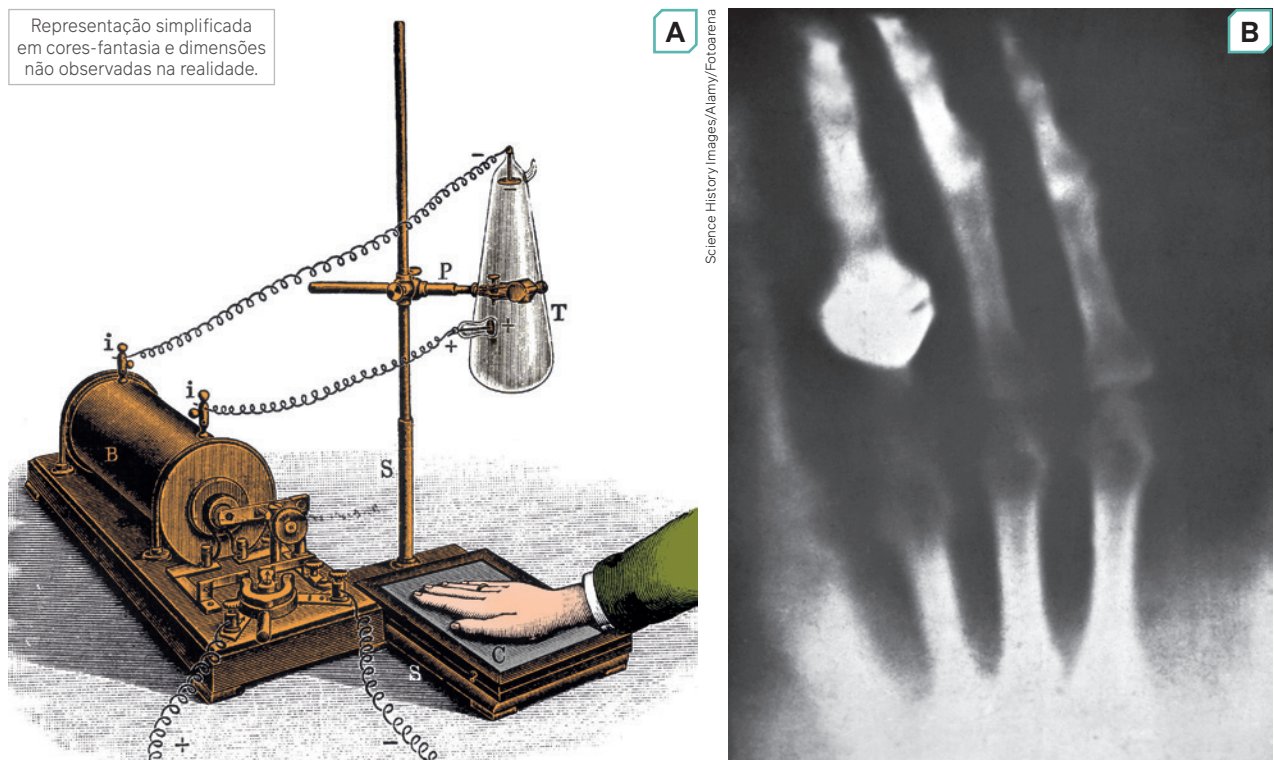
1. A imagem de abertura deste capítulo apresenta uma aplicação da radioatividade. Quais temas ou assuntos podem ser relacionados esse fenômeno?
2. A radioatividade é um fenômeno natural ou artificial?

Objetivos do capítulo

- Identificar e diferenciar as radiações alfa, beta e gama.
- Reconhecer a importância do contexto histórico para a descoberta da radioatividade.
- Compreender o uso da radioatividade em aplicações diárias.
- Compreender os fenômenos de fissão e fusão nuclear.

Descoberta da radioatividade

A história da descoberta da radioatividade começa no final do século XIX, quando o físico alemão Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923), em 1895, passa a focar seus estudos sobre os raios catódicos e as ampolas de Crookes. Certa noite, enquanto preparava experimentos em uma sala completamente escura, Röntgen envolveu uma ampola de Crookes com cartolina negra. Próximo, estavam folhas de papel impregnadas com uma substância luminescente. Espantado, Röntgen viu as folhas brilhando, emitindo certa luz, e, mesmo ao virar para cima a face das folhas que não continha a substância luminescente, a emissão continuava. Ao afastar as folhas da ampola, o brilho persistia. Ao colocar diversos objetos entre a ampola e as folhas, ele percebeu que os objetos apareciam projetados nas folhas, porém, opacos, indicando que algo saía do tubo, atravessava barreiras e atingia a folha. Posteriormente, Röntgen pediu à sua esposa, a suíça Anna Bertha Ludwig (1839-1919), que colocasse a mão entre a válvula da ampola e a tela, e o resultado foi marcante: os ossos da mão dela e seu anel foram projetados na folha, enquanto os demais tecidos do corpo humano não apareceram na imagem.



(A) Representação do experimento com a ampola de Crookes e a mão de uma pessoa. (B) Uma das primeiras radiografias realizadas, em 1895, mostra a mão de Anna Bertha; o objeto arredondado é um anel.

Durante semanas, Röntgen se dedicou a tentar entender o fenômeno. Percebeu que se tratava de uma radiação ainda não estudada e deu-lhe o nome de radiação X (em analogia à incógnita da Matemática, pois não sabia o que era aquela radiação), que hoje corresponde aos **raios X**. Essa descoberta despertou um interesse bastante genuíno nos pesquisadores da época, já que possibilitava, por exemplo, estudar o interior do corpo humano sem a necessidade de experimentos invasivos.

Atualmente, as radiografias são obtidas com a aplicação dos raios X. Nelas, essa radiação atravessa um filme radiográfico, onde ficam impressas imagens em tons de cinza com diferentes intensidades, dependendo da densidade dos tecidos do corpo humano e, conseqüentemente, do quanto a radiação consegue atravessá-los. As radiografias são utilizadas na identificação de fraturas ósseas, de pneumonias e de tumores, e na odontologia, entre outros tipos de uso.

O físico francês Antoine-Henri Becquerel (1852-1908), que se interessava e estudava os fenômenos da emissão de luz da matéria por fosforescência e fluorescência, imaginou que poderia haver alguma relação entre tais fenômenos e os raios X. Em 1896, enquanto estudava a luminescência de um certo sal de urânio, o sulfato duplo de potássio e urânio, $K_2(UO_2)(SO_4)_2$, Becquerel observou que esse tipo de material emite raios invisíveis, capazes de atravessar materiais opacos. Nessa época, várias hipóteses sobre a natureza das radiações X e da atividade de materiais que contêm urânio em suas composições impulsionaram cientistas a desenvolver diferentes métodos para investigar fenômenos relacionados a essas áreas.

Durante suas investigações, Becquerel envolveu as amostras de sais de urânio e as chapas fotográficas em um papel negro e espesso, e colocou as amostras e as chapas dentro de uma gaveta escura. Ele esperava que, quando as chapas fotográficas fossem reveladas, as imagens apresentariam pouca nitidez, no entanto, silhuetas muito nítidas foram reveladas. Becquerel percebeu que o sal de urânio emitia raios capazes de atravessar a grossa camada de papel. Inicialmente, foi proposto que essa radiação fosse denominada raios de Becquerel e, *a priori*, apresentava propriedades semelhantes às dos raios X. Becquerel considerou que estava diante de um tipo especial de fosforescência, específico dos compostos de urânio. Outro pesquisador da época, o físico inglês Silvanus Phillips Thompson (1851-1916), sugeriu o nome de “hiperfosforescência”. Após cerca de um ano de pesquisas sobre o assunto, Becquerel considerou que o tema já não rendia mais resultados interessantes, e voltou-se para outras pesquisas.

Os estudos sobre as propriedades dos raios X, desenvolvidos por muitos cientistas, levaram à descoberta de que essa radiação era capaz de tornar o ar condutor de eletricidade. A partir de então, o estudo de fenômenos relacionados aos raios X e também a outras radiações, como os raios emitidos pelo urânio, puderam ser feitos quantificando a variação de condutividade do ar. Essa técnica foi muito importante, pois até então o estudo dessas radiações invisíveis era feito com base nas impressões que deixavam sobre chapas fotográficas ou observando-se a fluorescência que provocavam em certos materiais. Esse tipo de detecção era difícil de padronizar e não permitia estudos quantitativos.



Everett Collection/Shutterstock.com

Os físicos Marie e Pierre Curie foram pioneiros nos estudos de materiais radioativos. (Paris, França, 1903)

Em 1897, a física e matemática polonesa Marie Sklodowska-Curie (1867-1934), naturalizada francesa e casada com o físico francês Pierre Curie (1859-1906), estava em Paris e começou a realizar pesquisas visando obter o título de doutorado. Sua ideia inicial foi estudar a radiação do urânio por meio do então recém-desenvolvido método elétrico, utilizando uma aparelhagem desenvolvida por Pierre e seu irmão, o físico francês Paul-Jacques Curie (1855-1941).

Ao estudar a radiação emitida por diferentes compostos de urânio, Becquerel havia observado que a radiação emitida por todos eles era menos intensa do que a emitida pelo urânio metálico. Marie Curie confirmou isso para vários outros compostos, mas encontrou uma anomalia: um mineral de urânio, chamado pechblenda, que emitia radiação mais intensa do que o urânio metálico. Guiada pela hipótese de que a emissão de radiação era uma propriedade atômica, Marie Curie passou a realizar uma série de experimentos para verificar se existiriam outros elementos na pechblenda (e em outros minerais) que emitissem radiação mais intensa que o urânio. Em 1898, Marie Curie propôs um novo nome para o fenômeno que estava estudando: **radioatividade**.

Nesse mesmo ano, o casal Curie anunciou haver descoberto, no mineral pechblenda, um novo elemento radioativo, ao qual deram o nome de polônio. Alguns meses depois, publicaram haver descoberto no mesmo mineral, um segundo novo elemento, ainda mais radioativo – para o qual propuseram o nome de rádio. As concentrações de polônio e de rádio na pechblenda eram, porém, tão pequenas, que o casal Curie não conseguiu isolar, naquele momento,

nenhum dos dois elementos: eles permaneciam misturados a outros elementos. Suas pesquisas continuaram e, em 1902, finalmente Marie Curie conseguiu isolar, a partir de uma tonelada de pechblenda, uma amostra de 0,12 g de cloreto de rádio (RaCl_2).

Muitos outros pesquisadores estavam interessados no fenômeno da radioatividade: entre eles, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937), naturalizado inglês, e o químico inglês Frederick Soddy (1877-1956), então trabalhando no Canadá. Suas pesquisas, publicadas em 1902 e 1903, traziam evidências de que a radioatividade envolvia a desintegração dos átomos de um elemento químico, que assim se transformava em outro elemento. Um pouco antes, em 1899, Rutherford havia publicado um artigo em que identificava que a radiação emitida pelo urânio era de dois tipos, denominados por ele como “radiação alfa (α)” e “radiação beta (β)”. Em 1903, Rutherford denominou um terceiro tipo como “radiação gama (γ)”, descrito em 1900 pelo físico e químico francês Paul Ulrich Villard (1860-1934). Essas radiações serão explicadas mais adiante neste capítulo.

Hoje, sabe-se que a radioatividade está relacionada à emissão espontânea de partículas e radiação pelo núcleo de alguns átomos instáveis, que, ao se desintegrarem, emitem ondas eletromagnéticas e partículas subatômicas. Desde o início do século XX, a radioatividade tem sido objeto de estudos nas mais diversas áreas da Ciência e da Medicina, por apresentar uma ampla variedade de aplicações, como a datação de fósseis e o tratamento do câncer por radioterapia.



Ser cientista é profissão de mulher?

Durante muito tempo, acreditou-se que a Ciência não era uma área para mulheres – e até hoje, infelizmente, inúmeras pessoas ainda creem nisso –, porém, diversas mulheres lutaram e vêm lutando contra essa exclusão, marcando presença nos espaços de produção científica. Um desses casos é o de Marie Curie, cuja trajetória foi marcada por uma série de dificuldades, em um período histórico no qual não era comum a participação de mulheres em atividades científicas. Leia a seguir alguns trechos de textos sobre essa cientista.

Os desafios das mulheres na Ciência: Marie Curie como figura feminina no campo científico

[...] Esta reconhecida cientista é um exemplo de que, durante séculos, as mulheres foram privadas de estudar, e tiveram que lidar com os mais variados empecilhos que surgiram, e ainda surgem, em seus caminhos. Marie Curie teve que lutar com muita competência e determinação para dar continuidade à sua carreira científica, ao ter que lidar com o preconceito e o descrédito. Dessa forma, impõe-se a constatação de que as jornadas das mulheres na Ciência foram árduas, penosas e exigiu delas não apenas inteligência, mas também coragem para enfrentar os obstáculos de gênero. [...]

Foi necessária a intervenção de seu marido Pierre para que Marie pudesse ter o direito de seu nome ser incluído na lista dos indicados ao prêmio [Nobel]. Ao ganharem a honraria, novamente ataques velados foram direcionados [às] cientistas mulheres. [...]

Marie Curie, mesmo já tendo obtido um prêmio Nobel e com um grande reconhecimento de seu percurso científico, foi impedida de tornar-se membro da Academia Francesa de Ciência. [...]

FERREIRA, K. P.; GENOVESE, C. L. C. R. Os desafios das mulheres na Ciência: Marie Curie como figura feminina no campo científico. *RECC*, Canoas, v. 27 n. 2, p. 1-16, 2022. Disponível em: <https://revistas.unilasalle.edu.br/index.php/Educacao/article/view/8837/pdf>. Acesso em: 12 set. 2024.

Como os jornais da época (quase) acabaram com a reputação da cientista Marie Curie

A vida da polonesa radicada em Paris, Marie Sklodowska-Curie, não se limitou aos incríveis avanços na área da radioatividade, fenômeno praticamente desconhecido no início do século passado, ou aos dois prêmios Nobel que recebeu. Sua vida pessoal também era bem agitada. Marie foi acusada de ter tido um caso com um homem casado logo após a morte de seu marido – e ainda contou com a manifestação de nada mais nada menos do que Albert Einstein em sua defesa.

Marie Curie e seu marido, Pierre, não eram estranhos à imprensa. Em 1903, a dupla ganhou um Prêmio Nobel “em reconhecimento pelos extraordinários serviços que prestaram por suas pesquisas conjuntas sobre os fenômenos da radiação descobertos pelo professor Henri Becquerel”. O relacionamento deles era feliz, e ambos estavam em pé de igualdade intelectual com o outro. Eles celebraram o Prêmio Nobel juntos e deram continuidade ao trabalho. Porém, depois de alguns anos, aconteceu a tragédia.

Em 1906, o amado marido de Marie Curie morreu em um acidente. [...]

Ela voltou a trabalhar logo após a morte de Pierre e ainda assumiu as pesquisas acadêmicas do marido. [...]

Marie tinha apenas 38 anos de idade quando ficou viúva. Pouco tempo depois, se envolveu com Paul Langevin, ex-aluno de seu marido.

[...]

Os jornais se deliciaram com a história. Eles pintaram Curie como uma sedutora que tinha atraído um homem de família e o afastado de sua boa esposa e seus amados filhos. Não foi difícil convencer os leitores disso, dado o preconceito da época contra estrangeiros – lembrando que Marie era nativa da Polônia [...].

Os jornais – sempre eles – espalharam os rumores de que o caso tinha começado quando Pierre ainda estava vivo. As alegações, apesar de falsas, mancharam o nome de Marie Curie o suficiente para que o Comitê do Prêmio Nobel lhe pedisse para ficar na França em vez de viajar até a Suécia para aceitar seu prêmio. Imagine só, o que as pessoas pensariam de uma adúltera recebendo uma premiação do próprio rei da Suécia!?

[...]

O grande Albert Einstein, por outro lado, se manifestou categoricamente em defesa de Curie, dizendo que ela deveria ir à Suécia, independentemente das (falsas) alegações.

[...]

Seguindo o conselho de Einstein, Marie viajou para a Suécia, apesar do conselho do comitê, e aceitou seu segundo Prêmio Nobel. [...] Ela, a propósito, foi a primeira pessoa – homem ou mulher – a ganhar o Prêmio Nobel por duas vezes.

[...]

O fim de sua triste história é famoso. Marie Curie, infelizmente, pagou por seu trabalho com a própria vida. Em 1934, ela sucumbiu à leucemia, o resultado da exposição prolongada à radiação. [...]

CALZAVARA, B. Como os jornais da época (quase) acabaram com a reputação da cientista Marie Curie. *Conselho Nacional de Técnicos em Radiologia*, Brasília, DF, 11 set. 2013. Disponível em: <https://crtr06.org.br/historia-como-os-jornais-da-epoca-quase-acabaram-com-a-reputacao-da-cientista-marie-curie/>. Acesso em: 8 set. 2024.

Trocando ideias

1. Conforme o texto revela, Marie Curie enfrentou muitos desafios durante sua vida profissional, apesar de sua evidente competência. Identifique, no texto, trechos que evidenciem julgamentos sofridos por ela e que mostrem sua postura frente a tais julgamentos.
2. Imagine-se no lugar de Marie Curie no início da carreira, uma jovem cientista cheia de sonhos. Liste, separadamente, possíveis sentimentos que você acredita que ela possa ter experimentado ao lidar com:
 - a) os desafios daquela época;
 - b) as suas conquistas.Os sentimentos em ambas as situações são iguais?
3. Em duplas, compartilhem as duas listas de sentimentos elaboradas por vocês: Em ambas as situações, vocês citaram os mesmos sentimentos? Em uma mesma situação, os sentimentos citados foram diferentes? Se sim, como explicar isso?
4. Ainda em duplas, discutam e justifiquem se há profissões mais adequadas a um determinado perfil. Feito isso, pesquisem, em fontes confiáveis, sobre a participação de mulheres na Ciência no mundo e no Brasil, para responder aos questionamentos a seguir.
 - a) Qual é a porcentagem das mulheres em cursos de Ciência?
 - b) Quantas mulheres ocupam cargos de liderança em instituições científicas?
 - c) Quantas mulheres ganharam o Nobel depois de Marie Curie?
 - d) Escolham duas mulheres que contribuíram para o desenvolvimento da Ciência no Brasil e produzam um vídeo documentário de até 5 minutos, narrando a história dessas cientistas, destacando suas descobertas e o impacto de seus trabalhos. Utilizem diversos recursos como imagens, trechos de entrevistas, gráficos e outros com o intuito de tornar o vídeo mais dinâmico.

Emissões radioativas

As emissões de radiações observadas nos experimentos com os elementos químicos radioativos que estudamos até aqui ocorrem pela instabilidade no núcleo dos átomos. Assim, o núcleo pode se desintegrar até o átomo apresentar uma configuração nuclear mais estável. Durante esse processo, o núcleo emite partículas e/ou radiação nuclear, e essas emissões são conhecidas como **emissões radioativas**.

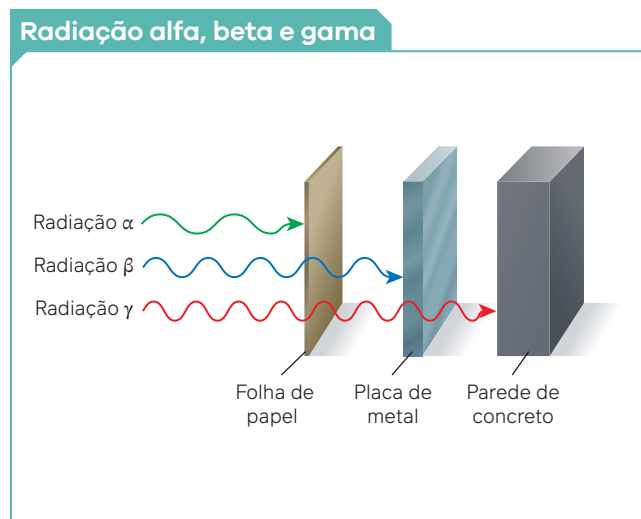
Em 1899, Rutherford e sua equipe observaram que a radiação que eles chamaram de alfa podia ter sua propagação barrada por umas poucas folhas finas de alumínio e que a radiação que eles chamaram de beta era muito mais penetrante, sendo necessária uma camada mais espessa de folhas de alumínio para interromper sua propagação. No final do mesmo ano, os físicos austríacos Egon Ritter von Schweidler (1873-1948) e Stefan Julius Meyer (1872-1949), com o químico alemão Friedrich Oskar Giesel (1852-1927), observaram que a radiação beta era desviada por um campo magnético. Alguns anos depois, outros pesquisadores conseguiram demonstrar que a radiação alfa também era desviada por um campo magnético, porém na direção oposta ao desvio da radiação beta. Outros estudos mostraram que essas radiações também eram desviadas por campos elétricos. Para compreender os resultados desses estudos, vamos considerar o experimento hipotético a seguir: dentro de um bloco de chumbo, armazena-se uma amostra de material radioativo. Um orifício nesse bloco direciona as emissões numa direção específica, de maneira que elas sejam projetadas em uma placa de material fluorescente. Ao colidirem com a placa, as emissões geram manchas luminosas em sua superfície. Também são colocadas placas eletricamente carregadas em ambos os lados do feixe de emissões, de modo paralelo à trajetória do feixe.

O experimento permite observar que a **radiação alfa (α)** é formada por partículas portadoras de cargas elétricas positivas, pois seu feixe é atraído pela placa com carga negativa; enquanto a **radiação beta (β)** é formada por partículas portadoras de cargas elétricas negativas, pois seu feixe é atraído pela placa com carga positiva. Além disso, pode ser observado que a trajetória das partículas alfa apresenta desvio menor do que o da trajetória das partículas beta, o que indica que as partículas alfa apresentam maior valor de massa que as partículas beta, uma vez que, quanto maior a massa de um corpo, maior sua inércia e, portanto, mais difícil é alterar sua trajetória.

A radiação descrita por Villard em 1900 não era afetada pelo campo eletromagnético, não apresentava massa observável nem carga elétrica, sendo constituída apenas por ondas eletromagnéticas, e foi mais tarde denominada, por Rutherford, **radiação gama (γ)**.

Vale destacar algumas características gerais de cada tipo de emissão.

- **Partícula alfa (α):** nesse caso, o núcleo atômico emite uma partícula alfa, composta por dois prótons e dois nêutrons. As partículas alfa apresentam carga elétrica positiva, podem ser facilmente absorvidas e têm um alcance curto.
- **Partícula beta (β):** um nêutron do núcleo se transforma em um próton e emite uma partícula beta, composta por um elétron, e por isso, apresenta carga negativa e massa muito pequena, quando comparada à massa das partículas alfa. As partículas beta são capazes de penetrar meios sólidos e líquidos com mais facilidade que as partículas alfa, mas ainda têm um alcance limitado.
- **Radiação gama (γ):** as radiações gama são ondas eletromagnéticas emitidas pelos núcleos de alguns átomos e, portanto, não têm carga elétrica, apresentam alta energia, são capazes de penetrar meios sólidos e líquidos com facilidade e têm um alcance muito maior que as partículas alfa e beta. Elas são semelhantes aos raios X, no entanto, são muito mais energéticas.



Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018.

Características das radiações alfa, beta e gama					
Radiação	Símbolo	Natureza da radiação	Carga	Massa (u)	Penetração
Alfa	${}^4_2\alpha$	2 prótons + 2 nêutrons	+2	4	Baixa
Beta	${}^0_{-1}\beta$	1 elétron	-1	0	Média
Gama	${}^0_0\gamma$	Onda eletromagnética	0	0	Alta

Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

#FicaADica

Radioativos – Marie & Pierre Curie, uma história de amor e contaminação

REDNISS, L. Tradução: Antônio Xerxenesky. São Paulo: Companhia das Letras, 2021. O livro é uma biografia ilustrada sobre a trajetória pessoal e profissional de Marie Curie e seu marido, Pierre Curie.

Radioactive

Direção: Marjane Satrapi. Produção: Tim Bevan, Eric Fellner, Paul Webster. Londres: StudioCanal, 2019. 1 DVD (110 min). O filme aborda a trajetória profissional e pessoal da cientista Marie Curie e de seu marido, Pierre Curie.



Comece com você!



Carrossel de imagens
Acidente nuclear de Goiânia

- Em 1987, catadores de material reciclável encontraram uma cápsula dentro de um aparelho hospitalar usado para radioterapia. Desconhecendo o sinal que indicava a presença de material radioativo, eles abriram a cápsula e a venderam ao dono de um ferro-velho que, fascinado pela luminescência do material, mostrou-o para familiares, vizinhos e amigos. O material brilhante era o céσιο-137 e provocou o chamado “Desastre radioativo de Goiânia”, ou “Desastre do céσιο-137”. Com base nas informações fornecidas até agora e em outras que você poderá pesquisar, responda às questões abaixo.
 - Qual é o símbolo que indica a presença de material radioativo?
 - Pesquise quais são as características e os perigos do contato relacionados aos materiais radioativos. Como você deve atuar no caso de suspeita de contato ou acidente com material radioativo?

Agora, vamos compartilhar!

- Forme uma dupla e compartilhe suas respostas. Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões e/ou se é necessário complementar suas respostas.

- Reúnam-se com mais quatro colegas para pesquisar informações sobre o desastre do céσιο-137, que ocorreu em Goiânia, em 1987, para criar e gravar um *podcast* que terá vários episódios sobre o tema. Organizem-se para que cada grupo fique responsável por um dos temas a seguir.
 - Tema 1: As pessoas e empresas envolvidas na história.
 - Tema 2: As principais consequências da exposição ao material radioativo.
 - Tema 3: A reação das autoridades frente ao acidente, incluindo medidas imediatas, de curto e longo prazo.
 - Tema 4: Mudanças na legislação brasileira após o desastre do céσιο-137.

Todos juntos aprendemos mais!

Reúnam-se com toda a turma e compartilhem o *podcast* com os colegas.



- Discutam:
 - O que vocês aprenderam com os *podcasts* elaborados pelos colegas?
 - Ainda existem dúvidas relacionadas ao tópico discutido? Se sim, compartilhem e tentem chegar a uma conclusão.

Reações nucleares

As **reações nucleares**, também chamadas de **transmutações nucleares**, são processos em que o núcleo dos átomos passa por transformações. Diferentemente das reações químicas, nas quais há formação de novas substâncias, as reações nucleares, em geral, transformam os átomos de um elemento químico em átomos de outro elemento químico – com número atômico maior ou menor –, bem como podem gerar outros isótopos de um mesmo elemento químico.

As transmutações nucleares podem ser **processos naturais**, como a desintegração nuclear (ou decaimento nuclear); ou **artificiais**, como a nucleossíntese e a fissão nuclear. A fusão nuclear é tanto um processo natural que ocorre em estrelas, quanto um processo artificial para obtenção de energia e armamento bélico.

Desintegrações nucleares

Em 1913, de maneira independente, três cientistas – Soddy, Kasimir Fajans (1887-1975), nascido na Polônia e naturalizado estadunidense, e Alexander Smith Russell (1888-1972), nascido na Escócia – estudaram as emissões de partículas α e β e propuseram generalizações semelhantes a respeito delas. O trabalho independente destes cientistas evidencia o caráter coletivo da Ciência a partir da construção não linear do conhecimento científico.

A primeira conclusão, posteriormente chamada de lei de Soddy, envolve a emissão de partículas α : “Quando um núcleo emite uma partícula alfa, seu número atômico diminui em duas unidades e seu número de massa diminui em quatro unidades”. A segunda, conhecida como lei de Soddy, Fajans e Russell, envolve a emissão de partículas β : “Quando um núcleo emite uma partícula beta, seu número atômico aumenta em uma unidade e seu número de massa permanece constante”.

A radiação γ , ao contrário das outras radiações nucleares, é formada por ondas eletromagnéticas, e costuma ser emitida junto com a emissão de uma partícula α ou β . Por isso, emissões de radiação γ não alteram o núcleo do isótopo radioativo, mas são essenciais para que esses núcleos atinjam a estabilidade.

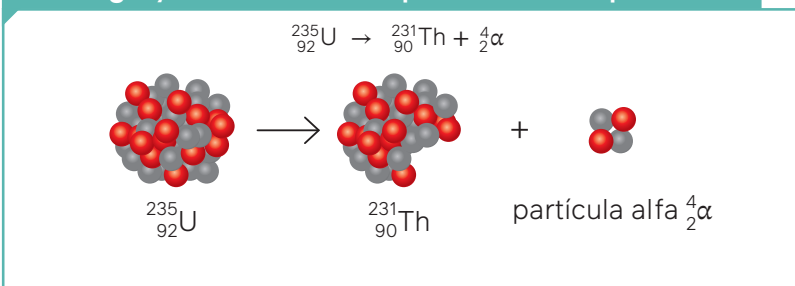
▶ Ciências da Natureza

O estudo sobre a estrutura da matéria e as partículas elementares pode ser aprofundado no **Capítulo 24** do livro de **Física** desta coleção.

Observe, a seguir, um esquema representativo da desintegração de um núcleo atômico com emissão de uma partícula alfa.

Desintegração nuclear de ^{235}U por emissão de partícula α

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.



Ericson Guilherme

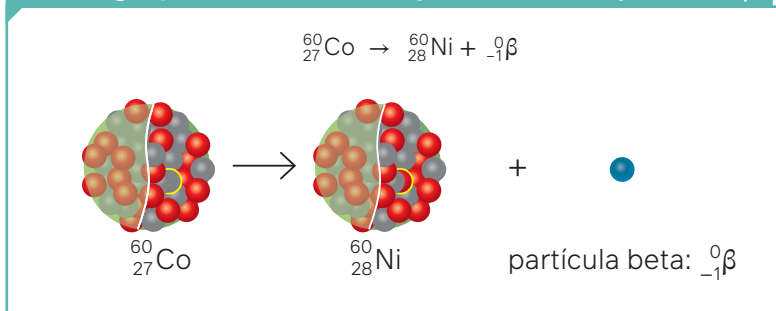
As imagens desta página são representações simplificadas em cores-fantasia e dimensões não observadas na realidade.

Note que, ao representar as equações nucleares, os números de massa e os números atômicos devem estar balanceados, ou seja, a sua soma deve ser igual em ambos os lados da equação: $A: 235 = 231 + 4$; $Z: 92 = 90 + 2$.

A seguir, observe o exemplo da representação da desintegração de um núcleo de cobalto-60 com emissão de uma partícula beta.

Desintegração nuclear de ^{60}Co por emissão de partícula β

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

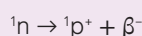


Ericson Guilherme

Note que, novamente, os números de massa e os números atômicos devem estar balanceados nas equações nucleares.

Se liga

As partículas β são formadas por elétrons, contudo, não podemos concluir que os elétrons existiam previamente nos núcleos dos átomos. A emissão de uma partícula β é consequência da conversão de um nêutron (^1_0n) em um próton ($^1_1\text{p}^+$). Em outras palavras, o elétron que constitui uma partícula β só passa a existir quando ocorre uma reação nuclear.

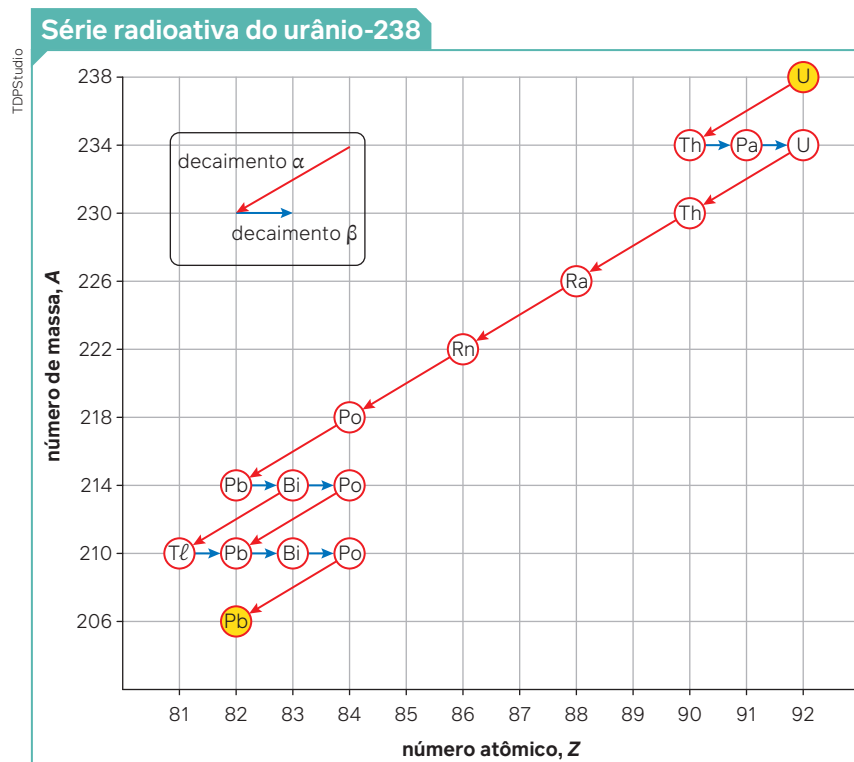


Séries radioativas

Uma **série radioativa** é um fenômeno que envolve a desintegração sequencial de um isótopo radioativo. Cada série começa com um isótopo radioativo instável que se transforma em átomo de outro elemento radioativo, até atingir a configuração do átomo de um elemento estável. Na natureza, são conhecidas três séries radioativas. Uma delas, denominada **série do urânio**, está representada no gráfico “Série radioativa do urânio” a seguir.

No gráfico, é possível observar o decaimento do isótopo radioativo urânio-238, em função do número de massa e do número atômico. O urânio-238 decai para tório-234 por meio da emissão de uma partícula α , representada pela seta vermelha. Note que, para se transformar em tório-234, o urânio decresce em duas unidades o número atômico e em quatro unidades o seu número de massa. O tório-234, por sua vez, decai para protactínio-234 ao emitir uma partícula β , representada pela seta azul. Neste caso, o número de massa permanece inalterado, mas há um aumento de uma unidade em seu número atômico. O processo continua até, após sucessivos decaimentos, formar-se o isótopo chumbo-206, que é estável.

As outras séries radioativas naturais são a **série do actínio**, que começa no urânio-235 e termina no chumbo-207, levando esse nome pois, anteriormente, pensava-se que ela tinha início no actínio-227; e a **série do tório**, que começa no tório-232 e termina no chumbo-208. Note que as três séries terminam em isótopos estáveis de chumbo (Pb).



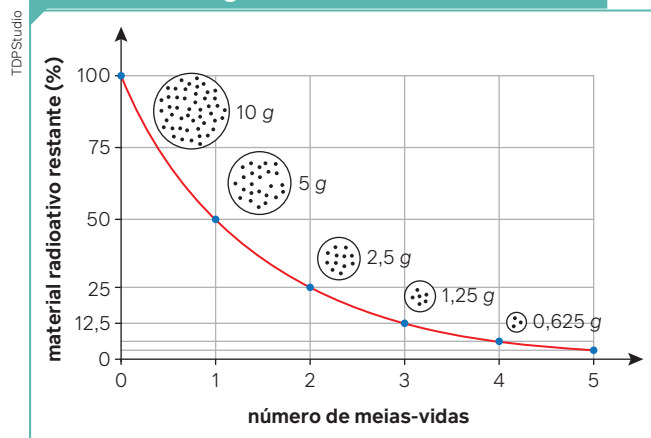
Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Meia-vida

A meia-vida, grandeza representada pelo símbolo $t_{1/2}$, é o tempo necessário para que metade dos átomos de uma amostra radioativa sofra desintegração. Em outras palavras, é o período de tempo em que a quantidade de material radioativo diminui pela metade devido aos processos

de desintegração nuclear. Observe o gráfico que representa a desintegração de uma amostra de 10 gramas de um material radioativo cuja meia-vida é de 10 anos. O eixo horizontal representa o número de meias-vidas do processo de desintegração e o eixo vertical apresenta as transformações na massa da amostra com o passar do tempo. Sabe-se que a meia-vida dessa amostra é de 10 anos e, após esse período, a quantidade de material radioativo se reduzirá à metade (50%); após mais 10 anos, restará apenas 25% da quantidade inicial, que corresponde a 2,5 gramas do material. Este padrão continua, com a quantidade de material radioativo diminuindo pela metade a cada intervalo de tempo correspondente à meia-vida. A curva vai se linearizando conforme o tempo avança, refletindo a natureza exponencial da desintegração. Destaca-se que a meia-vida é uma característica específica de cada isótopo radioativo e independe da quantidade inicial da amostra.

Curva exponencial de desintegração de uma amostra de 10 gramas de material radioativo



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

A Química do Tempo: Carbono-14

Em 1998, o chamado “Sudário de Turim”, supostamente o santo sudário [...], o manto que teria sido utilizado para cobrir o corpo de Cristo após a crucificação, foi analisado através da técnica do isótopo com número de massa 14 do carbono (carbono-14, radioativo). Os resultados mostraram que o linho utilizado na confecção do sudário cresceu entre os anos 1260 e 1390. Assim, ficou demonstrado que o Sudário de Turim não podia ser o santo sudário, tratando-se portanto de uma fraude.

A técnica de datação através do carbono-14

Em certos casos, a idade de um dado material pode ser determinada com base na taxa de decaimento de um isótopo radioativo. O melhor exemplo da aplicação desse tipo de fenômeno é a datação de materiais através da medida do decaimento do carbono-14. A técnica do radiocarbono é hoje largamente utilizada em arqueologia e antropologia, para a determinação da idade aproximada dos mais diversos artefatos.

A técnica [...] foi desenvolvida por Willard Frank Libby (1908-1980), em 1946, o que lhe valeu o Prêmio Nobel de Química de 1960.

[...]

Libby desenvolveu a técnica [...] utilizando contadores Geiger muito sensíveis, que ele mesmo desenvolveu, nos quais media-se a radiação β^- emitida pela amostra, requerendo-se quantidades relativamente grandes da mesma. Contudo, na versão moderna da técnica, utiliza-se um espectrômetro de massas como equipamento, no qual os átomos de carbono são convertidos em íons C^- , mediante bombardeio da amostra com átomos de césio. Os números de átomos de carbono com as diversas massas são assim determinados, obtendo-se a relação $^{14}C/^{12}C$, que diminui com o tempo. Utilizando-se o espectrômetro de massas, necessita-se de poucos miligramas de

amostra para efetuar-se uma análise.

[...]

O carbono-14 na biosfera

Através da fotossíntese, as plantas absorvem o carbono-14 presente na atmosfera (CO_2), convertendo-o em compostos orgânicos, incorporando-o assim a tecidos vivos [...]. À medida que a planta cresce, mais aumenta a quantidade de carbono-14 por ela incorporada, até que se estabeleça um equilíbrio, com a quantidade de C-14 na planta tornando-se igual à presente na atmosfera, cerca de 14 dpm g^{-1} . Contudo, uma vez que a planta tenha morrido, não ocorrerá mais a incorporação de carbono-14 aos seus tecidos e, assim, tendo-se em vista o decaimento radioativo do isótopo, sua quantidade diminuirá progressivamente, até tornar-se praticamente nula. Ou seja, é como se, uma vez morto o organismo vivo, um cronômetro fosse disparado. Tendo-se em vista o tempo de meia vida do isótopo, após 5 370 anos sua atividade cairá de 14 dpm g^{-1} para 7 dpm g^{-1} e, após 11 460 anos, cairá para apenas $3,5 \text{ dpm g}^{-1}$, e assim por diante. Uma vez que se conhece o tempo de meia vida do carbono-14, basta medir sua atividade para saber quando a planta morreu.

Através das plantas, o carbono-14 termina sendo incorporado pelos animais vegetarianos e, através destes, pelos carnívoros, terminando assim por ser assimilado por seres vivos de todos os níveis tróficos.

[...]

FARIAS, R. F. A Química do tempo: carbono-14. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 16, p. 6-8, 2002. Disponível em: http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc16/v16_A03.pdf. Acesso em: 21 mar. 2024.

Nota dos autores: A unidade dpm g^{-1} (desintegrações por minuto por grama) indica quantas desintegrações radioativas ocorrem a cada minuto para cada grama do material e permite comparar a radioatividade entre diferentes amostras de tamanhos distintos. Por exemplo, dizer que uma amostra apresenta $5\,000 \text{ dpm g}^{-1}$, significa que cada grama desse material sofre 5 000 desintegrações por minuto.

Atividades propostas



- Os geólogos estudam a formação e a idade de uma série de rochas ígneas encontradas em regiões montanhosas a partir da datação tório-chumbo. Neste processo de desintegração, o tório-232 ($^{232}_{90}\text{Th}$) pode sofrer desintegrações sucessivas e transformar-se no chumbo-208 ($^{208}_{82}\text{Pb}$). Quantas partículas alfa (α) e beta (β) foram emitidas nesse processo?

Leia o texto para responder às atividades 2 a 4.

O isótopo metaestável do tecnécio-99 (^{99m}Tc ou tecnécio-99m) é a base de radiofármacos utilizados em processos diagnósticos na medicina nuclear realizados mais de 2 milhões de vezes por ano no Brasil. Esse isótopo pode ser obtido por duas vias que envolvem reações nucleares.

Em uma delas, átomos de molibdênio-98 são bombardeados com nêutrons, produzindo átomos de molibdênio-99, processo em que também há emissão de radiação γ . Então, os átomos de molibdênio-99 decaem espontaneamente, por emissão β , para produzir tecnécio-99 metaestável, um isótopo emissor de radiação γ .

A meia-vida do ^{99}Mo é de 66 horas, e a do $^{99\text{m}}\text{Tc}$, de apenas 6 horas, o que representa um problema logístico na distribuição de radiofármacos que, por essa razão, são produzidos diretamente nos locais onde serão utilizados – em equipamentos denominados geradores de tecnécio. Eventualmente, os átomos de $^{99\text{m}}\text{Tc}$ convertem-se em ^{99}Tc , um emissor β com meia-vida de 200 000 anos.

2. Equacione as reações nucleares citadas no texto.
3. O elemento químico formado após a desintegração do ^{99}Tc não é radioativo. Escreva a equação que representa essa desintegração e informe o nome do elemento químico formado.
4. Um paciente recebe a aplicação da dose de um radiofármaco a base de $^{99\text{m}}\text{Tc}$ recém-preparado para a realização de um exame. Qual é a porcentagem desse radioisótopo remanescente no organismo dele após 24 horas?
5. Em grupos de até cinco pessoas, vocês terão a missão de determinar a massa remanescente do isótopo radioativo ^{235}U após dez períodos de meia-vida ($t_{1/2} = 710$ milhões de anos), sabendo que a massa

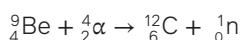
inicial de urânio-235 nessa amostra era de 1,0 g. Com base nesses dados, respondam:

- a) Qual é a solução da situação-problema apresentada? Justifique por meio de cálculos.
- b) Se a massa inicial (m_0) de ^{235}U fosse de 5,0 g, qual seria o valor da massa remanescente (m_r)? Qual estratégia vocês usaram para chegar nesse resultado?
- c) Tendo em vista que a massa remanescente após uma meia-vida equivale à metade da massa inicial da amostra, ou seja, $m_r = \frac{m_0}{2}$, represente, por meio de frações, como é possível calcular o valor de m_r após dois, três e quatro meias-vidas.
- d) Analise as expressões e converse com os colegas de grupo sobre as características em comum a todas elas.
- e) É possível reescrever essas expressões com base nessa característica identificada?
- f) Então, qual é a expressão que permite o cálculo da massa de ^{235}U remanescente proposto no início da atividade?
- g) Aplicando a expressão indicada por vocês, demonstre que é possível chegar no mesmo resultado calculado no **item a**.
- h) Escrevam uma expressão que possibilite cálculos como esse, considerando a massa inicial (m_0), a massa remanescente (m_r) e no número de meias-vidas (x) transcorridos.

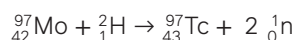
Nucleossíntese

Até agora, foram estudadas as reações nucleares que ocorrem naturalmente, mas também existem reações nucleares artificiais, ou seja, induzidas pela ação humana, como as **nucleossínteses**. Nesses processos, um elemento químico é transformado em outro ao ser bombardeado com uma partícula que se desloca com velocidade suficientemente alta para penetrar no núcleo dos átomos.

A identificação dos nêutrons, em 1932, foi feita com base nos resultados de diversos experimentos de nucleossíntese. Em 1930, os físicos alemães Walther Wilhelm Georg Bothe (1891-1957) e Herbert Becker (1887-1955) bombardearam lítio, boro e berílio com partículas alfa e observaram a produção de uma radiação penetrante, que acreditaram ser radiação gama. Em 1932, o casal de cientistas franceses Frédéric Joliot-Curie (1900-1958) e Irène Joliot-Curie (1897-1956) – esta última, filha de Marie Curie – fez novos experimentos de bombardeamento de berílio com partículas alfa, observando a formação de carbono e que a radiação emitida nesse processo era capaz de remover prótons de uma camada de parafina colocada em seu caminho. O casal Joliot-Curie publicou os cálculos do valor da energia associada a essa “radiação do berílio” – concluindo que seria uma radiação eletromagnética de altíssima energia. O físico inglês James Chadwick (1891-1974), porém, não concordou com essa interpretação. Ele repetiu os experimentos com berílio e obteve os mesmos resultados que o casal Joliot-Curie. Entretanto, Chadwick percebeu que a “radiação do berílio” não poderia ser apenas radiação eletromagnética, demonstrando com cálculos que isso estaria em desacordo com leis bem estabelecidas da Física. Chadwick, então, propôs que a “radiação do berílio” era, na verdade, um tipo de partícula com massa semelhante à do próton, mas sem carga elétrica – os nêutrons (^1_0n).



Boa parte dos isótopos radioativos artificiais são obtidos em laboratório. Por exemplo, o tecnécio-97 (^{97}Tc) é um isótopo artificial obtido quando núcleos de molibdênio-97 (^{97}Mo) são bombardeados com núcleos de deutério (hidrogênio-2 – ^2_1H):

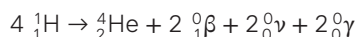


Dos 118 elementos químicos conhecidos, todos os que têm número atômico maior do que o do urânio, 92, foram obtidos por nucleossíntese, e são chamados de **elementos transurânicos**. Além desses, alguns elementos com número atômico inferior a 92, os **elementos cisurânicos**, também não existem na natureza, como o já citado tecnécio (Tc), o astato (At), o promécio (Pm) e o frâncio (Fr).

Fusão nuclear

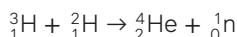
Em uma reação de fusão nuclear, dois ou mais núcleos atômicos se combinam e formam um núcleo maior, em um processo que libera uma grande quantidade de energia. Esse fenômeno é o mesmo que ocorre no Sol e em outras estrelas, e que justifica a existência de todos os elementos químicos encontrados no Universo.

No Sol, os núcleos de hidrogênio (H) se combinam e produzem hélio (He). Nesse processo, ocorre liberação de energia na forma de luz e calor, principalmente, e são emitidos neutrinos (ν) – partículas sem carga elétrica e de massa desprezível – e radiação gama.



Em estrelas mais antigas que o Sol, os núcleos de hélio passam a se combinar com núcleos de hidrogênio ou com outros núcleos de hélio, produzindo átomos de elementos químicos de maior massa, como o carbono e o ferro.

As reações de fusão nuclear representam, potencialmente, uma fonte sustentável de energia. Por exemplo, átomos de deutério ou hidrogênio-2 (^2H ou D) e trítio ou hidrogênio-3 (^3H ou T) podem ser combinados, formando átomos de hélio, em um processo que libera uma grande quantidade de energia. Estima-se que essa reação produz 10 milhões de vezes mais energia que a combustão do carvão.



Há uma série de desafios técnicos a serem superados antes que as reações de fusão nuclear possam se tornar uma fonte de energia comercialmente viável. Uma das principais adversidades é alcançar as condições necessárias para iniciar e sustentar a reação de fusão, que requer temperaturas e pressões muito elevadas. Atualmente, cientistas já conseguiram obter fusões nucleares em laboratório, mas não por períodos muito longos nem de forma eficiente e sustentável, pois, em geral, a energia gasta no processo ainda supera a obtida.

#FicaADica

Pela primeira vez, experimento de fusão nuclear produziu mais energia do que consumiu

PIVETTA, M. *Revista Fapesp*, ed. 324, fev. 2023, disponível em: <https://revistapesquisa.fapesp.br/pela-primeira-vez-experimento-de-fusao-nuclear-produziu-mais-energia-do-que-consumiu/>. Acesso em: 22 mar. 2024.

Matéria sobre o anúncio da primeira vez em que uma reação de fusão nuclear realizada artificialmente – no Laboratório Nacional Lawrence Livermore, na Califórnia, EUA – produziu mais energia do que consumiu.

Fissão nuclear

Antes da Segunda Guerra Mundial, muitos pesquisadores estavam em busca de obter novos elementos químicos, principalmente com número atômico maior do que o urânio – elemento com o maior número atômico conhecido até então. Em 1938, o químico alemão Otto Hahn (1879-1968), a física austríaca Lise Meitner (1878-1968) e o químico alemão Fritz Strassmann (1902-1980) trabalhavam em um experimento que consistia em atingir núcleos de urânio com nêutrons com a finalidade de obter elementos mais pesados que o próprio urânio. Na ocasião, até foi obtido um elemento químico mais pesado, porém, seu núcleo era instável e, em pouco tempo, se dividia em outros dois núcleos, de elementos diferentes e mais leves. Na época, acreditava-se que essa divisão era um fenômeno químico, e não nuclear. Foi Meitner, em colaboração com seu sobrinho e também físico austríaco Otto Robert Frisch (1904-1979), que reconheceu o significado de tal descoberta e elaborou a teoria que explicava essa divisão como um processo nuclear. Meitner e Frisch propuseram então o nome pelo qual o fenômeno passou a ser conhecido: fissão nuclear.

A **fissão nuclear** ocorre quando o núcleo de um átomo é atingido por uma partícula, geralmente um nêutron. Isso faz o núcleo se dividir em duas partes menores e liberar uma quantidade de energia e nêutrons. Esses nêutrons podem atingir outros núcleos, causando mais divisões e liberar ainda mais energia. Essa energia é liberada na forma de calor e pode ser aplicada na produção de eletricidade em usinas nucleares.

A fissão nuclear também é aplicada em armas nucleares, projetadas para causar grandes explosões, com impacto catastrófico para o ambiente e para as vidas humanas, incluindo danos físicos imediatos e a longo prazo, contaminação radioativa e destruição de infraestrutura.

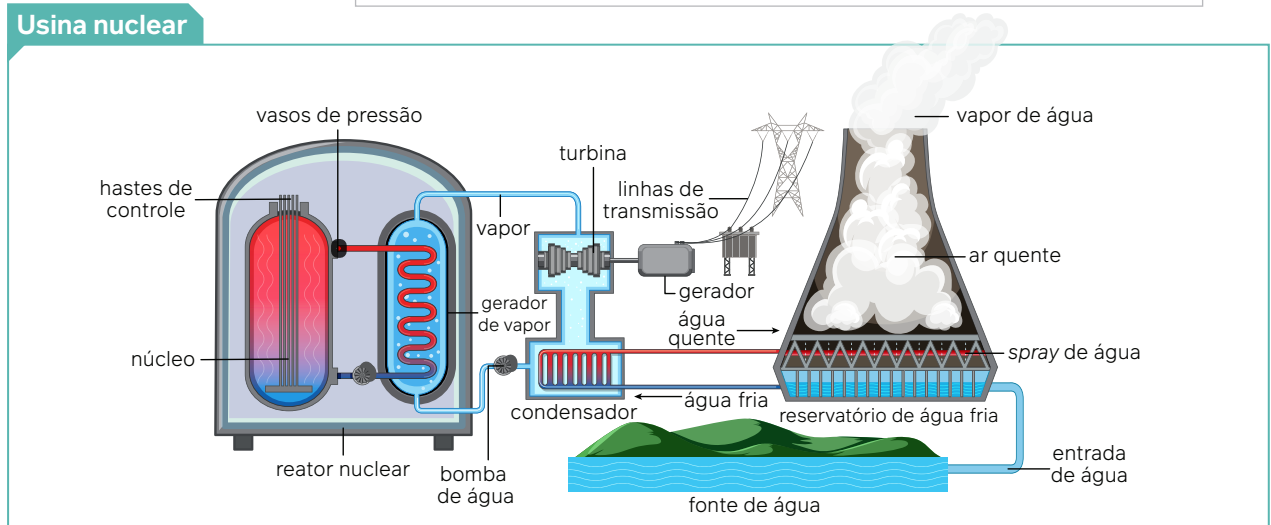
Usinas nucleares e lixo radioativo

A aplicação da fissão nuclear para a produção de eletricidade requer cuidados no processo, pois o material radioativo usado como combustível é tóxico e perigoso para a saúde humana e para o ambiente. Além disso, os produtos das reações de fissão nuclear são radioativos e apresentam meias-vidas longas. Vale destacar que há sempre o risco de acidentes nucleares, como os que ocorreram na usina de Chernobyl, na Ucrânia, em 1986, e na usina de Fukushima, no Japão, em 2011.

O reator nuclear é um equipamento industrial desenvolvido com o intuito de controlar a fissão nuclear. A energia liberada durante o processo é usada para aquecer um gigantesco tanque cheio de água, transformando-a em vapor. Esse vapor faz uma turbina girar e, com isso, o gerador produz energia elétrica.

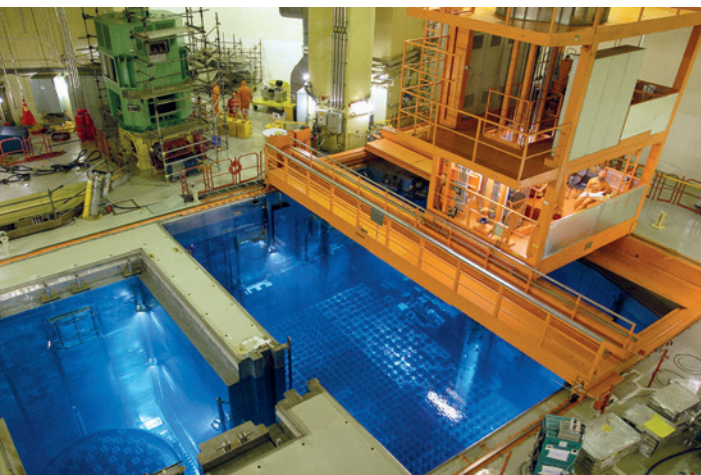
Ao deixar a turbina, o vapor é resfriado num dispositivo chamado trocador de calor ou condensador, onde uma fonte externa de água líquida resfria o vapor até transformá-lo em água líquida novamente para, então, essa água retornar ao início do ciclo.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.



Fonte: BROWN, T. L. *et al. Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

As usinas nucleares são vantajosas, já que não queimam combustíveis fósseis e não geram gás carbônico – um gás de efeito estufa – como subproduto, porém, o uso de energia nuclear deve ser ponderado, pois, apesar da baixa probabilidade de acidentes, o impacto de um eventual problema pode ser enorme. Além disso, há a geração de lixo nuclear como subproduto altamente radioativo gerado no processo de fissão nuclear. Outro ponto importante a considerar é a **poluição térmica**, causada pela liberação de grandes volumes de água quente em rios, lagos ou oceanos. Inicialmente fria, a água circula no sistema para resfriar os reatores; e, já mais quente, retorna aos ecossistemas aquáticos e pode alterar a temperatura dos corpos de água, de modo a diminuir a quantidade de oxigênio dissolvido neles e a impactar negativamente a biodiversidade local.



Piscina para o armazenamento inicial dos rejeitos de alta atividade na usina de Angra 2. (Angra dos Reis, RJ, 2024)

Brazil Photos/LightRocket/Getty Images

No Brasil, os rejeitos dessas usinas, classificados como de baixa atividade (luvas, aventais e materiais de laboratório usados pelos técnicos), são acondicionados em tambores de aço, onde devem permanecer de 50 a 300 anos. Já os rejeitos de média atividade (filtros de ar e de água, por exemplo) são cimentados dentro desses tambores e armazenados nessa matriz sólida também pelo mesmo período.

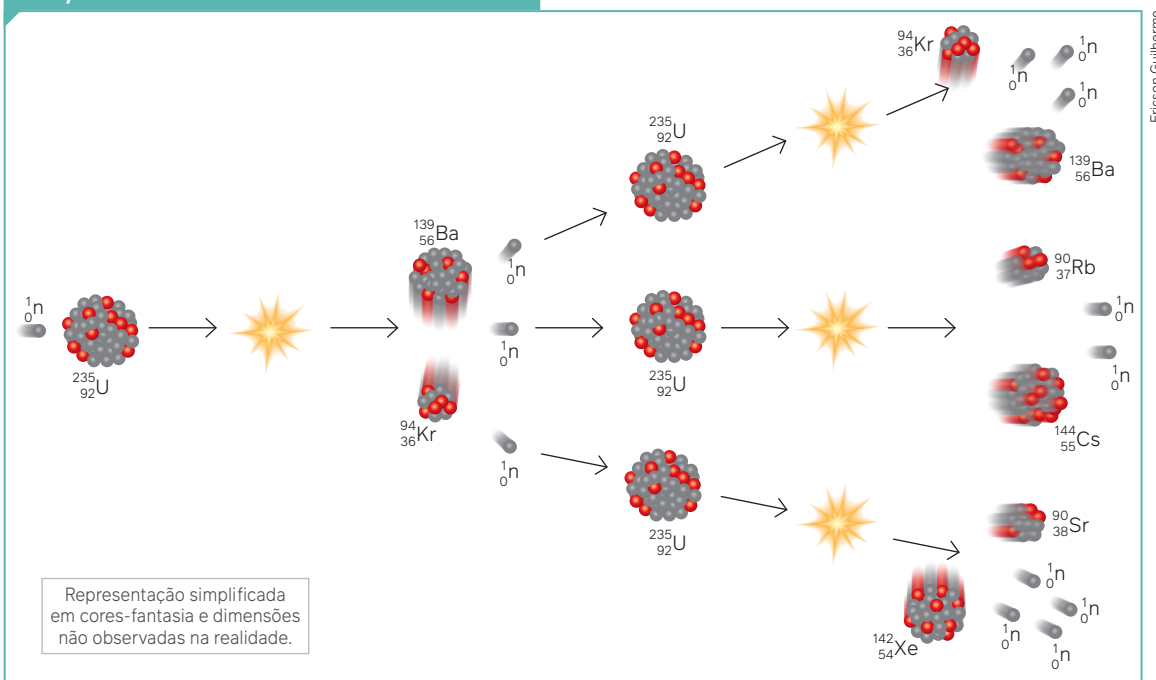
Por sua vez, o material radioativo que não será mais usado para geração de energia é classificado como rejeito de alta atividade, uma vez que cerca de 0,7% de urânio-235 ou de plutônio-239 ainda é ativo no material. Esses rejeitos são armazenados em piscinas com 12 metros de profundidade durante um período de 5 até 40 anos e, depois, transferidos para cilindros de aço-carbono, que serão armazenados por um período de 10 mil a 100 mil anos. É importante ressaltar que não há estudos sobre a segurança desse tipo de armazenamento a longo prazo, além da existência de possibilidade de vazamento do material radioativo armazenado.

Bomba atômica

A bomba atômica é uma arma nuclear que contém um núcleo de material físsil, geralmente urânio-235 ou plutônio-239. Quando uma quantidade suficiente de material físsil é reunida em um único local, uma reação em cadeia pode ser iniciada. Isso é feito por meio de um dispositivo chamado de "gatilho", que, ativado, dispara um explosivo convencional que lança uma pequena quantidade de material físsil sobre um alvo maior do mesmo material para desencadear a reação.

A **reação em cadeia** começa quando um nêutron colide com um núcleo de urânio-235 ou plutônio-239, dividindo-o em dois núcleos menores e liberando mais nêutrons. Esses nêutrons, por sua vez, colidem com outros núcleos de urânio ou plutônio, criando mais divisões e liberando mais energia e mais nêutrons. Essa reação em cadeia libera uma quantidade enorme de energia, criando uma explosão extremamente poderosa.

Reação em cadeia em uma fissão nuclear



Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018.

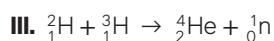
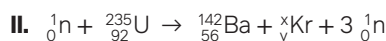
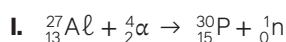
A bomba atômica é uma das armas mais destrutivas já criadas pelo homem e tem o potencial de causar enormes danos e mortes em uma área ampla, tanto pela explosão como pela radiação resultante. Por isso, a sua utilização é altamente regulamentada pelas leis internacionais. Na prática, os países que já dispõem de armas nucleares impedem que outros países as produzam, garantindo assim sua supremacia militar.

Atividades propostas

1. A fusão nuclear é um processo que ocorre em estrelas, como o Sol. No núcleo do Sol, a temperatura e a pressão são extremamente altas, o que possibilita que os núcleos dos átomos do elemento químico hidrogênio (H) se fundam para formar átomos do elemento hélio (He).

A energia proveniente do Sol é essencial para a existência de vida no planeta Terra. Explique como o processo de fusão nuclear descrito está relacionado com essa energia que chega ao planeta Terra.

2. (IME-RJ – 2019) A respeito das reações abaixo:



Assinale a alternativa INCORRETA:

- A reação I é uma reação de transmutação artificial.
- A reação II é uma reação de fissão nuclear.
- A reação III é uma reação de fusão nuclear.
- O número de nêutrons do criptônio da reação II é 55.
- A massa atômica do criptônio da reação II é 93.

3. (Enem – 2020) Embora a energia nuclear possa ser utilizada para fins pacíficos, recentes conflitos geopolíticos têm trazido preocupações em várias partes do planeta e estimulado discussões visando o combate ao uso de armas de destruição em massa. Além do potencial destrutivo da bomba atômica, uma grande preocupação associada ao emprego desse artefato bélico é a poeira radioativa deixada após a bomba ser detonada.

Qual é o processo envolvido na detonação dessa bomba?

- a) Fissão nuclear do urânio, provocada por nêutrons.
- b) Fusão nuclear do hidrogênio, provocada por prótons.
- c) Desintegração nuclear do plutônio, provocada por elétrons.
- d) Associação em cadeia de chumbo, provocada por pósitrons.
- e) Decaimento radioativo do carbono, provocado por partículas beta.

Essa atividade pode ajudar os estudantes a entender melhor os impactos ambientais das usinas nucleares e a desenvolver habilidades de pesquisa, debate e tomada de decisão. Também é importante lembrar que a questão da energia nuclear é complexa e controversa, e que diferentes perspectivas devem ser consideradas ao avaliar seus prós e contras.

Ciência por fora



A ciência e a bomba atômica

No período em que se iniciava a Segunda Guerra Mundial, diversos cientistas realizavam pesquisas sobre reações nucleares que resultaram em ganhos e perdas inestimáveis para toda a sociedade. O texto a seguir expõe os contextos histórico e social para compreendermos os motivos pelos quais essas pesquisas foram incentivadas.

Bomba atômica foi fecundada pela relatividade, mas nasceu de múltiplas descobertas científicas

Uma pequena quantidade de massa, quando multiplicada pela velocidade da luz (cerca de 300 mil quilômetros por segundo) ao quadrado, pode ser convertida em uma enorme quantidade de energia ($E = mc^2$). A fórmula que consagrou Albert Einstein entre leigos, demonstrada em artigo publicado em 1905, permaneceria 27 anos sem ser comprovada [...].

[...] O físico neozelandês [...] Ernest Rutherford foi o grande mentor, em 1932, do irlandês Ernest Walton e do inglês John [Cockcroft], que, pela primeira vez, produziram a divisão nuclear artificial completa de um núcleo atômico através do bombardeamento de núcleos de lítio com prótons (acelerador de partículas), originando núcleos de hélio e produzindo uma pequena quantidade de energia, como demonstrava $E = mc^2$. [...]

[...] mais tarde, o físico italiano Enrico Fermi conseguiu capturar nêutrons, bombardear o núcleo de urânio e descobrir a existência de novos elementos radioativos, que chamou de “transurânio”. Seus progressos científicos chamaram a atenção da física Lise Meitner e dos químicos Otto Hahn (Nobel de Química de 1944) e Fritz Strassmann, todos alemães, que começaram a investigar quais seriam os elementos radioativos que surgiam após o urânio ser bombardeado com nêutrons. Mas foi apenas no fim de 1938 que Hahn pediu os conselhos da física judia e de seu sobrinho, o também físico Otto Frisch – ambos vivendo na Suécia naquele momento – para concluir que o que estava ocorrendo era, de fato, uma fissão do núcleo de urânio, que originava bário e kriptônio, liberando grande quantidade de energia. [...]

O fato de o desenvolvimento da bomba atômica poder dar a vitória à nação que a detinha e seus aliados inflamou os ânimos de militares e cientistas norte-americanos, que acreditavam que os nazistas, nesse contexto, seriam os candidatos mais aptos a vencerem aquela corrida, afinal os alemães tinham descoberto a fissão nuclear, tinham acesso a minas de urânio [...].

Depois de receber o Nobel em 1938 por suas contribuições à Física, Fermi deixa seu país natal para viver com sua esposa judia nos Estados Unidos. Ele e os físicos húngaros Leo Szilard e Eugene Wigner (Nobel de Física de 1963), naturalizados americanos, pesquisavam na Universidade de Columbia uma reação nuclear em cadeia que retroalimentaria a fissão de núcleos de forma contínua. A provável viabilidade de ampliar o poder da fissão de núcleos de urânio foi compartilhada com Albert Einstein, que concordou em assinar uma carta, escrita por Szilard ao presidente Franklin Roosevelt, pedindo cautela e “uma ação rápida por parte do governo”, uma vez que a reação em cadeia “conduziria também à produção de bombas, sendo concebível – embora muito menos certo – que bombas extremamente potentes de um novo tipo possam ser produzidas por este meio”. O documento, escrito em 2 de agosto de 1939 e entregue oito dias depois, também alertava para a necessidade de acelerar o trabalho experimental, fornecendo recursos financeiros, firmando parcerias entre institutos de pesquisa e laboratórios industriais e investindo em reservas de urânio – disponíveis no Canadá, na (antiga) Tchecoslováquia e, principalmente, no Congo Belga. Fato para o qual os alemães já teriam atentado, uma vez que as minas da Tchecoslováquia estariam tomadas por eles. [...]

Após o documento, o governo de Roosevelt criou o Comitê de Estudos de Energia Atômica e, em fevereiro de 1940, uma pequena verba de US\$ 6 mil foi liberada para pesquisas sobre energia atômica com envolvimento das Forças Armadas. Em agosto de 1942 surgiu o Projeto Manhattan, a pedido do presidente norte-americano, para somar esforços de cientistas e militares dos EUA, Canadá e Grã-Bretanha em torno da utilização da energia nuclear e apoiado com uma verba de US\$ 133 milhões. [...]

[...] O primeiro e decisivo teste da bomba nuclear de plutônio ocorreu em 16 de junho de 1945, no deserto do Novo México, em uma área isolada. [...]

Três semanas após os testes no deserto norte-americano, caíram sobre Hiroshima e Nagasaki, em 6 e 9 de agosto de 1945, respectivamente, as bombas atômicas, mesmo sem ter sido dada a chance de o país se render. [...]

BARATA, G. Bomba atômica foi fecundada pela relatividade, mas nasceu de múltiplas descobertas científicas. *ComCiência*, [s. l.], 10 mar. 2005. Disponível em: <https://www.comciencia.br/dossies-1-72/reportagens/2005/03/germana.htm>. Acesso em: 16 jul. 2024.

Nota dos autores: Lise Meitner nasceu em Viena, Áustria, em 1878. Com a anexação da Áustria pela Alemanha, em 12 de março de 1938, Meitner perdeu a cidadania austríaca e, por ser de família judaica, optou em fugir para Suécia. Por essa razão, em muitas citações, lhe é atribuída a nacionalidade alemã.

Trocando ideias

1. Após a leitura do texto, retorne ao título do texto e analise-o: Ele é adequado ao conteúdo tratado? Justifique.
2. O que motivou Albert Einstein a assinar a carta citada no texto?
3. A carta de Einstein também elencava condições necessárias para o rápido progresso do desenvolvimento da fissão nuclear em cadeia.
 - a) Quais eram as condições indicadas?
 - b) Atualmente, essas condições ainda são necessárias para o desenvolvimento da Ciência e da Tecnologia? Justifique.
4. Considere a afirmação a seguir: “A Ciência é um empreendimento humano neutro, isento e imparcial”. Você concorda com essa afirmação? Justifique seu posicionamento com base em informações do texto.
5. As pesquisas sobre fissão nuclear possibilitaram, além do desenvolvimento da bomba nuclear, uma nova forma de produção de energia elétrica. Considerando essa informação e seus conhecimentos, discutam, em grupos, como as aplicações da Ciência e da Tecnologia podem seguir motivações positivas ou negativas. Ao final, redigam um texto sobre o tema, indicando os principais argumentos levantados na discussão.

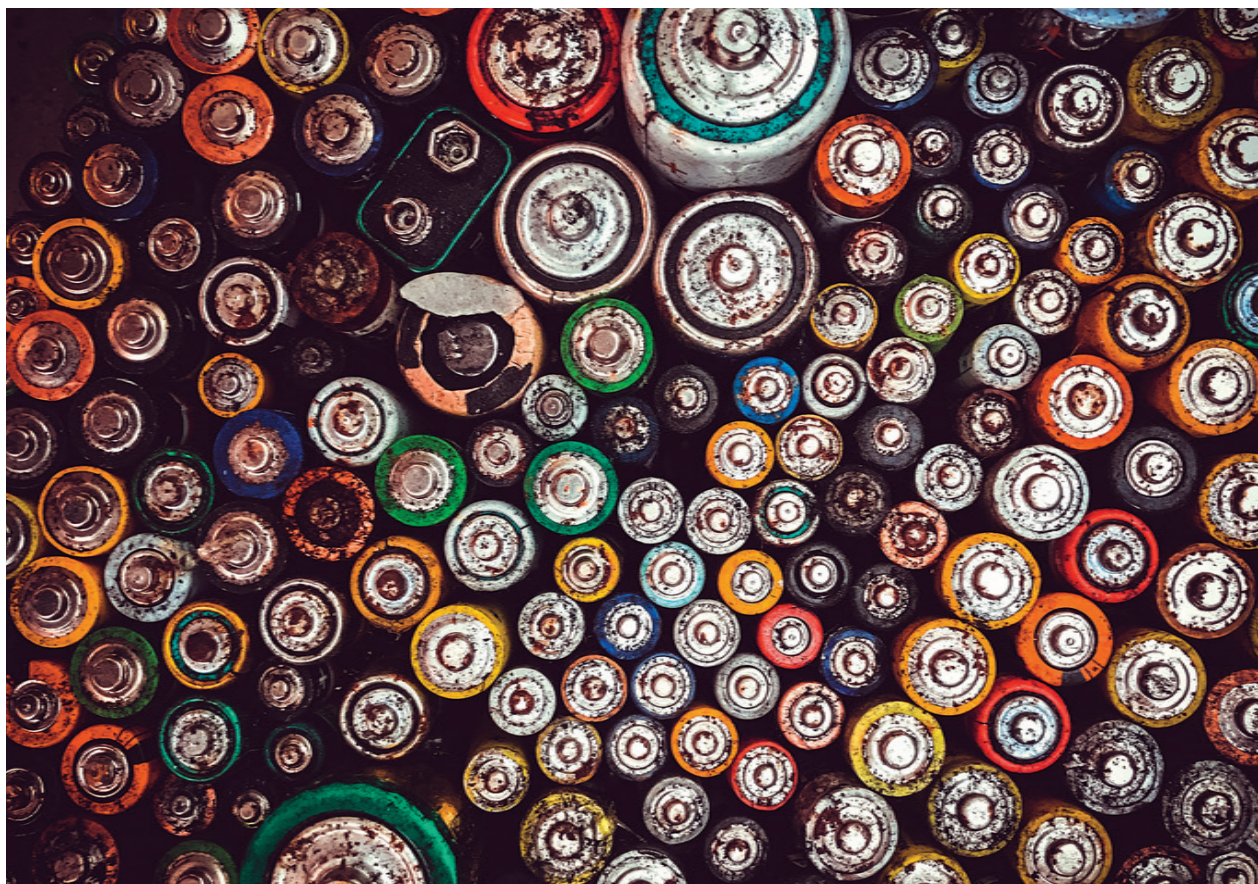
Recapitule



Neste capítulo, estudamos os fenômenos químicos envolvidos na radioatividade, as reações nucleares espontâneas ou naturais, como as desintegrações nucleares, e as induzidas artificialmente, como as nucleossínteses, a fissão e a fusão nucleares. Também estudamos que a mesma tecnologia que possibilita a obtenção de energia elétrica por meio de reações nucleares pode ser utilizada para fins bélicos.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
 - Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da questão a seguir: Qual é a importância de se compreender os fenômenos da radioatividade e seus benefícios? Agora, para sintetizar as ideias do estudo do capítulo, siga os seguintes passos.
1. Selecione um tópico ou conceito abordado no capítulo para que, a partir dele, você possa mapear sua compreensão sobre o conteúdo.
 2. Crie uma lista de ideias e pensamentos iniciais que vem à sua mente quando você pensa neste tópico.
 3. Classifique as ideias com base na compreensão ou complexidade. Ideias mais importantes no centro e as menos complexas ao redor.
 4. Conecte as ideias ordenadas anteriormente, unindo por linhas aquelas que apresentam aspectos comuns. Escreva uma frase que explique como essas ideias se conectam.
 5. Adicione novas informações que ampliem suas ideias escritas até agora.
 6. Continue adicionando e interligando suas ideias até que consiga alcançar uma representação da sua compreensão sobre o assunto.

Eletroquímica: pilhas e baterias



Dabooost/Shutterstock.com

Pilhas e baterias velhas em uma lixeira para serem recicladas. Quando são descartadas de forma irregular, podem causar danos sérios ao meio ambiente em razão da presença de substâncias químicas tóxicas em sua composição.



▼ Para refletir

1. Qual é a importância das pilhas e baterias no seu dia a dia? Cite equipamentos nos quais você as utiliza.
2. O que você acha que acontece com as pilhas e baterias depois que as descartamos?
3. Na sua opinião, a Ciência pode desempenhar um papel na busca por soluções mais sustentáveis para lidar com os resíduos gerados por pilhas e baterias? Por quê?

Objetivos do capítulo

- Compreender o funcionamento de pilhas e baterias, além de propor soluções sustentáveis para o desenvolvimento de dispositivos recarregáveis e para seu descarte.
- Descrever a função de cada componente em uma célula eletroquímica, bem como compreender a representação gráfica e os processos químicos associados a ela.
- Utilizar a tabela de potenciais-padrão para calcular a diferença de potencial (d_{dp}) de uma reação eletroquímica.
- Interpretar a d_{dp} em diferentes pilhas e baterias para prever a espontaneidade de reações eletroquímicas.
- Avaliar criticamente o papel da Ciência no desenvolvimento de tecnologias de pilhas e baterias menos prejudiciais ao meio ambiente.

Para iniciar esse tópico, pergunte aos estudantes se eles possuem celulares, *notebooks* ou outros dispositivos portáteis que usem pilhas e baterias. Aproveite essa conversa inicial para incentivar a curiosidade a respeito da composição das pilhas e baterias desses dispositivos, que será abordada ao longo desse capítulo, e da evolução dos dispositivos com o passar dos anos.

Processos eletroquímicos

Processos eletroquímicos são reações químicas que envolvem a transferência de elétrons entre diferentes componentes, o que chamamos de reações de oxirredução, como estudamos no **Capítulo 7**. Esses processos desempenham um papel crucial em nossa vida cotidiana, especialmente por serem responsáveis pela geração da energia armazenada em **pilhas e baterias** que alimentam dispositivos comuns no cotidiano, como controles remotos, celulares, *notebooks*, relógios e até mesmo automóveis, tanto os a combustão quanto os elétricos. É graças a esses geradores de energia portáteis que conseguimos usar equipamentos eletrônicos sem precisarmos estar conectados à rede de energia elétrica.

Neste capítulo, estudaremos como esses dispositivos funcionam, do que são feitos e como os processos eletroquímicos que ocorrem neles são capazes de gerar eletricidade espontaneamente. Por outro lado, também veremos que a corrente elétrica – definida aqui como o fluxo ordenado de elétrons em um material condutor – pode ser usada para desencadear reações químicas que não ocorrem de maneira espontânea. Esse fenômeno, conhecido como **eletrólise**, ocorre quando a energia elétrica é usada para induzir reações químicas, que podem ser empregadas, por exemplo, para recobrir objetos com camadas de metal. Embora não aconteça naturalmente, a eletrólise desempenha papel importante em processos industriais e laboratoriais. Além disso, é ela que permite que a energia seja novamente armazenada nas pilhas e baterias recarregáveis.

Os sistemas que geram energia elétrica espontaneamente por processos de oxirredução, como em pilhas e baterias, são chamados de **células galvânicas** ou **células voltaicas**, já os sistemas em que a energia elétrica é utilizada para que reações de oxirredução ocorram são chamados de **células eletrolíticas**. As células galvânicas e as células eletrolíticas constituem tipos de **célula eletroquímica**, que envolvem reações nas quais há passagem de corrente elétrica e transferência de elétrons entre as espécies químicas. Tecnicamente, a corrente elétrica consiste no fluxo ordenado de elétrons ou íons em um material condutor e, embora a movimentação dos íons seja importante para fechar o circuito elétrico em sistemas como pilhas, os íons foram omitidos da definição de corrente elétrica nesse momento para simplificar a explicação e facilitar a compreensão. Caso julgue pertinente, mencione os íons no contexto dessa definição ao abordar o conteúdo em sala de aula.

A invenção da pilha

Os primeiros passos na compreensão da produção de eletricidade foram dados em 1790 pelo físico e médico italiano Luigi Galvani (1737-1798). Suas investigações sobre os fenômenos elétricos associados às contrações musculares de animais abriram caminho para a compreensão mais profunda da corrente elétrica. Durante a dissecação de uma rã, ele notou que os músculos da rã se contraíam quando um gerador próximo produzia uma descarga elétrica, mesmo sem contato direto. Galvani realizou outras observações que causavam o mesmo efeito, com patas de rã penduradas em varais metálicos durante tempestades, e também tocando os músculos das pernas e a medula de rãs dissecadas com diferentes metais, e denominou esse fenômeno de “eletricidade animal”. No entanto, foi o físico italiano Conte Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1745-1827) que, ao continuar os estudos de Galvani sobre a “eletricidade animal”, descobriu que placas de metais diferentes ficam carregadas ao entrarem em contato uma com a outra. Ele concluiu que os fatos observados por Galvani dependiam da interação entre diferentes metais e que o tecido animal apenas conduzia a eletricidade.

A pilha voltaica, como passou a ser conhecida, representou um marco significativo na história da eletricidade. Inspirado pela estrutura dos órgãos elétricos de enguias, Volta percebeu que ao empilhar discos alternados de metais distintos – como o zinco e a prata – separados por pedaços de tecido ou papelão embebidos em uma solução de salmoura ou de ácido sulfúrico diluído, era possível produzir corrente elétrica. Essa descoberta fundamental levou à invenção da primeira pilha, possibilitando a produção controlada de corrente elétrica.

Apesar da descoberta de Volta, a pilha voltaica ainda apresentava limitações, pois a corrente elétrica produzida diminuía rapidamente e a pilha logo deixava de funcionar. Muitos pesquisadores se dedicaram a aperfeiçoar a pilha de Volta, de modo que o dispositivo pudesse ser utilizado em pesquisas científicas e em aplicações práticas. Um desses pesquisadores foi o químico inglês John Frederic Daniell (1790-1845), que entre 1836 e 1839 publicou diferentes versões, sucessivamente aperfeiçoadas, de uma pilha capaz de produzir corrente elétrica de maneira constante durante muitas horas. Esse dispositivo foi muito importante na época, pois foi utilizado nos serviços de telegrafia, que revolucionaram as comunicações no século XIX. A pilha construída por Daniell utilizava os metais zinco e cobre; em sua homenagem, atualmente é comum chamar qualquer pilha que utilize esse par de metais de “pilha de Daniell”.

Um modelo didático de uma pilha de Daniell pode ser construído de maneira relativamente simples em um laboratório escolar. São necessárias duas placas metálicas – os **eletrodos** –, uma de zinco e outra de cobre, parcialmente submersas em **soluções eletrolíticas**, que contêm diferentes espécies químicas condutoras de eletricidade, os **eletrólitos**. O eletrodo de zinco é submerso em uma solução com íons Zn^{2+} , e o eletrodo de cobre, em uma solução com íons Cu^{2+} . As soluções são conectadas por meio de uma **ponte salina**, que permite a migração de íons de uma solução para outra; e as placas, por meio um fio condutor, através do qual fluem os elétrons.



insta_photos/Shutterstock.com

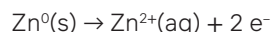
Imagine como seria a vida se os equipamentos eletrônicos que funcionam com pilhas e baterias precisassem estar conectados o tempo todo por fios à rede de energia elétrica.



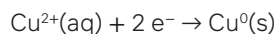
Réplica da pilha voltaica construída por Alessandro Volta, formada por discos de prata (Ag) e de zinco (Zn) alternados e separados por discos de tecido ou papelão embebidos com solução de salmoura.

Durante a abordagem do conteúdo de pilhas, é comum surgir a associação entre o sentido da corrente elétrica e o sentido do fluxo de elétrons, inclusive em questões de vestibular – e muitas vezes, os termos chegam a ser tratados como sinônimos. Nesse contexto, convém mencionar que existem duas formas de considerar o sentido da corrente elétrica: o sentido real, que é igual ao sentido do fluxo de elétrons; e o sentido convencional, oposto ao sentido do fluxo de elétrons. Caso seja considerado apenas o sentido real, é

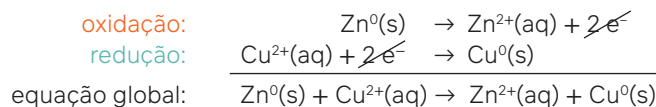
Para entender melhor o funcionamento das células galvânicas e as reações químicas envolvidas, podemos expressá-las por meio de equações. No eletrodo de zinco ocorre a seguinte semirreação de oxidação:



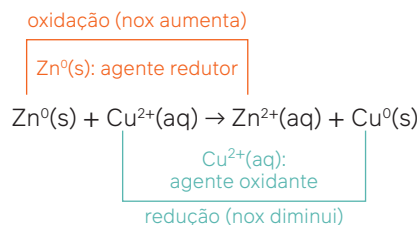
Já no eletrodo de cobre, ocorre a seguinte semirreação de redução:



A equação global da pilha de Daniell é a soma dessas semirreações:



Retomando alguns conceitos estudados no **Capítulo 7** para entender o funcionamento da pilha de Daniell, é importante perceber que os átomos de zinco metálico (Zn^0), ao oxidar, perdem elétrons e formam íons Zn^{2+} ; enquanto os íons cobre(II) (Cu^{2+}), ao reduzir, recebem elétrons e formam cobre metálico (Cu^0). Vale relembrar que em uma reação de oxirredução, o agente redutor é o reagente que cede elétrons (e é oxidado), promovendo a redução de outra espécie química; e o agente oxidante é o reagente que recebe elétrons (e é reduzido), promovendo a oxidação de outra espécie. Na pilha de Daniell, por exemplo, o agente redutor é o Zn^0 e o agente oxidante é o Cu^{2+} . Considerando o número de oxidação (nox), temos que no átomo de zinco da espécie oxidada, o nox varia de zero para +2; e no átomo de cobre da espécie reduzida, o nox varia de +2 para zero.



Nesse sistema e nas pilhas em geral, o eletrodo no qual ocorre a oxidação é chamado de **ânodo** e o eletrodo no qual ocorre a redução é chamado de **cátodo**. Os elétrons liberados no ânodo fluem espontaneamente através do fio condutor até chegarem no cátodo, e como os elétrons apresentam carga negativa, considera-se que o cátodo é o **polo positivo** das pilhas, já que atrai os elétrons vindos do ânodo – que, por sua vez, é o **polo negativo**. Esse fluxo de elétrons cria uma corrente elétrica, permitindo que a pilha de Daniell funcione como uma fonte de energia. E, da mesma maneira, a transferência de elétrons que ocorre nessas reações de oxirredução pode ser definida como **energia química** e é a responsável por gerar a energia armazenada nas pilhas usadas nos diversos dispositivos eletrônicos.

Na pilha de Daniell, à medida que a reação avança, é possível observar as seguintes mudanças no sistema:

- afinamento do eletrodo de zinco;
- espessamento do eletrodo de cobre;
- diminuição na coloração azul da solução eletrolítica com íons Cu^{2+} .

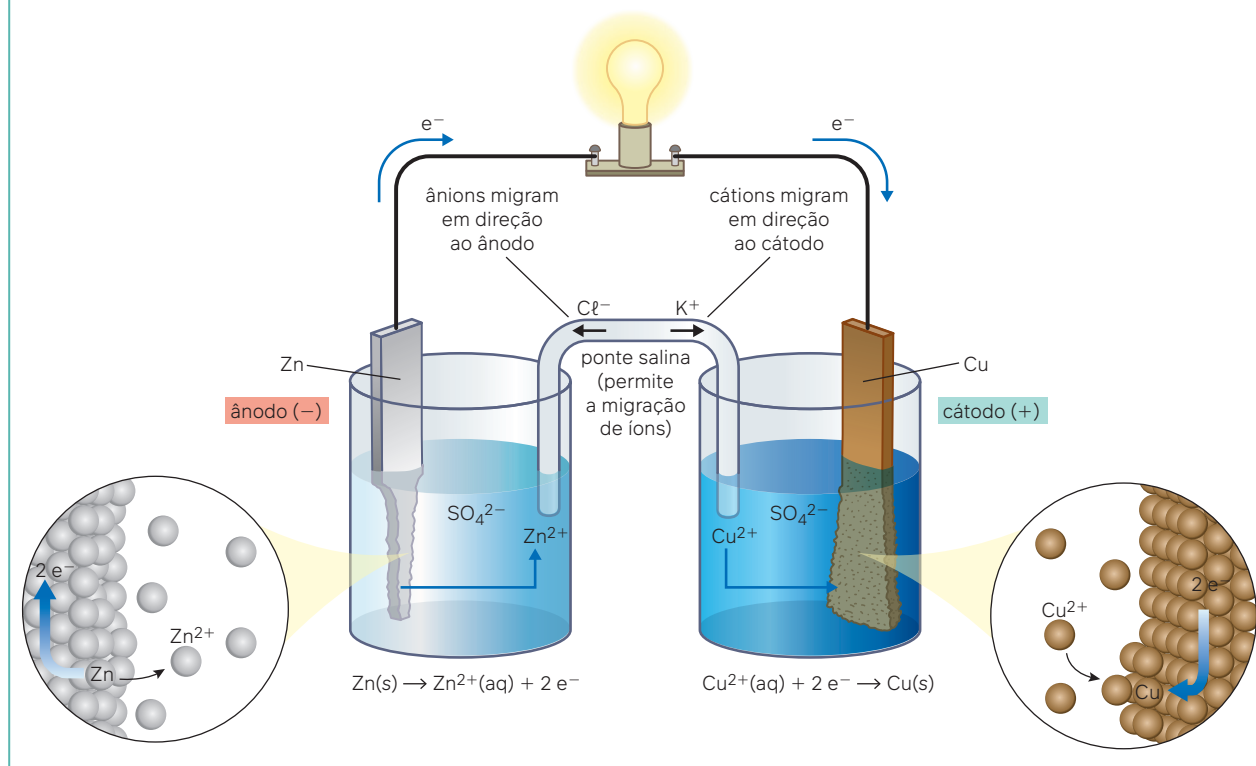
Essas mudanças ocorrem em razão das transformações envolvidas nas reações de oxirredução. No sistema contendo o eletrodo e a solução de zinco, o Zn^0 da placa é oxidado a Zn^{2+} , aumentando a concentração desse íon na solução; simultaneamente, a placa metálica é consumida, em um processo denominado **corrosão**. Em contrapartida, no sistema com o eletrodo e a solução de cobre, os íons Cu^{2+} são reduzidos a Cu^0 , esse consumo faz a concentração desses íons diminuir na solução; a intensidade da cor azul exibida pela solução também diminui, já que é proporcional à sua concentração; simultaneamente, há formação de Cu^0 na superfície da placa metálica, em um processo denominado **deposição**.

possível estabelecer que o sentido da corrente elétrica é o mesmo que o do fluxo de elétrons, se você julgar pertinente. Também pode ser relevante debater a abordagem desse tópico com o professor de Física.

Pilha de Daniell

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Reinaldo Vignati



Fonte: BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The central science*. 14th ed. New York: Pearson, 2017.

Representação das reações de oxirredução que ocorrem na superfície dos dois eletrodos. Enquanto no ânodo ocorre a oxidação do zinco metálico, no cátodo ocorre a redução dos íons Cu²⁺. As soluções eletrolíticas nas quais o ânodo e o cátodo estão mergulhados podem conter, respectivamente, sulfato de zinco (ZnSO₄) e sulfato de cobre(II) (CuSO₄). Nesse sistema, a ponte salina tem o papel de garantir o equilíbrio de íons nas soluções.

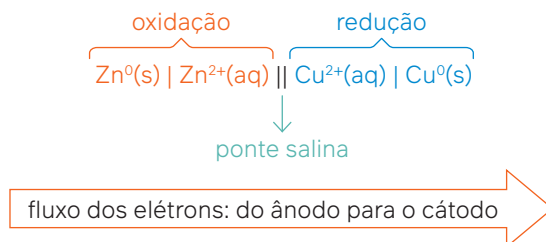
O conjunto de uma solução e um eletrodo em uma célula eletroquímica é denominado **semicélula**, e o sistema requer duasemicélulas distintas para funcionar. A ponte salina é um dispositivo que conecta as duasemicélulas, e permite a movimentação de íons para manter a neutralidade de carga e, conseqüentemente, o equilíbrio iônico. Os cátions migram da solução do ânodo para a do cátodo, enquanto os ânions, da solução do cátodo para a do ânodo; completando assim, o circuito elétrico. A ponte salina pode ser visualizada como uma “ponte em formato de U” que permite a troca controlada de íons entre as duas soluções sem permitir uma mistura direta. Ela é geralmente composta por um gel ou material poroso cujas partes constituintes não interagem com as substâncias presentes nasemicélulas, que costumam ser soluções aquosas de cloreto de potássio (KCl), nitrato de sódio (NaNO₃) ou sulfato de potássio (K₂SO₄).

Os eletrodos são unidos por um fio condutor externo, que permite a transferência de elétrons do ânodo para o cátodo, de modo a gerar corrente elétrica. É por meio desse fio que os elétrons liberados durante a oxidação do zinco metálico podem fluir em direção ao eletrodo de cobre, onde promovem a redução do íon Cu²⁺. Note que sem o fio condutor, a pilha não é capaz de gerar corrente elétrica.

A pilha de Daniell, embora antiga, serve como um modelo fundamental para entender os princípios das pilhas modernas. Nas pilhas comerciais atuais, são utilizados diferentes pares de materiais, mas o conceito básico de oxirredução e a necessidade de haver componentes que exerçam as funções da ponte salina e do fio condutor para fechar o circuito permanecem os mesmos – o que salienta a relevância da pilha de Daniell e do trabalho dele e de outros cientistas, como Galvani e Volta, no processo que levou ao desenvolvimento dos dispositivos eletroquímicos atuais.

Célula eletroquímica e a sua representação

A fim de padronizar a representação da célula eletroquímica de forma textual e de evitar a necessidade de recorrer a desenhos e ilustrações, a IUPAC criou uma notação que facilita a descrição e a compreensão das reações de oxirredução e do fluxo de elétrons em uma pilha. Para exemplificar, vamos representar a seguir a pilha de Daniell.



Na pilha de Daniell, a notação inicia-se com o processo em que o ânodo $\text{Zn}^0(\text{s})$ é oxidado para formar $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ na semicélula de zinco, representada pelos componentes separados por uma barra vertical. Para separar a semirreação de oxidação da semirreação de redução, utiliza-se duas barras verticais, indicando a divisão entre os compartimentos da célula feita pela ponte salina ou recurso equivalente, como uma barreira porosa. Por fim, representa-se a redução dos íons $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ para $\text{Cu}^0(\text{s})$.

A representação da célula segue a estrutura: ânodo || cátodo. A leitura da notação tem início no ânodo e segue em direção ao cátodo. Isso reflete a direção do fluxo de elétrons na célula eletroquímica. Assim, a notação de uma célula eletroquímica genérica é mostrada a seguir.



em que:

A representa a substância metálica consumida no processo de oxidação que ocorre no ânodo;

A^{x+} representa o cátion de valência x, formado na solução da semicélula do ânodo;

C^{y+} representa o cátion de valência y, consumido na solução da semicélula do cátodo;

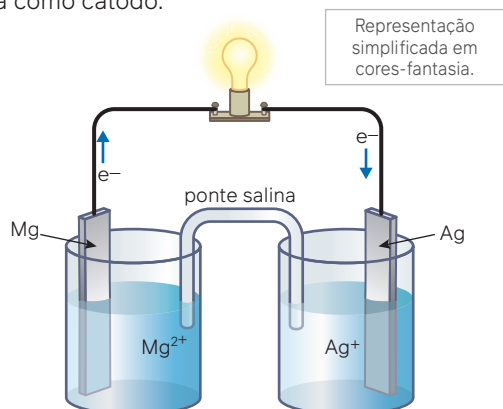
C representa a substância metálica formada no processo de redução que ocorre no cátodo.

Essa notação fornece uma linguagem unificada para descrever células eletroquímicas, permitindo representar de maneira clara e concisa as reações e o funcionamento desses sistemas.

Atividades propostas



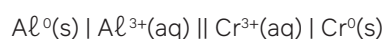
1. Durante uma aula prática de Química, os estudantes montaram uma célula galvânica utilizando uma placa de magnésio como ânodo e uma placa de prata como cátodo.



Fonte: elaborada apenas para fins didáticos.
Pilha com eletrodos de magnésio e de prata.

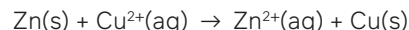
Analise as seguintes afirmativas:

- I. Os íons Mg^{2+} presentes na solução eletrolítica passam pelo processo de redução no ânodo.
 - II. O eletrodo de magnésio metálico será oxidado no ânodo.
 - III. Elétrons fluem do ânodo para o cátodo no circuito externo.
- As afirmativas corretas são:
- a) apenas I.
 - b) apenas II.
 - c) apenas III.
 - d) I e II.
 - e) II e III.
2. Faça o que se pede para a célula galvânica cuja notação convencional é mostrada a seguir.



- Faça em seu caderno um desenho que represente essa célula galvânica, com uma ponte salina de sua escolha, sendo usada em um circuito para acender uma lâmpada.
- Escreva as semirreações que ocorrem em cada eletrodo.
- Equacione a reação global da pilha.
- Qual dos eletrodos é o ânodo? E qual é o cátodo? Identifique-os.
- Qual dos eletrodos é o polo positivo? E o polo negativo?
- Qual é o sentido do fluxo de elétrons?

- (Unesp-SP – 2003) A equação seguinte indica as reações que ocorrem em uma pilha:



Podemos afirmar que:

- o zinco metálico é o cátodo.
- o íon cobre sofre oxidação.
- o zinco metálico sofre aumento de massa.
- o cobre é o agente redutor.
- os elétrons passam dos átomos de zinco metálico aos íons de cobre.

Ciência por dentro



Aplicação e uso das pilhas e baterias

Nesta atividade, você e sua equipe irão montar um circuito elétrico utilizando materiais de fácil acesso, com a finalidade de explorar as propriedades desses materiais e de aprofundar seus conhecimentos sobre pilhas e baterias.

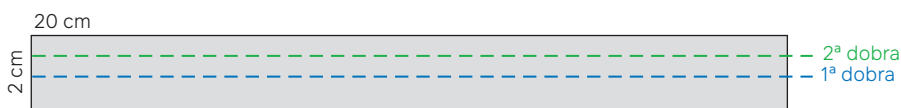
As baterias podem ser substituídas por duas pilhas (tamanho AA ou AAA) ligadas em série, a fim de garantir tensão de 3 V. Nesse caso, não será possível testar o LED diretamente na bateria e, por isso, a segunda etapa do procedimento não será realizada.

Material:

- LED;
- bateria de 3 V, no formato de moeda (CR2016, CR2025 ou CR2032, por exemplo);
- lápiz;
- régua;
- folhas de papel sulfite, tamanho A4;
- tesoura;
- cola;
- papel-alumínio.

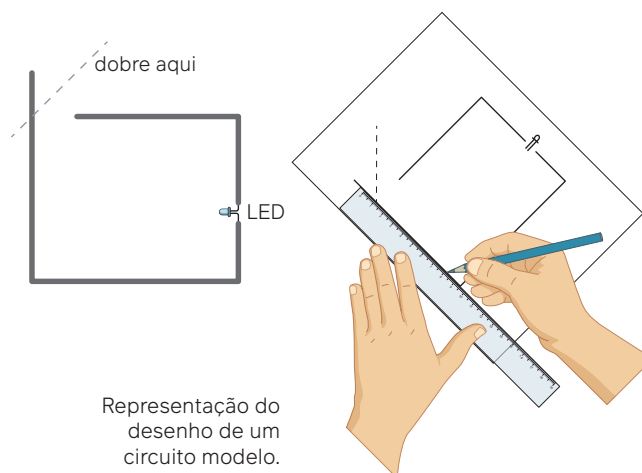
Procedimento

- Identifiquem qual face da bateria é o polo positivo e qual face é o polo negativo.
- Testem as conexões do LED, ligando-o diretamente na bateria, e anotem suas observações no caderno.
- Recortem duas tiras de papel-alumínio com as dimensões de 20 cm x 2 cm e, em seguida façam duas dobras pelo lado mais estreito.



Representação de uma tira de papel-alumínio com a indicação das dobras.

- Utilizem as tiras de papel-alumínio para conectar o LED à bateria. Anotem no caderno os pontos de atenção nessa etapa.
- Em uma folha de papel sulfite, desenhem um circuito modelo, como o ilustrado a seguir.
- Recortem e dobrem outras duas tiras de papel-alumínio com tamanho suficiente para cobrir o circuito da bateria até o LED, sem interrupções ou emendas.
- Colem as tiras no circuito, instalem o LED e a bateria e dobrem a parte da folha. Anotem suas observações no caderno.



Representação do desenho de um circuito modelo.

Reinaldo Vignatti

- Em outra folha de papel sulfite, construam outro circuito, de forma livre.
- Ao final, organizem os materiais e certifiquem-se de que possíveis resíduos sejam colocados no lixo.

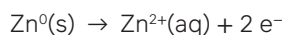
Trocando ideias

- Compartilhem o circuito criado por vocês com o restante da turma.
- Como as características dos materiais utilizados explicam o funcionamento do circuito?
- Seria possível incluir mais de um LED no circuito? Apresentem as ideias para a turma.
- Qual material poderia substituir o papel-alumínio nesta atividade?

Diferença de potencial

Na pilha de Daniell, o eletrodo de zinco desempenha o papel de ânodo, e oxida; e o eletrodo de cobre desempenha o papel de cátodo, e reduz. Isso ocorre porque alguns materiais têm uma tendência maior a oxidar ou reduzir quando comparados a outros, o que pode ser avaliado por meio do **potencial do eletrodo (E)**.

Quando esses eletrodos estão conectados por um fio condutor, o eletrodo de zinco libera elétrons, oxidando-se e formando íons Zn^{2+} de acordo com a equação química:



Esses elétrons, ao fluírem pelo fio condutor em direção ao cátodo, promovem a redução dos íons Cu^{2+} , no eletrodo de cobre, como indicado pela seguinte equação:



Nesse sistema, o zinco apresenta maior **potencial de oxidação (E_{oxid})**, enquanto os íons Cu^{2+} apresentam maior **potencial de redução (E_{red})**. O fio condutor permite que os elétrons fluam do ânodo para o cátodo, gerando uma **diferença de potencial (ΔE ou ddp)** e, conseqüentemente, uma corrente elétrica. Caso eletrodos de mesma composição fossem ligados dessa maneira, não haveria diferença de potencial.

A diferença de potencial entre dois pontos de um circuito, também chamada de tensão elétrica ou voltagem, é medida em volts (V) e representa a força eletromotriz que impulsiona o fluxo de elétrons no circuito elétrico.

Por exemplo, quando uma pilha é rotulada com 1,5 V, isso significa que a diferença de potencial entre o terminal positivo e o terminal negativo da pilha é de 1,5 V.

Para medir a ddp de uma pilha, podemos usar equipamentos como o voltímetro e o multímetro – o voltímetro é projetado especificamente para medir voltagem, enquanto o multímetro é um aparelho mais abrangente que pode medir diversas grandezas elétricas, como corrente, resistência, voltagem, entre outras. Ao ser conectado à pilha de Daniell, um voltímetro mostra que a diferença de potencial entre o ânodo e o cátodo da célula galvânica corresponde a +1,10 V.

Na prática, conseguimos medir apenas a diferença de potencial entre duas semicélulas. Isso ocorre porque uma célula eletroquímica isoladamente não gera potencial. Dessa forma, para que não fosse necessário medir a ddp de todos os pares possíveis de eletrodos, optou-se por utilizar como referência o eletrodo-padrão de hidrogênio (EPH); assim obtém-se o **potencial-padrão (E°)** do eletrodo. O valor de potencial obtido experimentalmente dessa forma é a diferença de potencial entre o EPH e outro eletrodo qualquer. Como a medida de todos os eletrodos é feita com base no EPH, sob as mesmas condições, é possível prever se determinado eletrodo será oxidado ou reduzido diante de outro eletrodo, nessas mesmas condições.

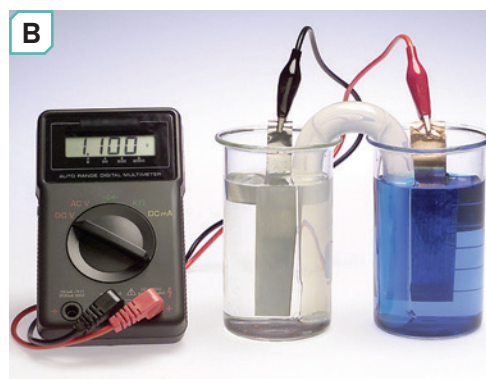
► Ciências da Natureza

O estudo da corrente elétrica e da voltagem pode ser aprofundado no **Capítulo 14** do livro de **Física** desta coleção.



A

Peter Gudella/Shutterstock.com



B

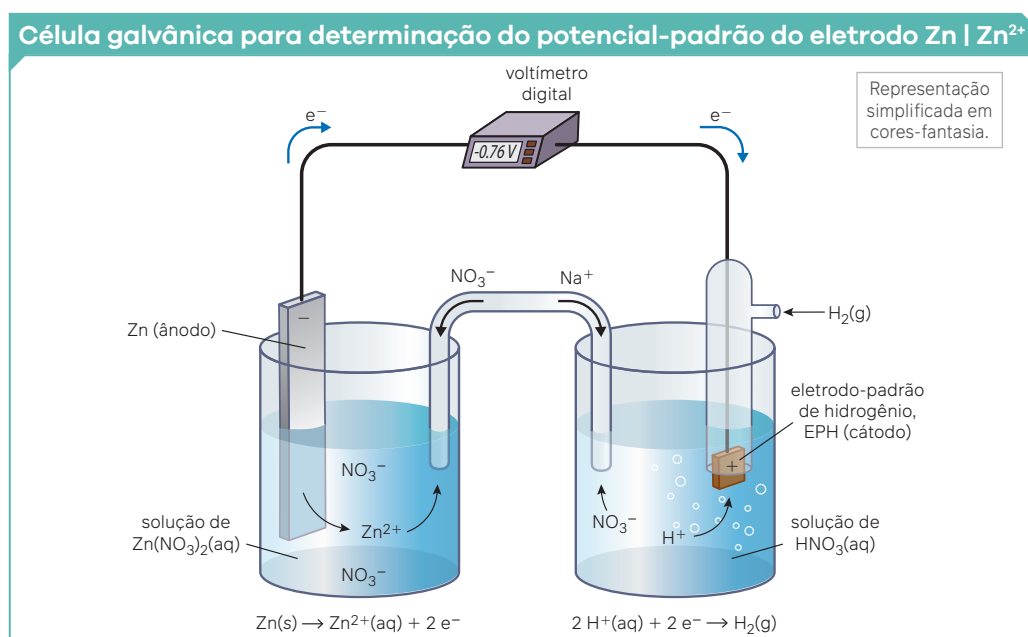
Charles D. Winters/Science Source/Fotoarena

Multímetro (A) medindo a ddp de uma pilha que é de aproximadamente 1,600 V e (B) medindo a ddp de uma pilha de Daniell cujo potencial é de 1,100 V.

Potencial-padrão dos eletrodos

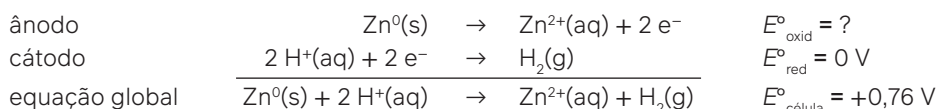
Tomando como referência o potencial-padrão de redução do eletrodo de hidrogênio ao qual, por convenção, é atribuído o valor de zero volts (0 V) nas condições-padrão – 25 °C, 100 kPa e concentração de íons H^+ igual a 1,0 mol/L –, podemos agora medir e calcular o potencial-padrão de redução de outros eletrodos. Para uma melhor compreensão, usaremos como exemplo a determinação do E°_{red} do eletrodo $Zn | Zn^{2+}$.

Para medir o potencial-padrão dos demais eletrodos utilizando o eletrodo de hidrogênio como referência, conecta-se ao EPH, por meio de um circuito externo, o eletrodo a ser medido. Este circuito inclui um voltímetro para medir o potencial da célula galvânica resultante. Por exemplo, para determinar o E°_{red} do eletrodo $Zn | Zn^{2+}$, prepara-se uma célula galvânica contendo uma semicélula composta pelo eletrodo de zinco metálico imerso em uma solução contendo íons Zn^{2+} conectada à semicélula do EPH, conforme a representação esquemática a seguir.



Como estudamos anteriormente, o voltímetro pode ser usado para medir a diferença de potencial elétrico (ΔE) entre os polos de uma célula galvânica. Se essa diferença de potencial for medida nas condições-padrão (25 °C, 100 kPa e concentração de todos os solutos igual a 1,0 mol/L) teremos a diferença de potencial-padrão, representada por ΔE° . Na imagem anterior, por exemplo, o voltímetro mostra que a E° da célula galvânica em questão é de +0,76 V, ou seja, essa é a diferença de potencial-padrão (ΔE°) entre o eletrodo em estudo (zinco) e o EPH.

O sinal positivo no voltímetro nos indica que o fluxo de elétrons na célula vai do eletrodo de zinco para o EPH. Assim, o eletrodo de zinco é o ânodo da célula galvânica e, portanto, oxida (perda dos elétrons). Enquanto o EPH é o cátodo e reduz (ganho de elétrons). As semirreações e a equação global da pilha são representadas da seguinte maneira:



Sabendo que o potencial-padrão da célula é a soma dos potenciais-padrão das semirreações de oxidação (E°_{oxid}) e redução (E°_{red}), temos:

$$E^{\circ}_{célula} = (E^{\circ}_{oxid}) + (E^{\circ}_{red})$$

Assim, considerando que $E^{\circ}_{célula}$ de acordo com o voltímetro, é igual a +0,76 V, e que o E°_{red} do EPH é igual a 0 V, conseguimos encontrar o potencial-padrão de oxidação (E°_{oxid}) do eletrodo de zinco metálico substituindo os valores encontrados:

$$+0,76 V = E^{\circ}_{oxid} + 0 V$$

$$E^{\circ}_{oxid} = +0,76 V - 0 V = +0,76 V$$

Uma vez encontrado o E°_{oxid} do eletrodo de zinco metálico (+0,76 V), para encontrar o seu respectivo potencial-padrão de redução (E°_{red}), basta inverter o sinal ($E^{\circ}_{\text{red}} = -0,76 \text{ V}$), ou seja, isso significa que o E°_{oxid} apresenta o mesmo valor em módulo que o E°_{red} , mas com o sinal contrário. Note, nas equações a seguir, que para obter E°_{red} com base em E°_{oxid} , o sentido da semirreação também deve ser invertido.



Agora, repetindo o mesmo raciocínio para outras semicélulas, torna-se possível criar uma tabela com os potenciais-padrão de diversas semirreações. A IUPAC recomenda que essa tabela contenha apenas as equações das semirreações de redução e os respectivos valores de E°_{red} obtidos nas condições-padrão (25 °C, 100 kPa e concentração dos íons 1,0 mol/L).

Potenciais-padrão de redução (25 °C, 100 kPa e concentração dos íons 1,0 mol/L)	
Semirreação de redução	Potencial-padrão de redução E°_{red} (V)
$\text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{F}^-(\text{aq})$	+2,87
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}^0(\text{s})$	+1,40
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	+1,36
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0(\text{s})$	+0,80
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,77
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0(\text{s})$	+0,34
$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0 (por definição)
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^0(\text{s})$	-0,13
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0(\text{s})$	-0,23
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}^0(\text{s})$	-0,40
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0(\text{s})$	-0,44
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^0(\text{s})$	-0,76
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}^0(\text{s})$	-1,66
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^0(\text{s})$	-2,36
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}^0(\text{s})$	-3,05

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Assim, com base nessa tabela, conseguimos estabelecer comparações entre as semirreações de redução de diferentes componentes. Quanto maior for o potencial-padrão de redução de um eletrodo, maior será a propensão de ele reduzir (ganhar elétrons). Por outro lado, quanto menor for o potencial-padrão de redução, maior será a propensão de ele oxidar (perder elétrons).

Podemos usar os valores da tabela de potencial-padrão de redução para, por exemplo, analisar a pilha de Daniell e seu ΔE° . Para isso, devemos considerar que a diferença de potencial-padrão de uma célula galvânica pode ser calculada pela equação a seguir:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{red}(\text{cátodo})} - E^{\circ}_{\text{red}(\text{ânodo})}$$

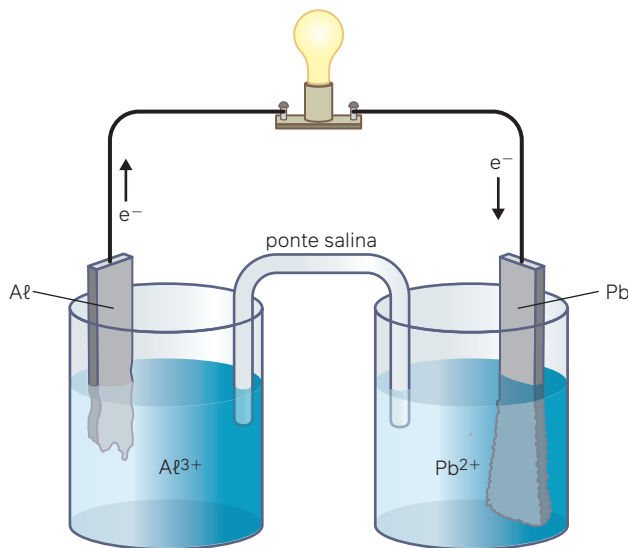
O valor tabelado para o zinco é de $E^{\circ}_{\text{red}} = -0,76 \text{ V}$, e para o cobre, $E^{\circ}_{\text{red}} = +0,34 \text{ V}$. Logo, o íon cobre(II) apresenta maior tendência a se reduzir se comparado ao íon zinco. Assim, na pilha de Daniell, o zinco é o ânodo e o cobre é o cátodo. Substituindo esses valores na equação para calcular a ΔE , obtemos o valor indicado a seguir.

$$\Delta E^{\circ} = (+0,34 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) = +1,10 \text{ V}$$

O valor positivo indica que a célula de Daniell é capaz de gerar uma diferença de potencial, que, no caso, é de 1,10 V. Essa diferença de potencial é crucial para entender a capacidade da pilha de gerar corrente elétrica de maneira eficaz. Quanto maior o ΔE° , maior será a força que impulsiona os elétrons através do circuito externo, resultando em uma corrente elétrica mais intensa e, conseqüentemente, uma fonte de energia mais potente.

Atividades comentadas

1. Considere a célula galvânica representada a seguir.



Com base nessa representação, consulte a tabela de potenciais-padrão, fornecida anteriormente, e responda às questões a seguir:

- Qual é a semirreação que ocorre no ânodo? E quais são os potenciais-padrão de redução e de oxidação dessa semirreação?
- Qual é a semirreação que ocorre no cátodo? E quais são os potenciais-padrão de redução e de oxidação dessa semirreação?
- Qual é a equação global da pilha? E qual é a diferença de potencial-padrão (ΔE°) dessa célula galvânica?

Resolução:

- a) No ânodo, ocorre a oxidação do alumínio metálico (Al) a íons Al^{3+} , evidenciada pela corrosão do eletrodo de alumínio. A semirreação de oxidação pode ser representada por:



Consultando a tabela de potenciais-padrão de redução, a reação inversa a essa tem $E^\circ_{red} = -1,66 \text{ V}$:



Logo, a semirreação de oxidação do Al^0 terá o mesmo potencial-padrão em módulo, mas com o sinal contrário: $E^\circ_{oxid} = +1,66 \text{ V}$.

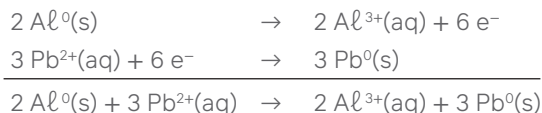
- b) No cátodo, há a redução dos íons Pb^{2+} presentes na solução a chumbo metálico (Pb), evidenciada pela deposição de material metálico no eletrodo de chumbo. Assim, a semirreação de redução pode ser representada da seguinte forma:



Consultando a tabela de potenciais-padrão de redução, essa reação tem $E^\circ_{red} = -0,13 \text{ V}$. Assim, a reação inversa a essa (oxidação do chumbo) terá o mesmo potencial-padrão em módulo, mas com o sinal contrário: $E^\circ_{oxid} = +0,13 \text{ V}$.



- c) Na equação global da pilha, deve-se igualar a quantidade de elétrons ganhos e perdidos nas semirreações. Para isso, basta multiplicar a semirreação de oxidação por 2 e a semirreação de redução por 3, e somar as equações obtidas da seguinte maneira:



Para calcular a ΔE° , no entanto, não é necessário multiplicar os valores dos E° por 2 e 3, visto que o potencial dos eletrodos não varia com a estequiometria da reação, e sim corresponde a uma condição-padrão (25 °C de temperatura, concentração de 1 mol/L de íons em solução e 100 kPa de pressão). Assim, para encontrar a ΔE° da pilha basta usar a seguinte equação: $\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{red(cátodo)}} - E^\circ_{\text{red(ânodo)}}$

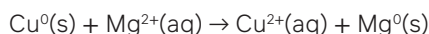
$$\text{Logo, } \Delta E^\circ = -0,13 \text{ V} - (-1,66 \text{ V}) = -0,13 \text{ V} + 1,66 \text{ V} = 1,53 \text{ V}$$

Espontaneidade das reações

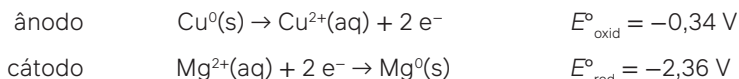
Nas pilhas e baterias, a conversão de energia química em energia elétrica acontece por meio de reações químicas que ocorrem espontaneamente, ou seja, os elétrons fluem do eletrodo com menor E°_{red} para o com maior E°_{red} através de um fio condutor sem a necessidade de intervenção externa ou do fornecimento de energia.

De forma simples, podemos prever se uma reação é espontânea com base nos valores de ΔE° da célula galvânica. De forma genérica, as pilhas e baterias apresentam uma diferença de potencial-padrão positiva ($\Delta E^\circ > 0$). Quando a diferença de potencial-padrão é negativa ($\Delta E^\circ < 0$), a reação não é espontânea nas condições-padrão.

Como calculado anteriormente, o ΔE° da pilha de Daniell é +1,10 V, indicando a espontaneidade da reação química ($\Delta E^\circ > 0$). É possível prever a espontaneidade de uma reação da seguinte forma:



Separando essa equação global em duas semirreações de redução com seus respectivos E° , temos:



Usando a equação para o cálculo do ΔE° , conseguimos prever a espontaneidade da reação substituindo os E°_{red} dos eletrodos:

$$\begin{aligned}
 \Delta E^\circ &= E^\circ_{\text{red(cátodo)}} - E^\circ_{\text{red(ânodo)}} \\
 \Delta E^\circ &= (-2,36 \text{ V}) - (+0,34 \text{ V}) = -2,70 \text{ V}
 \end{aligned}$$

Assim, como $\Delta E^\circ < 0$, trata-se de uma reação não espontânea.

Corrosão e proteção metálica

Provavelmente você já se deparou com algum objeto de metal desgastado e deteriorado, um prego enferrujado, por exemplo. Esses sinais visíveis são causados pelo fenômeno da corrosão, um processo que ocorre quando um metal entra em contato com o ambiente e forma um composto diferente, geralmente indesejado. A corrosão é um processo espontâneo de oxirredução que ocorre em metais e possui diferentes tempos de reação. De modo geral, essas reações são lentas e danificam estruturas metálicas, deixando-as porosas e causando diversos transtornos.

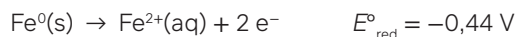
Os impactos da corrosão na sociedade são significativos e afetam áreas tão diversas como a construção civil, o transporte, a agricultura e a indústria, pois podem comprometer a integridade estrutural e a segurança de pontes, casas, prédios e outras edificações, além de elevar os custos de reparos e manutenção, já que muitos equipamentos e meios de transporte acabam demandando que empresas e governos façam altos investimentos de recursos na mitigação de consequências desse fenômeno.



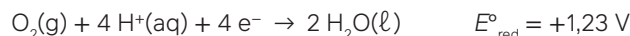
Oasisnifi/Shutterstock.com

Pregos e parafusos enferrujados.

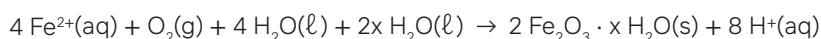
O exemplo mais conhecido de corrosão é a formação de **ferrugem** no ferro ou em ligas que contêm esse metal. Quando exposto à umidade e ao ar, o ferro pode ser oxidado pois, em determinadas condições, apresenta potencial-padrão de redução menor que o do gás oxigênio. Na primeira etapa desse processo, o ferro (Fe) atua como ânodo e perde elétrons para o oxigênio, formando íons Fe^{2+} como indicado a seguir.



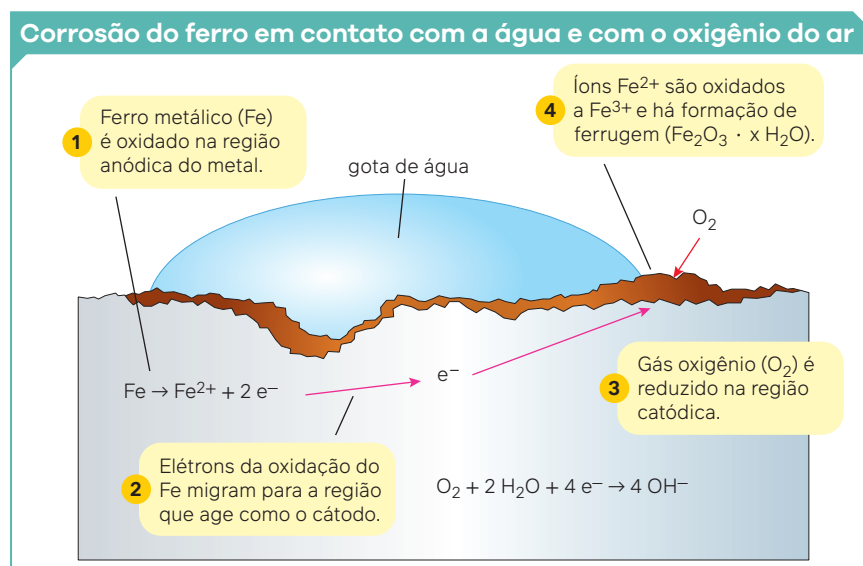
O ferro que está em contato com o ar oxida e, simultaneamente, o gás oxigênio (O_2), presente na camada de água que recobre o metal quando há umidade, é reduzido, em uma reação representada pela equação a seguir:



Posteriormente, os íons Fe^{2+} formados são oxidados a Fe^{3+} , com formação do óxido de ferro(III) hidratado, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$, popularmente conhecido como ferrugem. Como a quantidade de moléculas de água associadas ao óxido de ferro(III) pode variar, a fórmula química da ferrugem apresenta o coeficiente x.



As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.



Fonte: BROWN, T. L. *et al. Chemistry. The central science.* 14th ed. New York: Pearson, 2017.

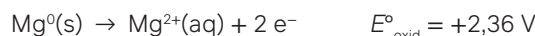
Procure recordar com os estudantes o conceito de liga metálica, tomando como exemplo o aço, uma liga composta por carbono e, principalmente ferro.

Para proteger os metais contra a corrosão, diversas estratégias podem ser empregadas com base nos potenciais-padrão. Um dos métodos para preservar materiais metálicos fundamenta-se na diferença de potencial entre dois metais que estão em contato entre si, e explora a tendência de um metal mais reativo oxidar-se (maior potencial de oxidação) no lugar de outro, menos reativo (menor potencial de oxidação). O metal mais reativo perde os elétrons e oxida, evitando a corrosão do outro metal, sendo assim chamado de **metal de sacrifício**.

Por exemplo, o magnésio é usado como metal de sacrifício em estruturas de ferro, já que apresenta um potencial de oxidação mais alto do que muitos outros metais, incluindo o aço, liga metálica cujo principal constituinte é o ferro.



Essa característica torna o magnésio mais propenso a perder elétrons em muitos ambientes corrosivos. Ao aplicarmos uma camada protetora de magnésio metálico sobre o aço, o magnésio sofre oxidação e forma íons magnésio (Mg^{2+}) por meio da seguinte reação:



Essa abordagem é frequentemente utilizada em estruturas subaquáticas como cascos de navios, nas quais a corrosão é uma ameaça constante. Para conservar as estruturas, são usadas placas dos metais de sacrifício ligadas ao metal que será protegido. Uma vez oxidadas, as placas dos metais de sacrifício podem ser substituídas.

Outro método comum é o **revestimento do metal** com substâncias que atuam como uma barreira física, impedindo o contato direto com o oxigênio e a água. Por exemplo, a pintura de um carro cria uma camada protetora que minimiza a exposição do metal à atmosfera. Nesse contexto, também existem tintas anticorrosivas, como a tinta zarcão, composta por tetróxido de trichumbo (Pb_3O_4). Apesar de evitar a corrosão, essa tinta apresenta riscos ao meio ambiente e à saúde em razão da liberação de íons Pb^{2+} , altamente tóxicos.

Ao abordar a liberação de íons Pb^{2+} no ambiente, se julgar pertinente, mencione que o tetróxido de trichumbo é um óxido misto, constituído por óxido de chumbo(II) e óxido de chumbo(IV): Pb_3O_4 ($2 \text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$). Procure destacar que, embora o nox médio do elemento chumbo nessa substância seja +8/3, os átomos de chumbo apresentam carga +2 ou +4, e não +8/3.

Descarte de pilhas e baterias

As pilhas e baterias modernas são essenciais no mundo contemporâneo, pois fornecem energia para uma ampla gama de máquinas e equipamentos, de eletrônicos portáteis a veículos elétricos – e mesmo em determinadas funções dos automóveis a combustão. O princípio fundamental desses dispositivos são os processos de oxirredução e as transferências de elétrons em um circuito, como os que já estudamos até aqui.

Na linguagem cotidiana, é muito comum considerar os termos “pilha” e “bateria” como sinônimos, mas, apesar de terem funções parecidas, esses dispositivos apresentam diferenças importantes em suas características. Enquanto as pilhas transformam energia química diretamente em energia elétrica por meio de uma reação eletroquímica, as baterias são definidas como um conjunto de duas ou mais pilhas agrupadas para fornecer energia elétrica. As pilhas e baterias primárias, não recarregáveis, têm vida útil predeterminada e não podem ser revitalizadas após o esgotamento de seus componentes ativos. Já as pilhas e baterias secundárias, recarregáveis, podem passar por ciclos repetidos de carga e descarga, prolongando sua vida útil, mas também apresentam um limite.

O tempo de vida útil de uma pilha ou bateria recarregável é determinado pela capacidade de suas células eletroquímicas em suportar ciclos de carga e descarga. Em algum momento, mesmo as pilhas e baterias recarregáveis deixam de funcionar de forma adequada e devem ser descartadas. O descarte inadequado desses itens apresenta sérias implicações ambientais e de saúde, pois a sua decomposição libera metais tóxicos como mercúrio, chumbo, cádmio e níquel, que podem contaminar o solo e a água. Além disso, alguns compostos podem ser carcinogênicos e causar danos ao sistema nervoso, representando riscos significativos à biodiversidade e à saúde humana.

Muitos dos metais presentes nas pilhas têm propriedades bioacumulativas, o que significa que se acumulam ao longo da cadeia alimentar. Sendo assim, seres vivos de níveis tróficos inferiores podem absorver esses metais, que, se forem consumidos por predadores, não são eliminados de seus organismos. Os metais bioacumulados em peixes, por exemplo, podem ser ingeridos por seres humanos e constituem um grande risco à saúde, ampliando, por exemplo, o risco de doenças crônicas, danos neurológicos e câncer.

Nesse contexto, o descarte adequado de pilhas e baterias é um passo fundamental para diminuir os impactos ambientais e a liberação nociva de metais tóxicos. Adotar práticas sustentáveis nesse processo é essencial para a preservação do meio ambiente e a minimização dos riscos à saúde humana. A seguir, são listadas algumas sugestões de como descartar corretamente esses dispositivos e dar-lhes um destino apropriado:

1. **Coleta seletiva**

Pilhas e baterias devem ser separadas do lixo comum no momento do descarte. Muitas cidades dispõem de sistemas de coleta seletiva para resíduos perigosos, incluindo esses dispositivos. Certifique-se de utilizar os recipientes apropriados disponíveis em pontos de coleta seletiva ou lojas especializadas.

2. **Pontos de recolhimento especializados**

Busque locais específicos para o descarte de pilhas e baterias, como pontos de coleta em supermercados, lojas de eletrônicos e centros de reciclagem. Esses pontos costumam disponibilizar recipientes adequados para a coleta desses resíduos e garantem que sejam encaminhados de modo seguro para processos de reciclagem.

3. **Reciclagem especializada**

Diversos componentes das pilhas e baterias podem ser reciclados, incluindo metais como lítio, níquel, cádmio e chumbo. Algumas empresas especializadas em reciclagem empregam tecnologias diversas para separar e processar esses materiais de forma segura. Adicionalmente, ao optar por serviços de reciclagem, contribui-se para a diminuição da demanda para extrair novos recursos minerais.

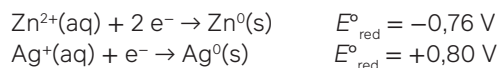
4. **Programas de recolhimento por fabricantes**

Algumas empresas fabricantes de pilhas e baterias implementam programas de recolhimento para seus produtos após o uso. Verifique se a marca do dispositivo oferece um programa específico e siga as instruções fornecidas para o envio ou entrega nos pontos designados.

Além da existência de pontos de coleta, é muito importante aumentar a divulgação das consequências do descarte desses equipamentos no lixo comum.



1. Um marcapasso utiliza uma pilha galvânica de zinco e prata para alimentar seu circuito eletrônico. A escolha desse tipo de pilha se deve à necessidade de uma fonte de energia confiável e de longa duração, crucial para o funcionamento contínuo do dispositivo. Considere que uma pilha foi construída usando os eletrodos desses metais, cujas semirreações de redução e valores de E°_{red} são os seguintes:



Com base nas informações fornecidas, faça o que se pede a seguir.

- Em seu caderno, elabore um desenho para representar essa célula galvânica, constituída por dois eletrodos, um de zinco (Zn) e outro de prata (Ag), imersos em soluções contendo seus respectivos íons, com uma ponte salina de sua escolha.
- Equacione as semirreações que ocorrem em cada eletrodo da pilha.
- Equacione a reação global da pilha.
- Calcule a diferença de potencial-padrão ΔE° da pilha.
- A reação global que ocorre na célula eletroquímica é espontânea ou não espontânea? Por quê?

Comece com você!

- Pense nos tipos de pilhas e baterias que você usa diariamente e na forma como as descarta. Em seguida, registre essas informações em seu caderno.
- Liste em seu caderno a localização dos pontos de coleta de pilhas e baterias perto de sua casa, da escola e/ou de outros pontos de referência que julgar pertinente.

Agora, vamos compartilhar!

- Forme dupla com um colega e compartilhem entre si os seus registros. Ampliem a lista de locais com pontos de coleta.
- O descarte inadequado de pilhas pode causar sérios danos ambientais por causa da liberação de substâncias tóxicas. Junto com seu colega, considere a seguinte situação:
Uma comunidade próxima a um rio tem enfrentado problemas de contaminação da água em razão do descarte inadequado de pilhas e baterias usadas. Metais como mercúrio, cádmio e chumbo foram detectados na água do rio, e trazem riscos à saúde pública e ao meio ambiente. O município até dispõe de um sistema de saneamento básico em funcionamento, mas ele não foi projetado para lidar com a remoção desses contaminantes específicos.
Discutam a importância da integração entre programas de gestão de resíduos sólidos – como pontos de coleta de pilhas – e projetos de saneamento básico para prevenir a contaminação ambiental por substâncias tóxicas.

Todos juntos aprendemos mais!



- Reúnam-se com sua turma e proponham a realização de uma campanha de conscientização sobre a importância do descarte correto de pilhas e baterias. Vocês podem confeccionar cartazes para divulgação na escola, vídeos ou posts para as redes sociais, ou ainda podcasts com 1 a 2 minutos de duração que possam ser compartilhados por meio de aplicativos de trocas de mensagens.

Eletrólise

Esta atividade pode servir de incentivo para a escola disponibilizar um ponto de coleta para os estudantes realizarem o descarte das pilhas e das baterias usadas. Converse com a gestão escolar sobre essa possibilidade e, então, contate empresas ou estabelecimentos comerciais para viabilizar o recolhimento e a destinação dos materiais recebidos pela escola.

A **eletrólise** é um processo químico no qual uma corrente elétrica é usada para promover reações não espontâneas. Diferentemente das pilhas e baterias, nas quais ocorrem reações espontâneas que geram eletricidade, na eletrólise, a energia elétrica é aplicada para induzir a ocorrência das reações químicas não espontâneas.

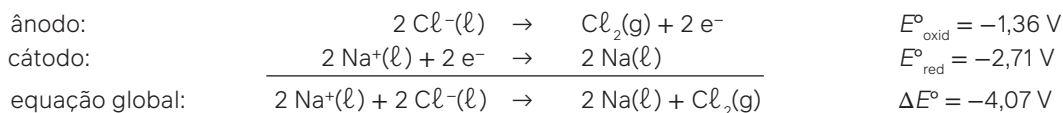
Assim como nas células galvânicas, nas células eletrolíticas também há dois eletrodos, o cátodo e o ânodo, submersos em um material condutor – que pode ser uma substância fundida ou uma solução iônica. Os eletrodos são conectados a uma fonte de corrente elétrica que fornece energia para que as reações aconteçam. A redução ocorre no cátodo: um componente presente ganha elétrons e se converte em uma espécie reduzida, e no ânodo, ocorre a oxidação: um componente perde elétrons, transformando-se em uma espécie oxidada.

No entanto, em uma célula eletrolítica, ao contrário das células galvânicas, a corrente elétrica é aplicada externamente, fornecendo energia para que uma reação não espontânea ocorra. Assim, o ânodo é o **polo positivo** e o cátodo, o **polo negativo**. Ou seja, a fonte de energia externa força os elétrons a fluir do polo positivo para o polo negativo.

Eletrólise ígnea

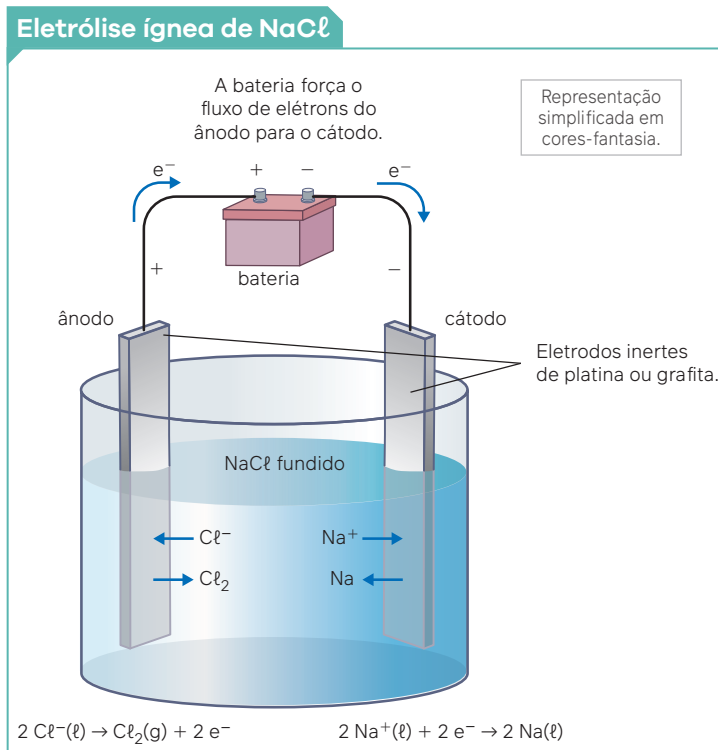
Neste contexto, o termo “ígnea” refere-se ao estado fundido da substância condutora utilizada, que permite a movimentação de íons no estado líquido, sem a presença de água no eletrólito.

A eletrólise do cloreto de sódio (NaCl) é um exemplo prático de eletrólise ígnea. Em uma célula eletrolítica contendo eletrodos de platina e o sal puro fundido (TF = 801 °C, 1 atm), ocorrem as reações equacionadas a seguir.



Os eletrodos de platina, inertes, não participam ativamente das reações químicas, permitindo que a eletricidade seja o agente principal no processo. No ânodo, onde está conectado o polo positivo, ocorre a oxidação dos íons cloreto (Cl^-), resultando na liberação de cloro gasoso (Cl_2). Este gás é um produto valioso na indústria química, utilizado, por exemplo, na fabricação do plástico policloreto de vinila (PVC). No cátodo, ligado ao polo negativo, há a redução dos íons sódio (Na^+), levando à formação de sódio metálico (Na) que, nas altas temperaturas nas quais o processo é realizado, encontra-se no estado líquido. O sódio metálico tem diversas aplicações, desde a produção de ligas metálicas até a síntese de compostos químicos específicos.

A ddp da eletrólise ígnea de NaCl é igual a $-4,07 \text{ V}$, e o sinal negativo representa a não espontaneidade da reação eletrolítica, ou seja, para que a reação de oxirredução do sal fundido ocorra é necessário fornecer corrente elétrica ao sistema.

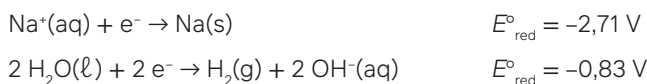


Fonte: ROBINSON, J. K.; MCMURRY, J. E.; FAY, R. C. *Chemistry*. 8th ed. New Jersey: Pearson Education, 2020.

Eletrólise aquosa

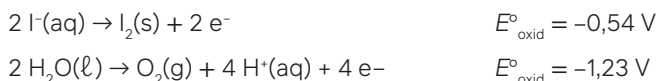
A eletrólise aquosa consiste na passagem de corrente elétrica através de uma solução aquosa de um eletrólito para desencadear reações de oxirredução. Para compreender melhor como funciona esse processo, vamos analisar a eletrólise de uma solução aquosa de iodeto de sódio (NaI) com eletrodos inertes de platina ou grafita.

No cátodo, há concorrência entre duas possíveis reações, a redução dos íons Na^+ e a eletrólise da água – que forma gás hidrogênio (H_2), equacionadas a seguir:



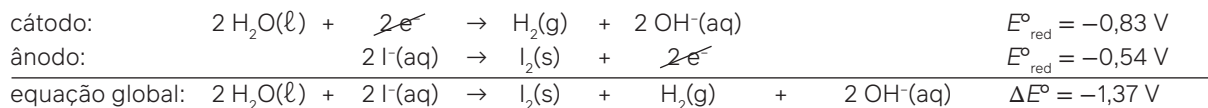
Como o potencial-padrão de redução da água é maior (menos negativo), essa reação ocorre preferencialmente, e há produção de bolhas de gás H_2 no cátodo.

Já no ânodo, há duas possíveis reações concorrentes: a oxidação dos íons I^- e a eletrólise da água – que forma gás oxigênio (O_2), equacionadas a seguir.



Como o potencial-padrão de oxidação dos íons I^- é maior (menos negativo), essa reação ocorre preferencialmente, e há formação de iodo molecular (I_2) no ânodo.

A equação global da eletrólise de uma solução aquosa de NaI é equacionada a seguir – note que o íon Na^+ não participa da reação.



Como $\Delta E^\circ = -1,37 V$, a reação não é espontânea e o potencial mínimo a ser fornecido ao sistema para forçar a ocorrência do processo, em condições-padrão, é de 1,37 V. Porém, experimentalmente, verifica-se que a tensão requerida para uma eletrólise ocorrer é maior que a calculada com base nos potenciais-padrão. Essa tensão adicional, chamada de **sobretensão**, é necessária porque a transferência de elétrons do eletrodo para a solução pode ser lenta, limitando a corrente que passa por uma célula eletrolítica.

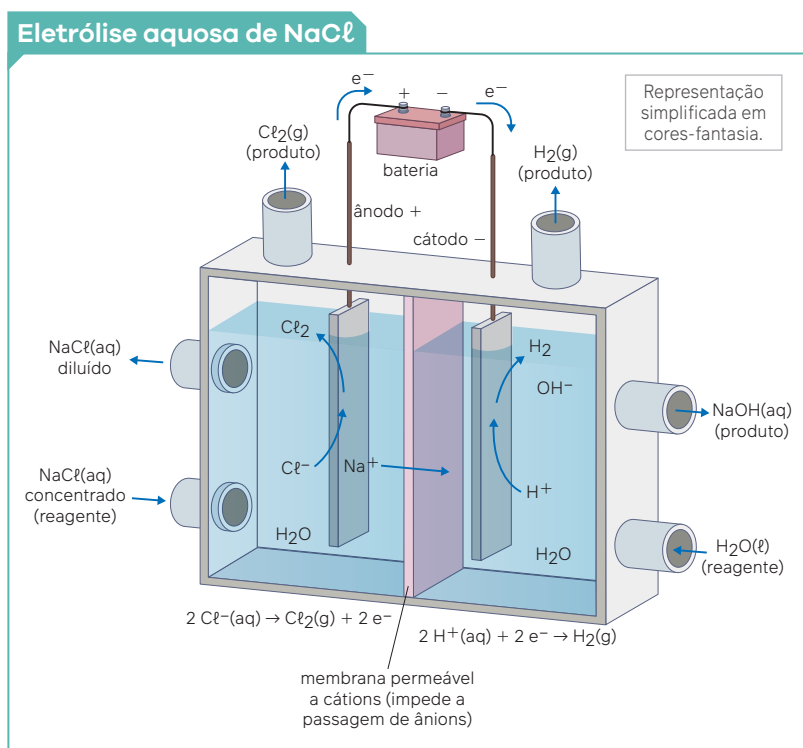
Se os potenciais-padrão das reações concorrentes são próximos, a determinação de qual reação ocorre em cada eletrodo deve ser feita por meio de experimentos. Na eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio ($NaCl$), por exemplo, o potencial-padrão da eletrólise da água a gás oxigênio (O_2), $E^\circ = -1,23 V$, é maior que o da oxidação dos íons cloreto (Cl^-), $E^\circ = -1,36 V$, ou seja, seria esperada a produção de O_2 no ânodo. Porém, a análise experimental mostra que o produto nesse caso é o gás cloro (Cl_2). Isso envolve, entre outros fatores, a proximidade dos valores dos potenciais-padrão de oxidação e a sobretensão demandada pelas reações.

A teoria atual ainda não permite determinar a magnitude da sobretensão, mas foi verificado, experimentalmente, que a sobretensão necessária para formar O_2 gasoso é muito maior do que a requerida para produzir Cl_2 gasoso. E, por isso, na eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio ($NaCl$), a espécie química formada preferencialmente no ânodo é o Cl_2 .

Para prever a preferência de oxidação e de redução das espécies químicas em cada eletrodo, podemos utilizar as orientações a seguir, baseadas em valores de potencial-padrão e em dados experimentais.

- No cátodo, a formação de H_2 por meio da eletrólise da água ocorre de modo preferencial em soluções com **cátions de metais alcalinos, alcalinoterrosos ou alumínio**. Em solução aquosa, **cátions de outros metais, como cobre, prata e ouro**, são reduzidos preferencialmente;
- No ânodo, os **ânions cloreto, brometo e iodeto** são oxidados de modo preferencial em solução aquosa. Na eletrólise de soluções com **outros ânions, como fluoreto, nitrato e sulfato**, preferencialmente ocorre a formação de O_2 por meio da eletrólise da água.

A ilustração que representa a eletrólise aquosa do $NaCl$ é empregada na indústria cloro-álcali – cujo nome se baseia em alguns de seus principais produtos, o gás cloro e a solução de hidróxido de sódio, uma base ou álcali. Note que a aparelhagem é um pouco mais complexa, e envolve uma membrana que divide a célula eletrolítica em duas partes. Essa membrana é permeável a cátions, de modo a deixá-los transitarem entre as duas partes da célula, mas evitando que os ânions circulem livremente: isso é necessário pois os íons OH^- , ao entrarem em contato com o gás Cl_2 formado no ânodo, o convertem em espécies químicas indesejadas nesse contexto, diminuindo o rendimento da produção de gás cloro.



Fonte: ROBINSON, J. K.; MCMURRY, J. E.; FAY, R. C. *Chemistry*. 8th ed. New Jersey: Pearson Education, 2020.

Aplicações da eletrólise no cotidiano

Como estudamos, a eletrólise envolve a passagem de corrente elétrica para viabilizar a ocorrência de reações não espontâneas e esse tipo de processo apresenta diversas aplicações práticas em nosso cotidiano. A seguir, são abordados alguns exemplos em que a eletrólise é utilizada para a obtenção de materiais presentes no dia a dia.

1) Obtenção de alumínio

A eletrólise é amplamente empregada na obtenção de alumínio, e a matéria-prima nesse caso é a bauxita. O processo consome quantidade significativa de energia, mas o alumínio resultante é essencial em diversas indústrias como a de embalagens e na construção civil.

2) Galvanização e eletrodeposição

A eletrodeposição, aplicação comum da eletrólise, é utilizada para revestir objetos com camadas metálicas, como a cobertura de zinco feita em peças de aço para evitar a corrosão.

3) Obtenção de cloro e hidróxido de sódio

A eletrólise aquosa do cloreto de sódio é o processo utilizado na obtenção de cloro e hidróxido de sódio, produtos essenciais em muitos processos industriais.

4) Produção de gás hidrogênio

A eletrólise da água é uma fonte potencial de gás hidrogênio, um combustível limpo. Esse processo desempenha um papel importante nos estudos sobre a busca por fontes de energia sustentáveis.

5) Tratamento de superfícies metálicas

A eletrólise é empregada no tratamento de superfícies metálicas para remover impurezas e melhorar as propriedades dos materiais.



Elena Elisseeva/Shutterstock.com



Toru Hanai/Bloomberg/Getty Images

Aplicações da eletrólise no cotidiano. (A) A galvanoplastia consiste em depositar uma fina camada de metal em uma superfície para melhorar a aparência, a dureza e/ou proteger as peças do desgaste. (B) Obtenção de alumínio metálico.

Atividades propostas



- Considere as orientações da página 293 sobre a preferência de oxidação e redução e responda:
 - Dentre as espécies K^+ , H^+ e Cu^{2+} , qual se reduz mais facilmente no cátodo de uma célula eletrolítica?
 - Dentre as espécies F^- , OH^- e Br^- , qual se oxida mais facilmente no ânodo de uma célula eletrolítica?
- Um grupo de estudantes realizará um experimento envolvendo eletrólise em solução aquosa, com a finalidade de obter os gases hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2). Para isso, foram disponibilizados iodeto de potássio (KI), nitrato de potássio (KNO_3) e eletrodos inertes. Qual dos eletrólitos deve ser escolhido pelos estudantes para se alcançar o objetivo do experimento? Explique a sua resposta utilizando equações químicas.
- O lítio é um metal muito reativo, assim como os demais metais alcalinos, e, na natureza, não é encontrado na forma metálica. Contudo, pode ser obtido por meio da eletrólise ígnea do iodeto de lítio (LiI). Considerando esse processo, escreva as equações químicas que representam:
 - a dissociação do sal em solução aquosa;
 - a obtenção de lítio metálico por eletrólise ígnea;
 - a reação do lítio metálico com moléculas de água.



Neste capítulo, exploramos o fascinante mundo das pilhas e baterias, dispositivos indispensáveis no cotidiano contemporâneo, além de processos eletroquímicos essenciais na indústria, como a eletrólise. Também estudamos o descarte inadequado desses dispositivos e como isso afeta o meio à nossa volta, de modo a destacar a importância da destinação correta desses resíduos.

- Retome as respostas apresentadas as perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Nesse momento, talvez tenha sido fácil responder novamente as mesmas perguntas, então encare o seguinte desafio: Como você acredita que a eficiência energética de pilhas e baterias pode ser aprimorada no futuro? Proponha ideias criativas e inovadoras para melhorar a eficiência e a sustentabilidade desses dispositivos, considerando avanços tecnológicos e abordagens científicas.

Agora, para sintetizar as ideias do estudo do capítulo siga os seguintes passos:

1. Selecione um tópico ou conceito abordado no capítulo e, com base nele, mapeie sua compreensão sobre o conteúdo.
2. Crie uma lista de ideias e pensamentos iniciais que vem à sua mente quando você pensa neste tópico.
3. Classifique as ideias com base na compreensão ou complexidade. Ideias mais importantes no centro e as menos complexas ao redor.
4. Conecte as ideias ordenadas anteriormente, unindo por linhas aquelas que apresentam aspectos comuns. Escreva uma frase que explique como essas ideias se conectam.
5. Agregue novas informações que ampliem suas ideias escritas até agora.
6. Continue adicionando e interligando ideias até que consiga uma representação da sua compreensão sobre o assunto.

Planeje e resolva



Vida útil dos objetos

Todos os materiais se transformam sob o efeito do tempo e do ambiente: o pão endurece, as frutas e verduras amolecem, os tecidos perdem a cor, a pele fica enrugada, os ossos se descalcificam. Alguns materiais ficam danificados com o acúmulo de umidade, outros pela falta de umidade do ambiente. Para entender a melhor forma de utilizar os materiais, é necessário conhecer suas propriedades e como se comporta no ambiente, para que dessa forma, seja possível minimizar os efeitos indesejados do ambiente sobre esse material.

A construção civil utiliza esses conhecimentos para escolher os materiais mais adequados para construir uma casa ou um prédio, por exemplo. Embora hoje tenhamos diferentes opções de materiais, mais baratas, mais leves e mais sofisticadas, é possível identificar algumas características em comum entre esses materiais e os utilizados em construções de antigas civilizações. As pedras utilizadas nas pirâmides do Egito, por exemplo, têm a mesma função dos tijolos utilizados para construir muros, porém apresentam diferentes características, que determinam quais cuidados são necessários para manipulá-los.

A temperatura também afeta os materiais, e os efeitos por ela provocados, temporários ou permanentes, podem atingir tanto a aparência quanto as propriedades dos materiais de que são feitos os objetos. Alguns plásticos, por exemplo, ficam mais quebradiços quando dispostos em áreas externas como em jardins, quintais ou praças.

Cerca de 90% do impacto ambiental está concentrado no processo de produção. Porém, podemos contribuir com sua preservação, reduzindo nosso consumo ao preservar aquilo que temos, protegendo de acordo com a necessidade e consertando quando os problemas surgem, implementando mudanças que evitem novos estragos no futuro. Assim, para manter objetos, ferramentas e equipamentos em bom funcionamento pelo máximo de tempo possível, é essencial conhecer o que impacta em sua durabilidade e como é possível preservá-los.

Agora é com você

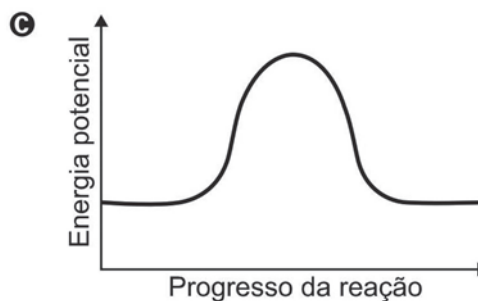
Planeje e elabore instruções que contribuam para aumentar a vida útil dos objetos do cotidiano, reduzindo a ação do tempo e do ambiente sobre eles. Pode ser um manual de instruções, um infográfico, um panfleto ou outro suporte que você escolher, desde que as suas propostas estejam descritas e explicadas por meio de conhecimentos técnicos e científicos e que os objetos abordados estejam presentes em seu dia a dia.



1. (Enem – 2021) Grande parte da atual frota brasileira de veículos de passeio tem tecnologia capaz de identificar e processar tanto o etanol quanto a gasolina. Quando queimados, no interior do motor, esses combustíveis são transformados em produtos gasosos, num processo com variação de entalpia menor que zero ($\Delta H < 0$). Esse processo necessita de uma energia de ativação, a qual é fornecida por uma centelha elétrica. O gráfico que esboça a variação da energia potencial no progresso da reação é representado por:



ENEM/2021



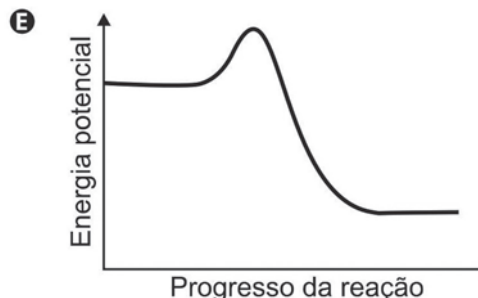
ENEM/2021



ENEM/2021

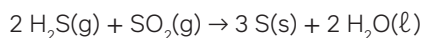


ENEM/2021



ENEM/2021

2. (UFSM-RS – 2011) O enxofre é usado na indústria para produzir ácido sulfúrico e para vulcanizar a borracha. A obtenção de enxofre a partir de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ e $\text{SO}_2(\text{g})$ requer o uso do catalisador $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$, conforme a reação



Essa reação é importante para reduzir os gases no meio ambiente. Com referência à reação, é correto afirmar:

- Na ausência do $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$, a energia de ativação é baixa; por isso, a reação é lenta.
 - Trata-se de catálise heterogênea, pois o catalisador e os reagentes estão em fases distintas, formando um sistema heterogêneo.
 - O $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ é consumido, pois se trata de catálise heterogênea.
 - Trata-se de catálise homogênea, pois o H_2S e o SO_2 estão em fase gasosa, formando um sistema homogêneo.
 - O $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ participa da reação, mas não é consumido nessa catálise homogênea.
3. (Uerj – 2022) O iodo-131 é um radioisótopo empregado no tratamento de doenças da glândula tireóide. Para o estudo de um medicamento que combate uma dessas doenças, foi utilizada uma amostra contendo 100 mg desse radioisótopo, cujo tempo de meia-vida é igual a 8 dias. A massa de iodo-131 presente na amostra decairá a 25 mg no seguinte intervalo de tempo, em dias:
- 4
 - 12
 - 16
 - 32

4. (UFRN – 2010) O equilíbrio químico se caracteriza por ser uma dinâmica em nível microscópico. Para se ter uma informação quantitativa da extensão do equilíbrio químico, usa-se a grandeza constante de equilíbrio. Considere a tirinha a seguir.



FELTRE, R. *Fundamentos da Química*, volume único. São Paulo: Moderna, 1996, p. 351. [Adaptado]

Aplicada ao equilíbrio químico, a ideia que o personagem tem sobre equilíbrio

- a) é correta, pois, no equilíbrio químico, metade das quantidades sempre é de produtos, e a outra metade é de reagentes.
- b) não é correta, pois, no equilíbrio químico, as concentrações de produtos e as de reagentes podem ser diferentes, mas são constantes.
- c) é correta, pois, no equilíbrio químico, as concentrações de reagentes e as de produtos sempre são iguais, desde que o equilíbrio não seja perturbado por um efeito externo.
- d) não é correta, pois, no equilíbrio químico, as concentrações dos produtos sempre são maiores que as dos reagentes, desde que o equilíbrio não seja afetado por um fator externo.
5. (IBFC-SP – 2023) A tabela a seguir fornece a concentração hidrogeniônica ou hidroxiliônica a 25 °C, em mol/L, de alguns materiais utilizados no cotidiano:
6. (Enem – 2021) O quadro lista alguns dispositivos eletrônicos que estão presentes no dia a dia, bem como a faixa de força eletromotriz necessária ao seu funcionamento.

Materiais	Concentração (mol/L)
Água de Bateria	$[H^+] = 2 \cdot 10^{-3}$
Água Potável	$[OH^-] = 2 \cdot 10^{-8}$
Ácido Muriático	$[H^+] = 10^{-2}$
Soda Caustica	$[OH^-] = 10^{-2}$
Suco de Limão	$[H^+] = 2 \cdot 10^{-4}$
Leite de Vaca	$[OH^-] = 2 \cdot 10^{-8}$
Leite de Magnésia	$[H^+] = 2 \cdot 10^{-13}$

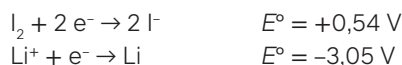
Tabela 1. Materiais utilizados no cotidiano e suas concentrações (mol/L).

Ao observarmos os dados da tabela, assinale a alternativa correta em relação aos valores de pH dos materiais apresentados. Use: $\log 2 = 0,3$.

- a) Só temos materiais com pH abaixo de 7 (ácidas).
- b) Só temos materiais com pH acima de 7 (básicas).
- c) Somente os materiais água potável, leite de vaca e leite de magnésia têm pH acima de 7 (são básicas).
- d) Somente os materiais água de bateria, água potável, ácido muriático, suco de limão e leite de vaca têm pH abaixo de 7 (são ácidas).

Dispositivo eletrônico		Faixa de força eletromotriz (V)
I	Relógio de parede	1,2 a 1,5
II	Celular	3,5 a 3,8
III	Câmera digital	7,5 a 7,8
IV	Carrinho de controle remoto	10,5 a 10,9
V	Notebook/Laptop	19,5 a 20,0

Considere que uma bateria é construída pela associação em série de três pilhas de lítio-iodo, nas condições-padrão, conforme as semiequações de redução apresentadas.



Essa bateria é adequada para o funcionamento de qual dispositivo eletrônico?

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) V

Agricultura orgânica avança, mas produtores cobram recursos e menos burocracia

BRANDÃO, F. Agricultura orgânica avança, mas produtores cobram recursos e menos burocracia. *Agência Câmara de Notícias*, Brasília, DF, 20 set. 2021. Disponível em: <https://www.camara.leg.br/noticias/808106-agricultura-organica-avanca-mas-produtores-cobram-recursos-e-menos-burocracia/>. Acesso em: 16 maio 2024.

Agricultura orgânica: experiência que vem da terra

CNA BRASIL. Agricultura orgânica: experiência que vem da terra. Senar, Brasília, DF, 8 jun. 2022. Disponível em: <https://www.cnabrazil.org.br/noticias/agricultura-organica-experiencia-que-vem-da-terra/>. Acesso em: 16 maio 2024.

Agricultura orgânica cresce com adoção de resultados de pesquisa

FERREIRA, A. L. Agricultura orgânica cresce com adoção de resultados de pesquisa. Empresa Brasileira de Pesquisa Agropecuária, Brasília, DF, 7 jul. 2014. Disponível em: <https://www.embrapa.br/busca-de-noticias/-/noticia/1884777/agricultura-organica-cresce-com-adocao-de-resultados-de-pesquisa>. Acesso em: 16 maio 2024.

Com 3,9 mil agricultores certificados, Paraná lidera produção orgânica do Brasil

PARANÁ. Secretaria da Comunicação. *Com 3,9 mil agricultores certificados, Paraná lidera produção orgânica do Brasil*. Paraná: Agência Estadual de Notícias, 1 jan. 2024. Disponível em: <https://www.aen.pr.gov.br/Noticia/Com-39-mil-agricultores-certificados-Parana-lidera-producao-organica-do-Brasil>. Acesso em: 16 maio 2024.

Feira de produtos orgânicos ao ar livre, Petrolina (PE), 2021.



Estruturas, propriedades e reações dos compostos orgânicos

Usamos o termo **orgânico** cada vez mais em nosso cotidiano. Essa designação, associada a técnicas de produção de alimentos sem o uso de defensivos agrícolas ou de fertilizantes sintéticos, se expandiu para incluir uma variedade de produtos, desde vestuário até materiais de construção. Mas qual é o significado desse termo nos estudos da Química?

Nesta unidade iremos explorar a Química Orgânica, que se dedica ao estudo das características estruturais, das propriedades, das reações e da síntese dos compostos orgânicos.

▼ Para começar

1. Quais são as vantagens e desvantagens associadas ao consumo de alimentos orgânicos?
2. Na sua cidade, quais são os produtores de alimentos orgânicos? Existem iniciativas para incentivar a comercialização e o consumo desses alimentos?
3. Em quais outros contextos você já percebeu o uso do termo orgânico?
4. Como a compreensão dos conceitos da Química Orgânica pode influenciar escolhas pessoais e profissionais em relação à promoção de atitudes mais saudáveis e à preservação e recuperação do meio ambiente?

Consulte no Manual do Professor as orientações, as respostas e os comentários sobre as atividades e os conteúdos desta unidade e seus capítulos.

Introdução ao estudo da Química Orgânica



sevenhe/Shutterstock.com



Maridav/Shutterstock.com

Os plásticos e os combustíveis veiculares são alguns exemplos de materiais constituídos de compostos orgânicos.



Para refletir

1. Qual é o papel dos compostos orgânicos na vida cotidiana e como podemos entender e utilizar esse conhecimento para criar produtos úteis e medicamentos?
2. Quais características dos compostos orgânicos podem diferenciá-los dos compostos inorgânicos?
3. Na sua opinião, a compreensão dos princípios da Química Orgânica pode nos ajudar a entender fenômenos naturais e o funcionamento dos organismos vivos?

Objetivos do capítulo

- Reconhecer que os átomos de carbono são a base para os estudos da Química Orgânica.
- Utilizar as diferentes formas de representação para os compostos orgânicos, de forma a evidenciar suas características estruturais.
- Conhecer as características dos átomos de carbono e, por meio delas, explicar as diferentes configurações possíveis para a formação das estruturas orgânicas.
- Designar, por meio da nomenclatura sistemática, os compostos de carbono e relacionar esses nomes à estrutura das moléculas.

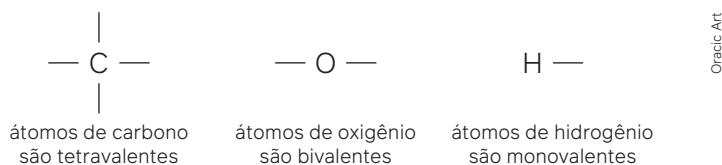
O carbono como base da Química Orgânica

Até as primeiras décadas do século XIX, era comum classificar as substâncias químicas de origem mineral em inorgânicas, e aquelas obtidas dos organismos vivos, em orgânicas. Isso porque, naquela época, a obtenção dos compostos classificados como orgânicos só era possível por meio de processos de extração dessas substâncias de seres vivos. Essa limitação levou os cientistas a acreditarem que os organismos vivos eram portadores de uma força vital que os permitia produzir esse tipo de compostos.

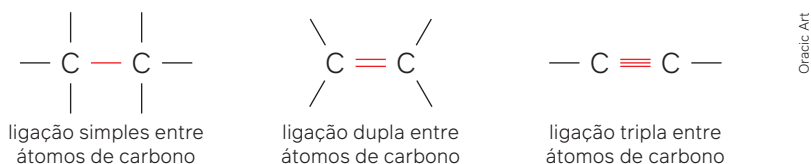
Para muitos dos primeiros químicos modernos, como o francês Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) e o sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848), não havia distinção entre a química dos compostos orgânicos e inorgânicos, e ambos os tipos eram estudados por eles. Uma das principais preocupações dos químicos no início do século XIX era determinar a composição elementar das substâncias: se uma substância pudesse ser decomposta em seus elementos químicos constituintes (análise) e também pudesse ser produzida a partir de seus elementos (síntese), sua composição era considerada demonstrada. Por exemplo, Lavoisier demonstrou que a água podia ser decomposta em hidrogênio e oxigênio e também podia ser sintetizada pela combustão de hidrogênio em oxigênio puro. Assim, os químicos foram produzindo dados sobre a composição de centenas de substâncias e observaram que as substâncias inorgânicas podiam ser formadas a partir de dezenas de elementos diferentes. As substâncias orgânicas, porém, embora numerosas, eram formadas a partir de uns poucos elementos – principalmente carbono, hidrogênio, oxigênio e nitrogênio. Em 1827, o químico alemão Friedrich Wöhler (1800-1882), aluno de Berzelius, observou que o cianato de prata tinha a mesma composição elementar qualitativa e quantitativa que o fulminato de prata, um explosivo cuja composição havia sido determinada no ano anterior por Justus von Liebig (1803-1873). Porém, as propriedades dos dois compostos eram bem diferentes: o cianato de prata não era explosivo. Após uma breve polêmica entre os dois químicos (que depois se tornaram amigos), e de repetições cuidadosas dos experimentos, eles chegaram à conclusão de que suas análises estavam corretas – e a consequência disso era que apenas a composição elementar não era suficiente para identificar um composto. Em 1830, Berzelius propôs a palavra isomeria (ou isomerismo – do grego *iso*, que significa, igual, e *meros*, partes) – para designar esse fenômeno. A questão da isomeria foi um dos fatores que contribuiu para que, ao longo do século XIX, os químicos fossem desenvolvendo teorias que buscavam explicar a composição e as propriedades dos compostos orgânicos – as chamadas teorias estruturais. Assim, a partir da década de 1830, a chamada química orgânica foi se estabelecendo como um ramo especializado da química, com o desenvolvimento de técnicas de síntese, análise e teorias aplicadas aos compostos orgânicos.

Muitos livros didáticos associam a origem da química orgânica a um experimento feito por Wöhler em 1828, no qual ele produziu ureia (uma substância encontrada na urina de algumas espécies animais) a partir de compostos inorgânicos. Esses livros sugerem que esse único experimento teria sido suficiente para levar ao abandono da teoria da força vital. Tal narrativa é um mito. Nenhuma teoria científica é abandonada com base em um só experimento. Um dos motivos é lógico: o fato de um composto orgânico poder ser sintetizado a partir de compostos inorgânicos não implica que todos o possam ser. No caso em questão, também é preciso considerar que, embora seja possível sintetizar um composto orgânico em laboratório, isso não significa que os químicos o façam da mesma maneira que os seres vivos o fazem. Muito mais poderia ser dito sobre o assunto, e de fato a teoria da força vital foi sendo gradativamente abandonada pelos químicos – mas isso foi ocorrendo ao longo de décadas, e não de uma hora para outra. Não há um único experimento, livro ou teoria que se possa apontar como o ponto inicial da química orgânica: ela foi uma construção coletiva de inúmeros químicos por meio de experimentos, teorias e debates. Ao longo do século XIX, surgiram diversas teorias para tentar explicar a diversidade e o comportamento dos compostos orgânicos, como a teoria dos tipos e a teoria da valência. Ideias foram propostas e abandonadas, outras foram sendo elaboradas e permanecem até hoje na atual teoria estrutural, que abrange concepções sobre a forma como os átomos se ligam entre si, sua orientação no espaço, bem como formas de representar essas ideias.

Segundo as teorias atuais, os átomos que formam os compostos orgânicos podem estabelecer um número fixo de ligações com os elétrons da camada mais externa da eletrosfera (camada de valência). Por exemplo, os átomos de carbono têm quatro elétrons de valência e, por isso, podem formar quatro ligações, ou seja, são tetravalentes. Já os átomos de oxigênio são bivalentes, enquanto os de hidrogênio e os de halogênios são monovalentes. Para representar essas ligações, podemos utilizar linhas, uma forma de representação baseada naquela que foi utilizada pelo químico escocês Archibald Scott Couper (1831-1892) em suas publicações.



De acordo com essas teorias, um átomo de carbono pode usar um ou mais de seus elétrons de valência para formar ligações covalentes simples, duplas ou triplas com outros átomos de carbono:



As ligações duplas e triplas entre os átomos de carbono são chamadas de **insaturações** e diferem entre si e entre as ligações simples tanto em energia de ligação – a energia necessária para que essas ligações sejam rompidas – quanto em comprimento médio – a distância média entre os centros dos átomos ligados. Isso nos permite afirmar que, à medida que mais pares de elétrons são envolvidos nas ligações, as interações entre os átomos são mais intensas, ou seja, os átomos se aproximam mais um do outro e, por isso, mais energia é necessária para romper essa ligação. O picômetro (pm) é uma unidade de medida de comprimento utilizada para medir distâncias extremamente pequenas em escala atômica e molecular. A medida de 1 pm equivale a $1 \cdot 10^{-12}$ metros.

Energia de ligação e comprimento médio das ligações entre átomos de carbono

Tipo de ligação entre átomos de carbono	Energia de ligação (kJ/mol)	Comprimento médio (pm)
Simples	348	154
Dupla	612	134
Tripla	837	120

Fonte: ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

Ainda no século XIX, o químico alemão Friedrich August Kekulé (1829-1896) propôs uma ideia que seria muito importante para o desenvolvimento da teoria estrutural: as quatro ligações simples estabelecidas entre os átomos de carbono e outros átomos são equivalentes entre si, e os átomos de carbono podem se combinar para formar estruturas denominadas **cadeias carbônicas**, o que possibilita uma variedade de estruturas moleculares diferentes. A definição moderna de **Química Orgânica** – a área que estuda os compostos orgânicos, em outras palavras, compostos formados essencialmente por átomos de carbono e de hidrogênio, sejam eles produzidos por organismos vivos ou não – também é fruto das contribuições desse cientista. Nesse contexto, é importante ressaltar que existem compostos formados por átomos de carbono considerados inorgânicos estudados na **Química Inorgânica**, isto é, compostos de origem mineral, como o carbonato de cálcio (CaCO_3), presente no mármore, e o dióxido de carbono (CO_2), resultante da respiração dos seres vivos e da combustão de materiais orgânicos.

Ciência por dentro



A estrutura dos compostos de carbono

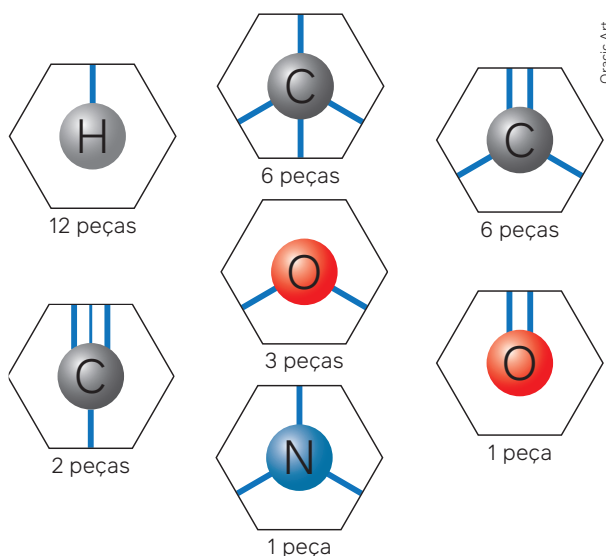
Nesta atividade, em grupos, vocês irão confeccionar peças para representar os átomos de alguns elementos químicos e explorar diferentes formas com que esses átomos se combinam para formar moléculas orgânicas.

Material:

- folha de cartolina branca;
- lápis;
- lápis de cor e canetinhas coloridas;
- régua;
- tesoura.

Procedimento

- Utilizando os materiais, confeccionem as 31 peças em formato hexagonal, como os modelos ao lado – com 1 cm de cada lado. Use as peças criadas para realizar as atividades propostas a seguir.
- Montem um modelo para representar a molécula do gás metano (CH_4).



- Montem apenas um modelo para representar cada uma das moléculas com fórmula molecular C_2H_6 , C_2H_6O e C_3H_9N . No caderno, representem as estruturas desses compostos.
- Montem apenas um modelo para representar cada uma das moléculas com fórmula molecular C_3H_6 e C_6H_6 . No caderno, representem as estruturas desses compostos.
- Montem dois modelos diferentes para representar moléculas compatíveis com a fórmula molecular C_4H_{10} . No caderno, representem as estruturas desses compostos.

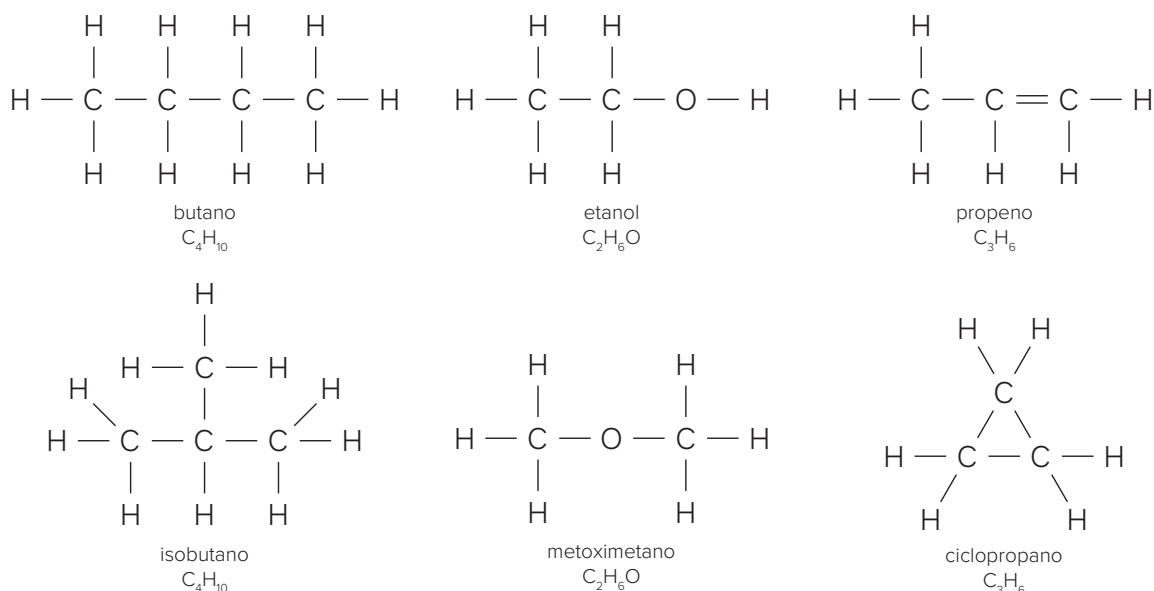
Trocando ideias

1. Compartilhem com as outras equipes as estruturas para as moléculas representadas pelos modelos criados pela sua equipe.
2. Pesquisem, em fontes confiáveis, os nomes e as temperaturas de fusão e de ebulição dos compostos com as fórmulas C_2H_6 e C_2H_6O .
3. As propriedades físico-químicas desses três compostos são diferentes? Se forem, expliquem o motivo dessa diferença.

Representação dos compostos de carbono

A maioria das substâncias estudadas anteriormente foram representadas por meio de fórmulas unitárias, no caso dos compostos iônicos, e de fórmulas moleculares, nos casos dos compostos covalentes. As poucas exceções foram as representações de alguns compostos por meio de estruturas de Lewis. No estudo dos compostos de carbono, as fórmulas moleculares também podem ser utilizadas para representar as moléculas, contudo, essas representações não são suficientes para evidenciar a estrutura dos compostos, como nos casos em que substâncias diferentes têm a mesma fórmula molecular, por exemplo, o butano e o isobutano (C_4H_{10}); o etanol e o metoximetano (C_2H_6O); e o propeno e o ciclopropano (C_3H_6); representadas abaixo por meio das respectivas **fórmulas estruturais planas**.

Fórmulas estruturais planas

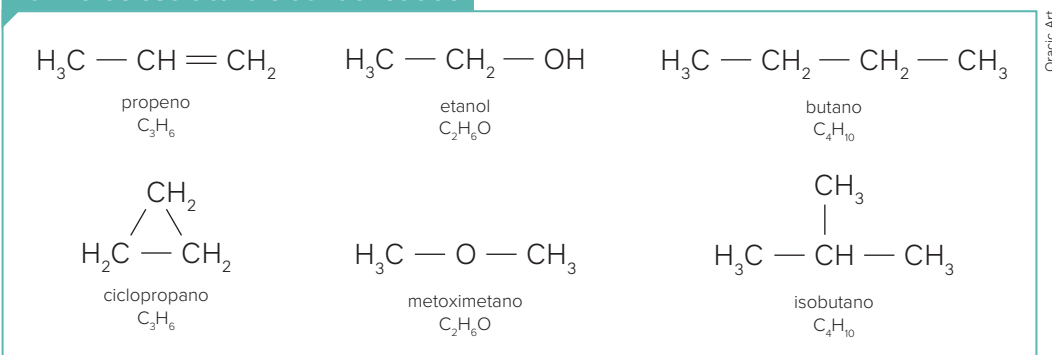


Oraclic Art

Note que, nas fórmulas estruturais planas, são evidenciados todos os átomos que compõem as moléculas, bem como todas as ligações covalentes entre eles. Essas representações podem ser simplificadas – ou condensadas – ao omitir as ligações entre os átomos de hidrogênio e os demais átomos. As **fórmulas estruturais condensadas** facilitam a representação das moléculas orgânicas, mas, como as fórmulas estruturais planas, não levam em consideração a disposição espacial dos átomos, ou a geometria das moléculas.

As representações a seguir são as fórmulas condensadas dos seis compostos apresentados anteriormente.

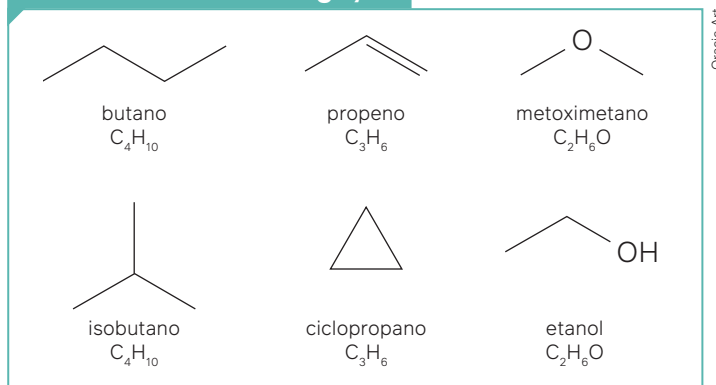
Fórmulas estruturais condensadas



Oraclic Art

As **fórmulas de linha de ligação** são uma outra forma de representar as moléculas orgânicas que, embora mais simples, evidenciam, de forma geral, a geometria dos compostos. Nessas representações, são omitidos os símbolos dos átomos de carbono e de hidrogênio, e as ligações entre os átomos de carbono são indicadas por meio de linhas. Dessa forma, nas extremidades e nos vértices dessas linhas, devemos subentender a localização dos átomos de carbono. A presença e a quantidade dos átomos de hidrogênio, ligados a esses átomos de carbono, são determinadas com base na tetravalência dos átomos de carbono. Por outro lado, os átomos de outros elementos químicos devem ser indicados, bem como os átomos de hidrogênio que estejam ligados a eles. Essas representações consideram parcialmente a geometria das moléculas.

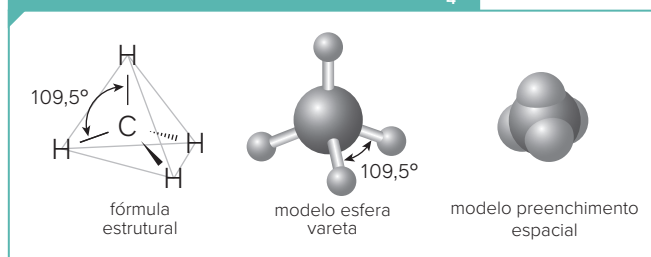
Fórmulas de linhas de ligação



Oraclic Art

As **fórmulas em perspectiva** – ou **fórmulas de cunhas e traços** – deixam evidente a geometria das moléculas. Nelas, as linhas (—) indicam as ligações orientadas no plano do papel, a forma de cunha totalmente preenchida (▬) indica a ligação orientada para cima do plano do papel, e a cunha tracejada (⋯) indica a ligação orientada para baixo do plano do papel. Outras formas possíveis para evidenciar a disposição espacial dos átomos envolvem o uso de **modelos de esferas e varetas** – em que as ligações são representadas por hastes (ou varetas), e os átomos, por esferas – ou **modelos de preenchimento espacial** –, em que os átomos são representados por esferas interligadas e que leva em consideração a proporção do espaço ocupado pelos átomos.

Disposição espacial dos átomos em uma molécula de metano (CH_4)



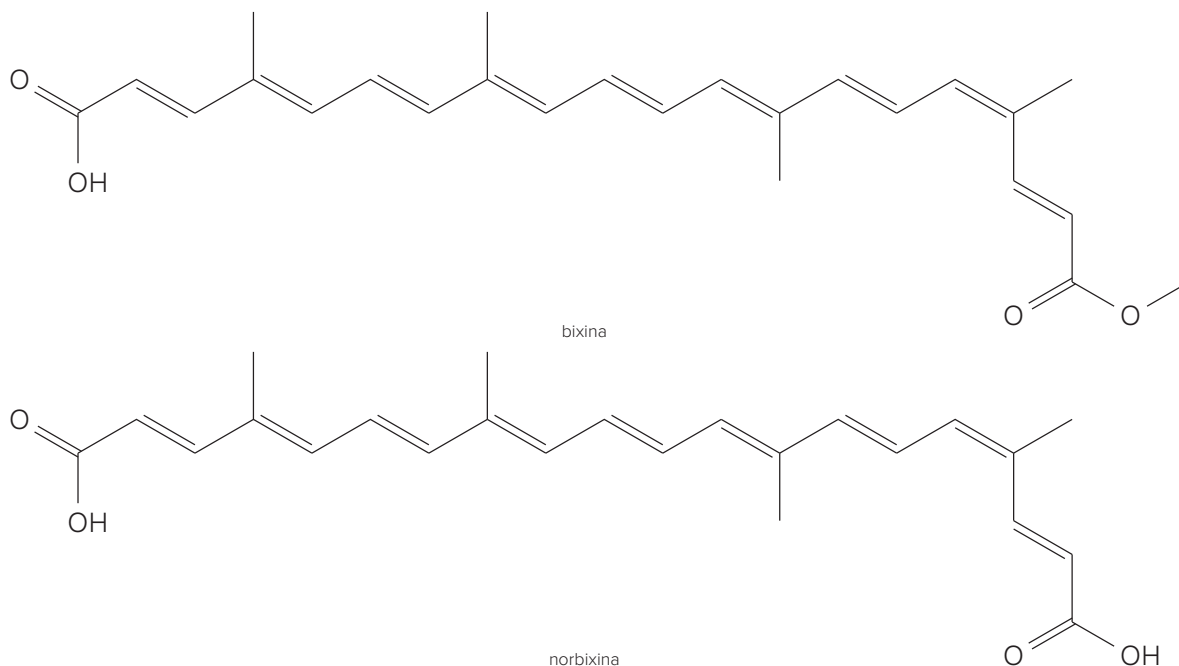
Oraclic Art

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Fonte: BRUICE, P. Y. *Química orgânica*. 4. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2006. v. 1.



1. A arte da pintura corporal é uma expressão cultural tradicional encontrada em diversas sociedades ao redor do mundo, desde as práticas indígenas, hindus e africanas, até as formas modernas presentes na sociedade ocidental, como a maquiagem artística e a tatuagem. Povos indígenas utilizam tintas naturais extraídas de plantas, como o urucum, o jenipapo e a henna. Já entre os hindus, há o uso de tintas obtidas da pasta de sândalo, do açafrão, do pó de índigo e de outras ervas e especiarias. Nas sementes do urucum (*Bixa orellana* L.), são encontradas, entre outras substâncias, moléculas de bixina e de norbixina, representadas a seguir.



Indique a fórmula molecular e a massa molar das duas substâncias representadas acima.

Comece com você!

Para reconhecer a cadeia carbônica de um composto orgânico, pode-se representá-lo por meio das fórmulas de linha de ligação ou estrutural plana, sem representar os átomos de hidrogênio.

1. Consulte as fórmulas estruturais planas para o butano, o isobutano, o etanol, o metoximetano, o propeno e o ciclopropano, apresentadas anteriormente, e represente, em seu caderno, as cadeias carbônicas desses compostos, omitindo todos os átomos de hidrogênio das moléculas.
2. Analise as cadeias carbônicas dos seis compostos e indique semelhanças e diferenças estruturais entre as cadeias, de forma que seja possível classificar essas estruturas.

Agora, vamos compartilhar!

3. Escolha um colega para formar uma dupla e compartilhar seus registros com ele. Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões e complementem suas respostas, caso seja necessário.

Todos juntos aprendemos mais!

4. Reúnam-se com a turma e analisem a explicação das outras duplas. Há alguma semelhança e/ou diferença que vocês não notaram? Em caso afirmativo, complementem as propostas de classificação das cadeias carbônicas.

Classificação dos compostos de carbono e das cadeias carbônicas

Os átomos de carbono se combinam de diversas maneiras, resultando em cadeias carbônicas diferentes, o que faz com que os compostos de carbono apresentem diferentes propriedades físico-químicas e sejam classificados em alifáticos, alicíclicos ou aromáticos.

Os compostos **alifáticos** são aqueles que apresentam cadeia aberta com, pelo menos, duas extremidades.

Nos casos em que a cadeia apresenta apenas duas extremidades, dizemos que o composto apresenta cadeia **normal** (ou não ramificada); por outro lado, quando há mais de duas extremidades na cadeia, dizemos que o composto apresenta cadeia **ramificada**. As ligações entre os átomos de carbono também são importantes na classificação das cadeias. Compostos em que há somente ligações simples entre átomos de carbono apresentam cadeia **saturada**, ao passo que os compostos de cadeia **insaturada** são aqueles em que existe ao menos uma ligação dupla ou tripla entre átomos de carbono. Por fim, a presença de átomos de outros elementos químicos diferentes de carbono e de hidrogênio permitem que as cadeias sejam classificadas em **heterogênea** – as que apresentam heteroátomos, que são átomos de outro elemento ligados entre átomos de carbono – e **homogênea** – as que não apresentam heteroátomo.

Os compostos **alícíclicos** e os **aromáticos** são aqueles que apresentam cadeia fechada. O termo “aromático” foi originalmente usado para descrever compostos geralmente encontrados nos óleos essenciais, que exibem um aroma característico, mas atualmente é usado para classificar, principalmente, os compostos derivados do benzeno e também os que são estruturalmente relacionados a esse composto. Por sua vez, os compostos alícíclicos são os compostos de cadeia cíclica não aromáticos.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Classificações e representações para alguns compostos de carbono			
Classificação	Fórmula estrutural	Fórmula de linhas	Modelo molecular
Butano C ₄ H ₁₀ Composto alifático com cadeia normal, saturada e homogênea.	H ₃ C — CH ₂ — CH ₂ — CH ₃		
Isobutano C ₄ H ₁₀ Composto alifático com cadeia ramificada, saturada e homogênea.	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$		
Metoximetano C ₂ H ₆ O Composto alifático com cadeia normal, saturada e heterogênea.	H ₃ C — O — CH ₃		
Propeno C ₃ H ₆ Composto alifático com cadeia normal, insaturada e homogênea.	H ₃ C — CH = CH ₂		
Ciclopropano C ₃ H ₆ Composto alícíclico com cadeia normal, saturada e homogênea.	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ / \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array}$		
Benzeno C ₆ H ₆ Composto aromático.	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{HC} - \text{C} = \text{CH} \\ \quad \\ \text{HC} - \text{C} = \text{CH} \\ \\ \text{H} \end{array}$		

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

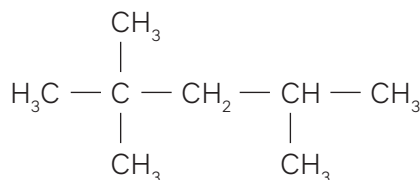
Nas cadeias ramificadas, os átomos de carbono podem ser classificados conforme descrito a seguir:

- um átomo de carbono isolado ou ligado a apenas um outro átomo de carbono é classificado como **carbono primário**;
- um átomo de carbono ligado a dois outros átomos de carbono é classificado como **carbono secundário**;
- um átomo de carbono ligado a três outros átomos de carbono é classificado como **carbono terciário**;
- um átomo de carbono ligado a quatro outros átomos de carbono é classificado como **carbono quaternário**.

O isoctano (C_8H_{18}), um dos principais compostos encontrados na gasolina, é um exemplo de composto orgânico que apresenta, simultaneamente, átomos de carbono que podem ser classificados segundo esse critério. São cinco átomos de carbono primário, um átomo de carbono secundário, um átomo de carbono terciário e um átomo de carbono quaternário.

Com base nessa classificação dos átomos de carbono, podemos definir também que os compostos orgânicos de cadeia carbônica normal (não ramificada) apresentam apenas átomos de carbono primários e secundários e que os compostos de cadeia ramificada apresentam pelo menos um átomo de carbono terciário ou quaternário.

Fórmula estrutural do isoctano



Oracic Art

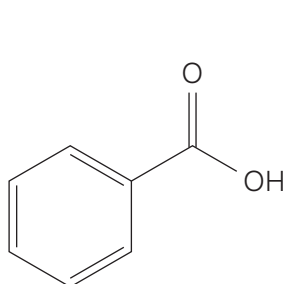
Classificação dos compostos aromáticos

Os compostos aromáticos podem ser classificados, por exemplo, em função da presença e da quantidade de anéis aromáticos que formam a molécula. O ácido benzoico ($C_7H_6O_2$), usado como conservador de alimentos, é um exemplo de **composto aromático mononuclear**, ou seja, que apresenta apenas um anel benzênico.

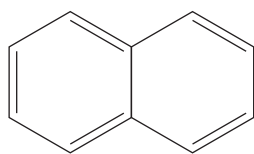
O naftaleno ($C_{10}H_8$), usado como repelente de insetos, e o antraceno ($C_{14}H_{10}$), usado como inseticida e na fabricação de corantes, apresentam mais de um anel aromático – e alguns átomos de carbono tomam parte em dois desses anéis. Por isso são exemplos de **compostos aromáticos policíclicos condensados**.

Já a benzofenona ($C_{13}H_{10}O$), usada como conservador em alguns cosméticos, é um exemplo de **composto aromático polinuclear com núcleos isolados**, pois os anéis aromáticos não estão condensados um no outro.

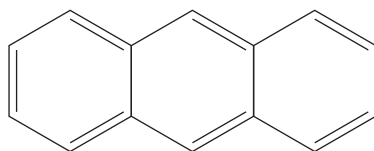
Fórmula estrutural de alguns compostos aromáticos



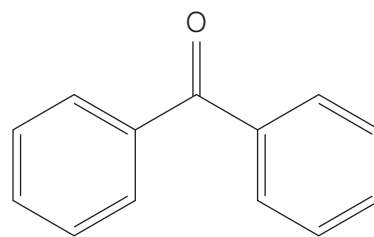
ácido benzoico



naftaleno



antraceno



benzofenona

Oracic Art

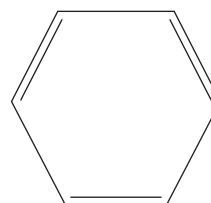
Ressonância e aromaticidade

O composto aromático mais conhecido é o benzeno, que tem cadeia carbônica formada por seis átomos de carbono com ligações duplas alternadas, formando um ciclo hexagonal regular. Contudo, o comprimento médio das ligações covalentes duplas $C = C$ (134 pm) é menor do que o comprimento médio das ligações covalentes simples $C - C$ (154 pm). Considerando esses valores, a estrutura do benzeno apresentaria a forma de um hexágono não regular.



Carrosel de imagens
Toxicidade de compostos aromáticos

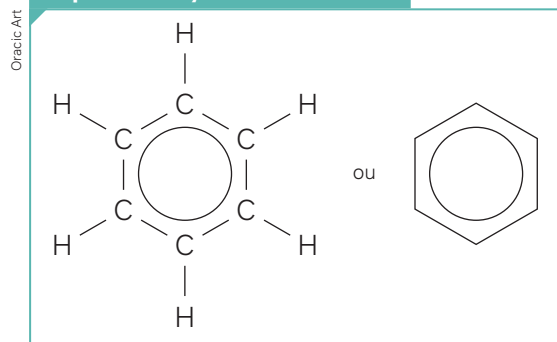
Geometria teórica do benzeno



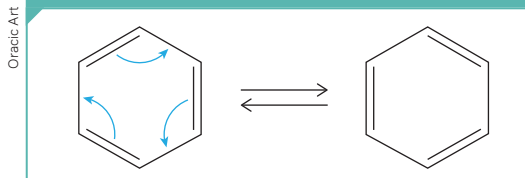
Oracic Art

Dados experimentais confirmam que a estrutura do benzeno assume, na verdade, a forma de um hexágono regular, em que todas as ligações entre os átomos de carbono têm o mesmo comprimento médio, de 139 pm, um valor intermediário se comparado ao comprimento médio das ligações $C-C$ e $C=C$. Para explicar esse desvio de suas previsões, os cientistas propuseram que, nas moléculas de benzeno, os elétrons das ligações duplas estão deslocalizados e não têm uma posição fixa entre dois átomos de carbono específicos, um fenômeno denominado **ressonância**. Por isso, a representação do benzeno pode ser feita considerando dois híbridos de ressonância, como ilustrado a seguir.

Representações do benzeno



Ressonância na molécula de benzeno

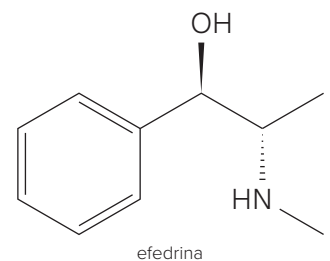


Uma vez que nenhum desses híbridos de ressonância representam sozinhos a molécula de benzeno, a estrutura do composto pode ser representada por um hexágono regular, no qual há uma circunferência circunscrita, descrevendo os seis átomos de carbono e a deslocalização dos elétrons, respectivamente.

Atividades propostas



- Represente com as fórmulas de linha de ligação os compostos orgânicos descritos a seguir.
 - Álcool isopropílico (C_3H_8O), substância alifática utilizada na limpeza de equipamentos eletrônicos, que apresenta cadeia carbônica normal, saturada e homogênea, em que o átomo de oxigênio está ligado ao carbono secundário.
 - Anilina (C_6H_7N), substância aromática de cadeia mononuclear bastante útil na fabricação de corantes e de alguns compostos bioativos.
 - Acetona (C_3H_6O), composto alifático utilizado como solvente nos produtos removedores de esmalte. A cadeia carbônica das moléculas de acetona é homogênea, o átomo de oxigênio está ligado ao carbono secundário.
 - Formaldeído (CH_2O), composto alifático presente nas soluções de formol utilizadas para a conservação de peças anatômicas.
- O estireno (C_8H_8) é um composto aromático mononuclear de cadeia ramificada utilizado na fabricação de isopor. Quantos átomos de carbono terciário são encontrados na cadeia carbônica do estireno?
- A efedrina é um dos fármacos utilizados como vasoconstritor, pois permite a recuperação rápida de pacientes com queda da pressão arterial. Sobre esse composto, é incorreto afirmar que:
 - apresenta fórmula molecular $C_{10}H_{15}NO$.
 - é um composto aromático de cadeia carbônica homogênea.
 - apresenta dois átomos de carbono primário na cadeia.
 - o átomo de oxigênio está ligado a um átomo de carbono secundário.
 - apresenta cadeia carbônica ramificada.





Terra preta: o saber e a sustentabilidade dos povos originários amazônicos

O texto a seguir oferece uma visão valiosa sobre a relação entre os povos amazônicos e seu ambiente, destacando a importância do conhecimento tradicional indígena para a agricultura e para a preservação ambiental.

Adubo pré-histórico foi planejado por indígenas da Amazônia no passado

Pesquisadores estudam práticas agrícolas dos povos originários que enriquecem o solo enquanto ajudam a manter o carbono longe da atmosfera

Um novo estudo traz evidências de que a terra preta amazônica, com alto teor de carbono e nutrientes, teria sido criada intencionalmente há milhares de anos. De acordo com os cientistas, os nativos manipulavam o lixo e o fogo de maneira controlada para elevar a produtividade de alimentos, o que teria aumentado a fertilidade do solo da floresta ao longo dos anos.

A pesquisa revela que esse solo é uma herança do manejo da terra feito pelos povos indígenas que viveram na floresta nos últimos 5 mil anos. A terra preta é um solo mais fértil que outros bastante arenosos presentes na região tropical. Por esse motivo, é mais requisitado para o plantio.

O estudo foi liderado pelo pesquisador Morgan Jason Schmidt, da Universidade Federal de Santa Catarina e do Instituto de Tecnologia de Massachusetts (MIT), dos Estados Unidos, em parceria com o Museu de Arqueologia e Etnologia (MAE) da USP e outras instituições.

Schmidt inicialmente teve apoio da Fundação Nacional da Ciência dos Estados Unidos (NSF) e, posteriormente, da Fundação Wenner-Gren, voltada a pesquisas antropológicas. [...] O pesquisador também contou com o apoio do grupo de estudos Ecologia Histórica dos Neotrópicos, coordenado pelo professor Eduardo Neves, do MAE.

“A terra preta existe em quase toda a Amazônia, dentro e fora do Brasil, mas há lugares onde ela não aparece: na bacia do Rio Juruá, por exemplo. Os nossos estudos mostram que ela foi mais disseminada a partir de mais ou menos 2 500 anos atrás”, esclarece Neves, ao ressaltar a contribuição à biodiversidade amazônica trazida pelo manejo indígena. O Rio Juruá nasce no Peru, passa pelos estados do Acre e do Amazonas e desagua no Rio Solimões, tendo uma bacia afunilada.

Anteriormente, alguns cientistas sugeriam que a terra preta teria sido formada a partir de depósitos de cinzas vulcânicas e matéria orgânica de antigos lagos, enquanto outros argumentavam que ela poderia ter sido criada por antigas populações humanas.

“Não vou dizer que era uma grande polêmica, mas era uma coisa desconhecida e havia um pouco de debate sobre isso”, avalia Schmidt ao *Jornal da USP*. No entanto, a intencionalidade ou não dessa produção era uma discussão maior.

“Havia a hipótese de que o descarte de lixo que criou a terra preta não foi uma coisa intencional, e outra hipótese de que os habitantes estavam cultivando a terra e de alguma maneira criando a terra preta, talvez intencionalmente ou talvez não. Uma não eliminava a outra”, complementa o pesquisador.

Os cinco sítios arqueológicos pesquisados ficam no norte do Mato Grosso, próximos à nascente do Rio Xingu, com datas de ocupação variando de 11 mil a 500 anos atrás. O solo dessas localidades é mais enriquecido em áreas historicamente residenciais e menos modificado em antigas estradas e praças. Assim como os assentamentos pré-históricos, as aldeias modernas no Alto Xingu têm mais que o dobro do carbono orgânico que o solo das periferias. Os pesquisadores também mediram os elementos associados ao enriquecimento do solo por ação humana, como o fósforo, o potássio, o cálcio, o magnésio, que são ao menos 10 vezes maiores nas áreas de terra preta.

Por estar em uma região tropical e de configuração muito antiga, o solo da Amazônia é ácido e tem poucos nutrientes, além de ter a toxicidade do alumínio. Algumas plantas, como a mandioca, são adaptadas a esse tipo de ambiente, porém a maioria dos alimentos não.

Tradição que persiste

Os etnoarqueólogos, como Schmidt, buscam criar uma parceria com as populações locais atuais para responder a problemas da história antiga. Para a sua investigação, o pesquisador coletou dados através de entrevistas com anciões de aldeias amazônicas que reproduzem práticas de descarte e de queima controlada muito parecidas com as das antigas populações da região.

Os pesquisadores investigaram o conhecimento dos indígenas atuais quanto ao descarte de lixo, ao manejo do solo e às crenças que envolvem a produção de terra preta, como explica Schmidt. “Essas entrevistas mostraram que eles são conscientes que estão criando terra preta e que realmente tentam fazer isso de propósito.” As semelhanças entre terras pretas antigas e modernas vão dos locais em que são preparadas em relação às habitações até a composição química.

[...]

Essas tradições persistem entre os indígenas do Alto Xingu e provavelmente se estendem a outras etnias da Amazônia com estilo de vida similar. Uma das técnicas envolve a incorporação de carvão vegetal, que vem ganhando destaque em pesquisas recentes como maneira de reduzir a acidez do solo. Além disso, a inclusão do carvão é um dos meios mais fáceis e eficazes de estocar no solo o carbono, que quando liberado para a atmosfera transforma-se num dos gases responsáveis pelo aquecimento global.

Normalmente, o material orgânico morto é decomposto por microrganismos presentes no solo e cerca de dois terços são transformados em gases de efeito estufa. Quando são controladamente queimados ou cobertos por cinza e carvão, o carbono permanece na terra por centenas de anos.

Segundo Haitsehü, um dos indígenas entrevistados pelos pesquisadores, a terra preta é conhecida como *egepe*. Os guaicurus varrem o carvão e as cinzas para onde pretendem realizar o plantio, o *ilübepe*, local que se tornará em seguida um *ilube egepütipügü*. O *ilübepe* fica a cerca de um metro do chão e funciona como uma espécie de composteira até chegar à configuração final em alguns anos.

[...]

Tecnologia ancestral

O modo de lidar com a terra pelos povos amazônicos antigos pode ser simulado na agricultura comercial, para amenizar os efeitos da degradação do ambiente. Isso porque solos ricos em nutrientes como esse minimizam as doenças que normalmente acometem as plantações industriais, em solos mais pobres. [...]

Schmidt conta que outras comunidades da região também reproduzem essa estratégia.

“A terra preta permite uma agricultura sustentável e orgânica. Como os indígenas criam um solo muito fértil, conseguem plantar sem usar agrotóxicos e adubos químicos. Algumas dessas práticas são usadas em toda a Amazônia não só pelos indígenas, mas também pelos ribeirinhos e não indígenas.”

[...]

A gestão de recursos do passado sustentou enormes populações apesar dos baixos níveis de nutrientes do solo amazônico. Isso revela a importância do conhecimento tradicional indígena para o manejo dos recursos naturais, principalmente na floresta tropical e nos rios da Amazônia.

[...]

“Havia uma população pré-colonial muito grande na Amazônia, muito densa ao longo dos rios. Por isso, hoje em dia encontramos esses assentamentos com grandes extensões de terra preta, que chegam até a 80 ou 100 hectares em alguns casos.”

As cinzas depositadas nesses reservatórios indígenas diminuem a acidez do solo e eliminam o alumínio. O carvão funciona como uma esponja que retém os nutrientes da matéria orgânica descartada no solo e impede que eles sejam escoados pela água das chuvas.

Entretanto, a estabilidade do carbono armazenado pode ser ameaçada por alterações no uso da terra e pelo aquecimento climático. Isso pode ser observado já que os locais ainda florestados são mais ricos em carbono do que os que foram desmatados recentemente.
[...]

CONTERNO, I. Adubo pré-histórico foi planejado por indígenas da Amazônia no passado. *Jornal da USP*, São Paulo, 11 out. 2023. Disponível em: <https://jornal.usp.br/ciencias/adubo-pre-historico-foi-planejado-por-indigenas-da-amazonia-no-passado/>. Acesso em: 16 maio 2024.

Trocando ideias

1. O texto descreve um aspecto cultural dos povos originários da Amazônia que resultou na terra preta. Qual é esse aspecto?
2. Com base no texto, a que conclusão você consegue chegar sobre o que faz um etnoarqueólogo?
3. O texto usa o termo “orgânico” com dois significados distintos. Quais são esses significados?
4. Na sua concepção, a tecnologia ancestral citada no texto pode ser aplicada na agricultura comercial moderna?

Princípios gerais para nomenclatura dos compostos de carbono

Até aqui, estudamos como identificar os compostos orgânicos por meio das fórmulas moleculares e das diferentes representações das estruturas químicas. Para complementar nossos estudos, neste capítulo, vamos conhecer como designar sistematicamente, ou seja, como nomear os compostos orgânicos de acordo com as regras estabelecidas pela IUPAC (sigla, em inglês, para União Internacional de Química Pura e Aplicada). Conhecer e aplicar essas regras é importante para **evitar que compostos diferentes tenham o mesmo nome**.

É importante ressaltar que muitos compostos orgânicos também podem ser designados por **nomes triviais**, que surgiram ao longo do tempo sem seguir as regras sistemáticas de nomenclatura. Por isso, a IUPAC selecionou nomes preferenciais para certos compostos. Esses nomes, conhecidos como *PIN* (sigla, em inglês, para nomes preferenciais IUPAC), surgiram como recomendação em 2013 e podem coincidir com os nomes sistemáticos ou com os nomes triviais. Neste livro, os nomes preferenciais são identificados pela abreviação entre parênteses – (*PIN*) – após o nome. A nomenclatura sistemática proposta pela IUPAC considera, a princípio, três informações sobre os compostos orgânicos:

- o número de átomos de carbono na cadeia principal é indicado na parte inicial do nome do composto por meio de um **prefixo**;
- o tipo de ligação entre os átomos de carbono – simples, duplas ou triplas – é indicado por meio de um **infixo**;
- a **classe funcional** do composto é indicada por meio de um **sufixo**.

GLOSSÁRIO

classe funcional: grupo de compostos que possuem características estruturais e propriedades químicas semelhantes.

Alguns prefixos para indicar o número de átomos de carbono

Número de átomos de C	Prefixo	Número de átomos de C	Prefixo
1	met	6	hex
2	et	7	hept
3	prop	8	oct
4	but	9	non
5	pent	10	dec

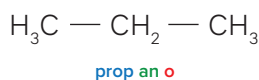
Fonte: FAVRE, H. A.; POWELL, W. H. *Nomenclature of Organic Chemistry: IUPAC Recommendations and Preferred Names 2013*. London: RSC Publishing, 2014.

Alguns infixos para indicar o tipo de ligação entre átomos de carbono

Número de átomos de C	Infixo
Só ligações simples (ou cadeias com apenas 1 átomo de carbono)	an
Uma ligação dupla	en
Uma ligação tripla	in

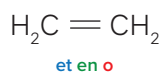
Fonte: FAVRE, H. A.; POWELL, W. H. *Nomenclature of Organic Chemistry: IUPAC Recommendations and Preferred Names 2013*. London: RSC Publishing, 2014.

Inicialmente, vamos abordar os princípios gerais da nomenclatura dos compostos de carbono considerando as diferentes moléculas formadas exclusivamente por átomos de carbono e de hidrogênio, compostos classificados como **hidrocarbonetos** que, por isso, recebem o sufixo **o** na parte final do nome.

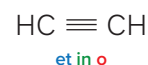


(A) O gás propano (*PIN*) é uma das substâncias encontradas no gás liquefeito de petróleo (GLP), comercializado como gás de cozinha.

Esclareça aos estudantes que os nomes etileno e acetileno são triviais e considerados nomes semissistemáticos, ou seja, nomes em que pelo menos uma das partes tem um significado sistemático, nesses casos, o infixo e o sufixo.

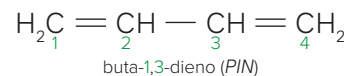
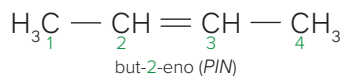
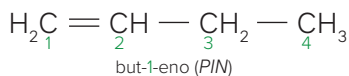


(B) O eteno (*PIN*), também conhecido como etileno, é usado na produção de polietileno, um dos plásticos mais comuns e utilizados em todo o mundo.



(C) O etino, também conhecido como acetileno (*PIN*), é usado nos maçaricos de solda industriais.

Quando houver mais de quatro átomos de carbono na cadeia de um hidrocarboneto alifático insaturado de cadeia não ramificada, será necessário indicar a posição das insaturações, que podem ser ligações duplas ou triplas. Nesses casos, os átomos de carbono são identificados por números, considerando o início da numeração a partir da extremidade da cadeia mais próxima da insaturação, como mostrado a seguir.



Esclareça aos estudantes que, em alcenos e alcinos com dois ou três átomos de carbono não substituídos, o localizador é omitido do nome.

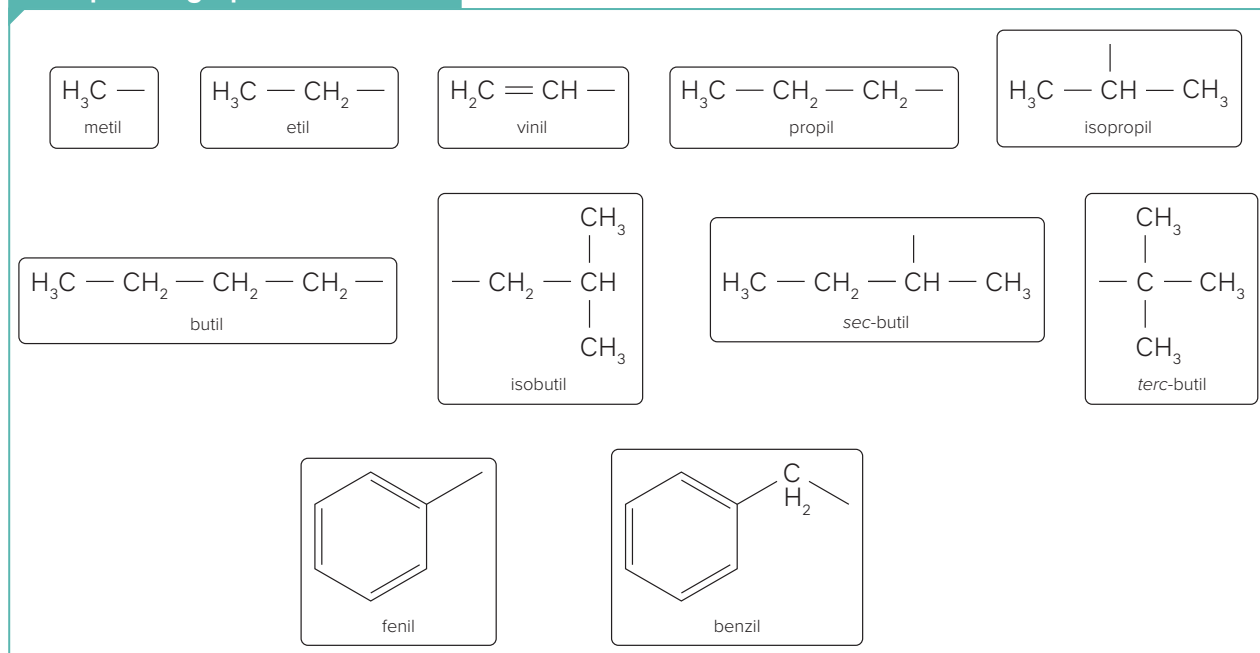
Note que os **números localizadores** (em verde) se referem à numeração do átomo de carbono insaturado com menor número e que, quando há duas insaturações do mesmo tipo, aplicamos **prefixos multiplicativos** de origem grega: di, tri, tetra etc. Por razões de sonoridade, quando os infixos -en e -in são precedidos por um prefixo multiplicativo, a letra "a" é inserida após o prefixo (e antes dos localizadores). Em todos os casos, os localizadores são separados dos nomes por hifens, como em but-2-eno; e entre si, por vírgulas, como em buta-1,3-dieno.

Considerando os compostos alifáticos de cadeia ramificada, surge a necessidade de identificar a **cadeia principal** do composto, que é o segmento da cadeia carbônica que apresenta o maior número de átomos de carbono ligados em sequência, incluindo as insaturações, nos compostos insaturados. Os átomos de carbono (e os átomos de hidrogênio ligados a eles) que não fazem parte da cadeia principal são denominados **grupos substituintes**, ou, como já estudamos, **ramificações**, e são indicados antes da designação da cadeia principal.

Alguns grupos substituintes mais comuns estão representados a seguir.

Oracric Art

Exemplos de grupos substituintes

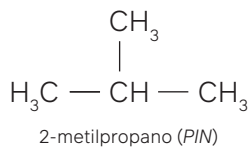


Fonte: FAVRE, H. A.; POWELL, W. H. *Nomenclature of Organic Chemistry: IUPAC Recommendations and Preferred Names 2013*. London: RSC Publishing, 2014.

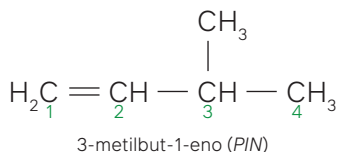
Veja alguns exemplos de hidrocarbonetos alifáticos de cadeia ramificada e os respectivos nomes sistemáticos.

Nomenclatura sistemática de alguns hidrocarbonetos alifáticos

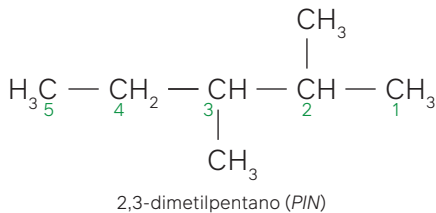
Oracric Art



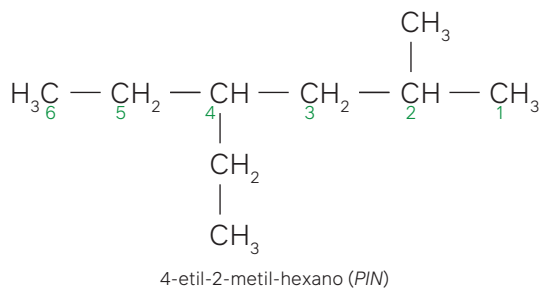
O 2-metilpropano apresenta cadeia principal saturada com três átomos de carbono e um grupo substituinte metil ligado ao carbono na posição C2. É comum não usar números para indicar a posição de grupos substituintes, quando não há chance de confusão, no entanto, todos os localizadores devem ser citados para garantir que os nomes preferenciais IUPAC sejam sempre claros e precisos.



Em casos como este, a insaturação tem preferência na numeração da cadeia principal, por isso, a ramificação está localizada na posição C3.



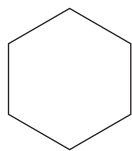
Neste caso, a cadeia principal do composto é saturada e, por isso, os átomos de carbono são numerados a partir da extremidade mais próxima a uma das ramificações, que estão ligadas nas posições C2 e C3. Note que o prefixo di indica que as duas ramificações são do mesmo tipo (metil).



Nos compostos saturados que apresentam grupos substituintes diferentes, a cadeia também é numerada a partir da extremidade mais próxima de um deles e, no nome, indicam-se os nomes desses grupos em ordem alfabética.

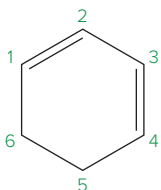
Para nomear os compostos alicíclicos, seguimos a nomenclatura sistemática, acrescentando o termo “ciclo” antes do prefixo.

Nomenclatura sistemática de alguns compostos alicíclicos



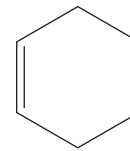
ciclo-hexano (PIN)

O termo “ciclo” indica que a cadeia carbônica é fechada, neste caso, saturada e formada por seis átomos de carbono.



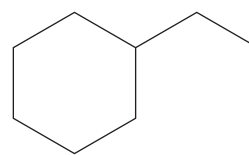
ciclo-hexa-1,3-dieno (PIN)

Neste caso, como há diferentes posições possíveis para as insaturações, é necessário localizar a posição. Lembre-se de priorizar sempre os menores números possíveis para numerar os átomos de carbono.



ciclo-hexeno (PIN)

Em casos como este, a posição da insaturação é omitida, uma vez que, independentemente da representação, a numeração dos átomos de carbono insaturados será 1 e 2.



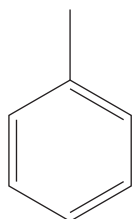
etilciclo-hexano (PIN)

A posição da ramificação, neste caso, também não precisa ser indicada, uma vez que, qualquer que seja a representação, o carbono terciário será identificado com o número 1.

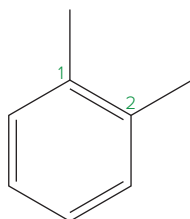
A nomenclatura dos hidrocarbonetos aromáticos mononucleares derivados do benzeno é dada seguindo as mesmas regras, indicando os nomes dos grupos substituintes antes do nome do benzeno. Para esses compostos, também costumam ser empregados nomes triviais, como no caso do tolueno, nome trivial para o metilbenzeno; e dos xilenos, nome trivial para designar os compostos em que há dois grupos metil ($-\text{CH}_3$) ligados a um anel benzênico.

Nos anéis benzênicos duplamente substituídos, também é possível localizar a posição relativa dos grupos substituintes por meio dos prefixos *orto* (do grego “diretamente”), para indicar que os grupos estão ligados nas posições 1 e 2 do anel benzênico; *meta* (do grego “depois de”), para indicar que os grupos estão ligados nas posições 1 e 3 do anel benzênico; e *para* (do grego “mais longe de”), para indicar que os grupos estão ligados nas posições 1 e 4 do anel benzênico. Observe os exemplos a seguir.

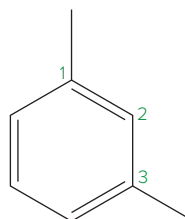
Nomenclatura de alguns hidrocarbonetos aromáticos



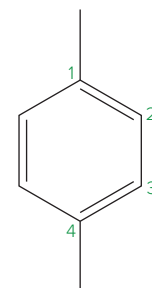
metilbenzeno
ou
tolueno (PIN)



1,2-dimetilbenzeno
(*orto*-dimetilbenzeno)
ou
1,2-xileno (PIN)
(*orto*-xileno)



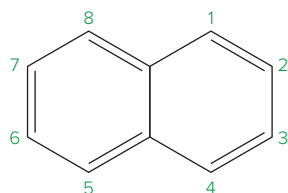
1,3-dimetilbenzeno
(*meta*-dimetilbenzeno)
ou
1,3-xileno (PIN)
(*meta*-xileno)



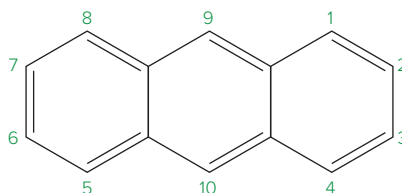
1,4-dimetilbenzeno
(*para*-dimetilbenzeno)
ou
1,4-xileno (PIN)
(*para*-xileno)

Nos hidrocarbonetos policíclicos aromáticos (HPAs), como o naftaleno, o antraceno e o fenantreno, a IUPAC estabelece uma numeração específica para os átomos de carbono no anel aromático. Essa numeração é fixa e não pode ser modificada, independentemente dos substituintes presentes na molécula. A padronização na numeração dos átomos de carbono facilita a comunicação e compreensão das estruturas químicas desses compostos entre os profissionais da Química.

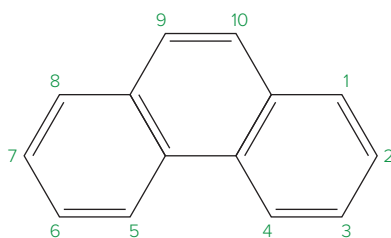
Nomenclatura de alguns hidrocarbonetos policíclicos aromáticos



naftaleno (PIN)



antraceno (PIN)



fenantreno (PIN)

Graphic Art

Saiba mais

HPAs – Hidrocarbonetos Policíclicos Aromáticos

Os hidrocarbonetos policíclicos aromáticos (HPAs) constituem uma classe com mais de 100 compostos químicos, com ocorrência natural em diversas fontes, incluindo carvão, petróleo bruto e gasolina, além de serem gerados em processos como a combustão incompleta ou pirólise de matéria orgânica, comumente encontrada em vários contextos industriais.

Em sua maioria, os HPAs não possuem usos diretos conhecidos além de propósitos de pesquisa, no entanto, alguns são empregados na produção de corantes, plásticos e agrotóxicos, como é o caso do acenafteno e do fenantreno. Destaca-se também o naftaleno, um HPA produzido em escala comercial para fabricação de outros compostos químicos, bem como para a produção de naftalina.

A exposição da população aos HPAs é comum e ocorre através de diversas fontes, incluindo a poluição do ar ambiente, resultante da exaustão de motores veiculares, bem como da fumaça gerada pela queima de madeira, combustíveis fósseis e tabaco. Esta última é uma fonte particularmente significativa de HPAs, com níveis altos desses compostos sendo encontrados na fumaça do cigarro. Além disso, eles são formados durante processos de preparação de alimentos, como grelhar ou defumar carnes, bem como durante a fritura ou o assamento em altas temperaturas.

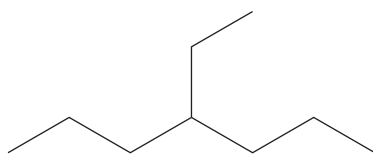
Estudos epidemiológicos têm demonstrado diversos efeitos adversos associados à exposição aos HPAs, incluindo impactos na reprodução e no desenvolvimento, tais como diminuição da fertilidade, danos cognitivos e aumento de problemas de saúde mental. Além disso, a exposição prolongada a certos HPAs por inalação ou contato dérmico está associada a uma série de problemas de saúde, incluindo irritações respiratórias, dermatológicas e até mesmo o desenvolvimento de câncer de pulmão e de pele.

Atividades propostas



1. Considerando diferentes possibilidades, represente o maior número de estruturas compatíveis com a fórmula molecular C_5H_{12} e informe o nome sistemático para esses compostos.
2. A nomenclatura sistemática dos compostos orgânicos permite que cada substância seja designada por um nome único, com base nas características estruturais. Qual é o nome sistemático dos compostos representados a seguir?

a)



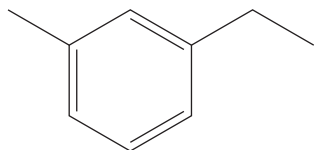
Oraclic Art

c)



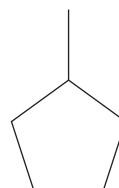
Oraclic Art

b)



Oraclic Art

d)



Oraclic Art

3. Um estudante designou incorretamente um composto aromático como 2,5-dimetilbenzeno. Qual foi o erro cometido na nomenclatura desse composto? Explique e indique o nome correto para o composto.
4. Sobre o 2-metilpentano, julgue as afirmações como verdadeiras ou falsas.
 - I. Apresenta cadeia carbônica normal.
 - II. Apresenta fórmula molecular C_6H_{14} .
 - III. É um composto de cadeia insaturada.
 - IV. Apresenta três átomos de carbono primários.

Recapitule



Neste capítulo, pudemos estudar alguns conceitos essenciais para a Química Orgânica, também conhecida como a química dos compostos de carbono, elemento químico cujos átomos são tetravalentes e capazes de se ligar com átomos de outros elementos e com outros átomos de carbono para formar, nesses casos, estruturas denominadas cadeias carbônicas. Essas características dos átomos de carbono permitem a existência de milhões de substâncias, por isso, nos estudos da Química Orgânica, é importante representar os compostos de forma que as características estruturais das moléculas sejam inequivocamente indicadas. Também foram abordadas as regras para que os compostos orgânicos sejam nomeados de forma sistemática. Todos esses conceitos serão retomados e aprofundados nos próximos capítulos desta unidade.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da próxima questão: O que se pode prever sobre a nomenclatura de um composto alifático saturado que apresenta cadeia homogênea e fórmula molecular C_3H_6O ?

Agora, siga os passos a seguir para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo:

1. **Afirmar:** Em seu caderno, escreva uma afirmação sobre um aspecto importante do conteúdo estudado neste capítulo, por exemplo: "Os átomos de carbono são essenciais na Química Orgânica porque podem formar uma ampla variedade de estruturas".
2. **Apoiar:** Busque, no texto do capítulo, evidências que vão apoiar sua afirmação. Transcreva esses trechos em seu caderno.
3. **Justificar:** Explique como e por que as evidências escolhidas por você apoiam a afirmação indicada anteriormente.
4. Organize essas informações e compartilhe com os colegas da turma sua **afirmação**, as **evidências** e suas **justificativas**.

Hidrocarbonetos



Luciana Whitaker/Pulsar Imagens



Sergio Moraes/Reuters/Fotoarena

(A) Unidade flutuante de armazenamento e transferência de petróleo e gás natural localizada a 290 km da costa do estado do Rio de Janeiro, 2010. (B) O funcionário de uma petrolífera segura uma amostra de petróleo na unidade flutuante de armazenamento e transferência. Angra dos Reis (RJ), 2011.



Para refletir

1. A indústria petrolífera tem grande relevância para a economia mundial. Por que o petróleo é considerado a fonte de energia mais importante da atualidade? Quais são os desafios ambientais e tecnológicos associados à exploração e ao uso do petróleo?
2. No que consiste o processo de refino do petróleo? Explique brevemente qual propriedade físico-química possibilita a separação de frações de misturas de substâncias durante esse processo.
3. É possível transformar hidrocarbonetos em outros produtos químicos com outras utilidades?

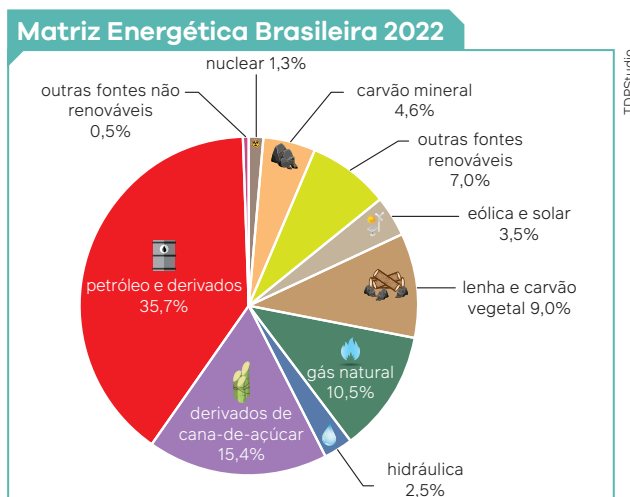
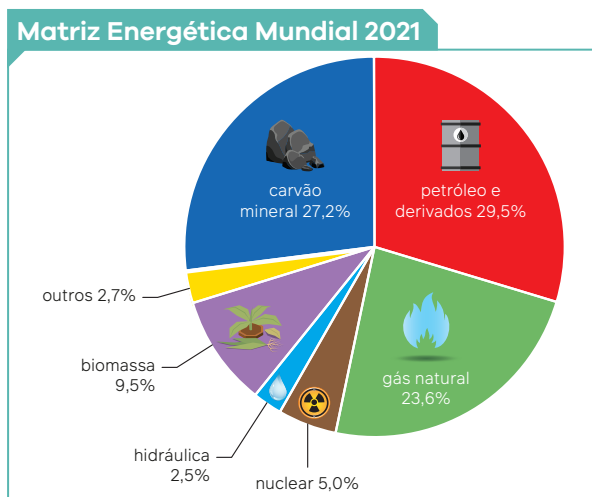
Objetivos do capítulo

- Compreender que o petróleo é uma das principais fontes de hidrocarbonetos.
- Relacionar as propriedades físico-químicas dos hidrocarbonetos, como as temperaturas de fusão e de ebulição e a reatividade, com a constituição estrutural dos compostos.
- Diferenciar e equacionar as reações de adição e substituição de hidrocarbonetos e prever os produtos dessas reações.

Obtenção de hidrocarbonetos

O **petróleo**, uma das principais fontes de energia do mundo, é composto de uma complexa mistura de **hidrocarbonetos** – que são os compostos formados somente por átomos de carbono e hidrogênio – e outras substâncias. A extração e o refino do petróleo permitem a obtenção de diversos produtos essenciais para a indústria e para o dia a dia, como gasolina, diesel, querosene e lubrificantes, além de matérias-primas para a produção de plásticos e fertilizantes.

Os hidrocarbonetos são a principal fonte de energia do planeta e reúnem um conjunto de compostos importantes para a indústria química. Esses compostos são obtidos principalmente de fontes fósseis, como o gás natural, o petróleo e a hulha, um tipo de carvão mineral resultante da madeira fossilizada, e correspondem a cerca de 80% da matriz energética mundial e a mais de metade da matriz energética brasileira.



Fonte: BRASIL. *Matriz Energética e Elétrica*. Empresa de Pesquisa Energética (EPE), Rio de Janeiro, [202-]. Disponível em: <https://www.epe.gov.br/pt/abcdenergia/matriz-energetica-e-eletrica>. Acesso em: 15 maio 2024.

Neste capítulo, vamos aprender mais sobre as principais formas de obtenção dos hidrocarbonetos, bem como conhecer as propriedades físico-químicas e as reações químicas características dessa classe de compostos.

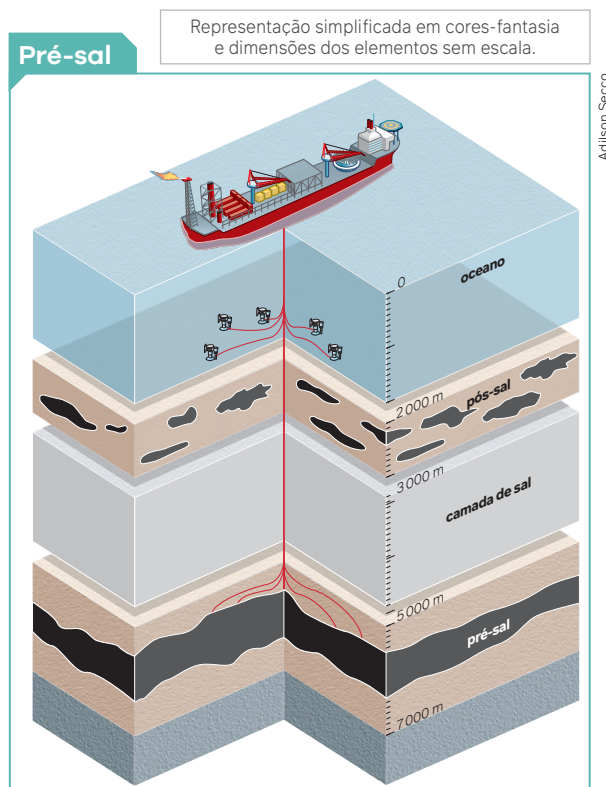
O petróleo

Uma das teorias científicas sobre a origem do petróleo é a da decomposição de matéria orgânica soterrada, principalmente no leito dos oceanos pré-históricos. Nesses ambientes pobres em gás oxigênio, a matéria orgânica – submetida à ação de bactérias, calor e pressão – passou por transformações químicas, formando diferentes compostos que foram acumulados em jazidas, ou reservatórios, durante um longo período, entre 10 e 500 milhões de anos atrás. Uma vez formado, o petróleo migra de rochas geradoras para rochas-reservatório devido à pressão das camadas sedimentares.

No ano de 2023, o Brasil atingiu a produção de 3,4 milhões de barris de petróleo por dia, em grande parte (cerca de 75%) obtido das reservas da camada pré-sal, grandes jazidas de petróleo localizadas entre 5 e 7 km abaixo do leito do mar, que começaram a ser exploradas em 2006.

Fonte: PETROBRAS. *Pré-sal*. Rio de Janeiro: PETROBRAS, c2024. Disponível em: <https://www.petrobras.com.br/pre-sal>. Acesso em: 10 jun. 2024.

Representação esquemática das camadas geológicas entre a superfície dos oceanos e os reservatórios do pré-sal. Nessa camada, o petróleo está armazenado nos poros das rochas-reservatório, rochas sedimentares formadas há mais de 100 milhões de anos.



Entretanto, não utilizamos o petróleo bruto como fonte de energia. Nas refinarias, por meio dos processos de decantação e filtração, são separadas do petróleo impurezas como água, areia e pedaços de rochas. Em seguida, o petróleo é submetido à **destilação fracionada** e, com base na temperatura de ebulição, são obtidas as frações de substâncias que compõem o petróleo.

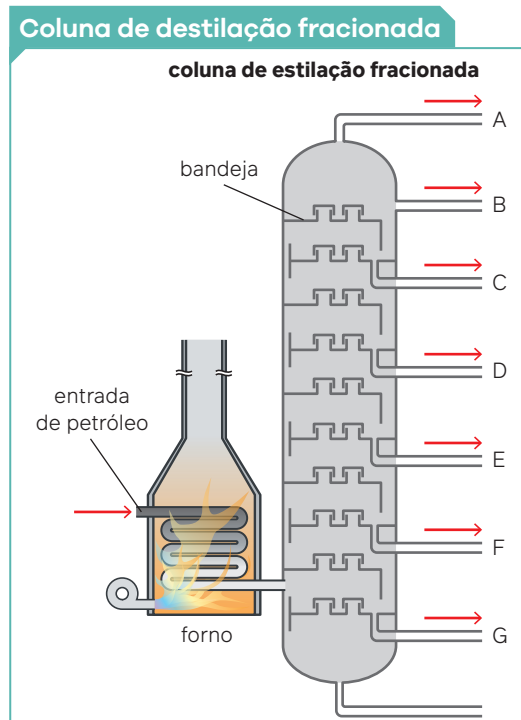
A composição do petróleo varia de acordo com a localização geográfica da jazida, influenciada por fatores como o tipo de matéria orgânica original, as condições de deposição e os processos geológicos que ocorreram ao longo do tempo. Além dos hidrocarbonetos, o petróleo também contém pequenas quantidades de compostos formados por átomos de enxofre, nitrogênio, oxigênio e metais, substâncias que podem afetar as propriedades do petróleo, como a densidade, e influenciar na complexidade dos processos de refino.

Na destilação fracionada, inicialmente, o petróleo bruto é aquecido em um forno a temperaturas entre 350 °C e 400 °C. Nesse estágio, a maior parte dos componentes do petróleo vaporiza. Essa mistura de vapores e líquidos resultante do aquecimento é introduzida na base da coluna de fracionamento – um grande cilindro vertical dividido internamente em bandejas ou pratos perfurados. À medida que a mistura sobe pela coluna, a temperatura vai diminuindo gradualmente, permitindo que as substâncias condensem em diferentes alturas da coluna. Nesse processo, os hidrocarbonetos com temperatura de ebulição mais altas condensam e são recolhidos nas bandejas mais inferiores da coluna. Já os hidrocarbonetos com menor massa molar sobem para os níveis mais altos na coluna antes de condensar e são recolhidos nos níveis superiores da coluna. No topo da coluna de fracionamento, são recolhidos os hidrocarbonetos gasosos em temperatura ambiente.

Na destilação fracionada do petróleo não são obtidas substâncias puras, mas, sim, frações constituídas de misturas de compostos com temperaturas de ebulição próximas. Além disso, algumas das frações obtidas, especialmente aquelas com menor valor comercial, podem passar por processos adicionais de tratamento e melhoria, para que apresentem maior valor agregado. O **craqueamento** é um desses processos, no qual são empregadas reações químicas que promovem o rompimento de moléculas com cadeias carbônicas longas para a produção de substâncias com cadeias carbônicas menores, como o gás butano.

Representação simplificada em cores-fantasia e dimensões dos elementos sem escala.

Representação esquemática de uma coluna para destilação fracionada do petróleo com indicação de algumas frações típicas que podem ser obtidas nesse processo de separação.



Adilson Secco

Frações típicas do petróleo e algumas de suas características

Fração	Número de átomos de carbono nas moléculas	Temperatura de ebulição (°C)
(A) Gás combustível	1 a 4	< 40
(B) Solventes orgânicos	5 a 7	20 – 100
(C) Gasolina	5 a 11	60 – 100
(D) Querosene	9 a 16	175 – 325
(E) Óleo diesel	15 a 25	250 – 350
(F) Óleos lubrificantes	20 a 50	300 – 370
(G) Outros óleos combustíveis	50 a 70	370 – 600
(H) Asfalto	mais de 70	> 600

Fontes: BRUICE, P. Y. *Química orgânica*. 4. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2006. v.1.; SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. B. *Organic chemistry*. 10th ed. New Jersey: John Wiley & Sons, 2011.; VOLLHARDT, P.; SHORE, N. *Química orgânica: estrutura e função*. 6. ed. Porto Alegre: Bookman, 2013.



Desafios ambientais da indústria de petróleo e gás natural

No cenário atual, em que os eventos climáticos extremos são cada vez mais comuns, promover tecnologias que visem à transição energética para uma matriz cada vez mais independente de combustíveis fósseis e de fontes não renováveis é essencial para garantir a sustentabilidade da vida no planeta Terra. Diversos governos e empresas privadas já se comprometeram nesse sentido.

Leia o texto a seguir, analise as questões propostas e registre suas reflexões no caderno.

Transição energética: a mudança de energia que o planeta precisa

Substituir uma fonte de energia por outra mais sustentável é vista como uma atitude fundamental e vem sendo discutida no mundo inteiro

Você sabe o que é a “transição energética”? Essa palavra está cada vez mais em evidência com a mudança climática em todo o mundo. A necessidade de ações mais focadas na redução de emissão de gases do efeito estufa (GEE), como na utilização de geração [de] energia com fontes renováveis, é essencial para o planeta.

Desde os primórdios da civilização humana passamos por algum tipo de transição energética. Seja ela humana, animal ou até mesmo aquela vinda da queima dos combustíveis fósseis, como o petróleo e o carvão. A evolução de uma comunidade ou região pode ser analisada com base na forma de controlar e consumir energia.

Atualmente, quando falamos de transição energética, estamos destacando a mudança de uma fonte de energia para outra de forma mais sustentável, ou seja, uma matriz que reduza as emissões de gases de efeito estufa.

Além disso, a transição energética tem sido apontada como um dos grandes pilares para o crescimento econômico e social dos países, de forma justa e inclusiva.

O Ministério de Minas Energia (MME) é um dos protagonistas mundiais deste tema e é o principal responsável pela Política Nacional de Transição Energética, que poderá levar o Brasil para outro nível mundial em fontes renováveis de energia. Hoje, o país já utiliza 48% de energia renovável, acima da média mundial que é de 15%. Contudo, ainda tem grande potencial de recursos hídricos, solar e eólico para ser explorado de forma estável e eficiente para o sistema.

A transição energética é um conjunto de políticas fundamentais para o setor energético e para o desenvolvimento socioeconômico do país. O grande desafio é conciliar geração de emprego, renda, inclusão social, combate às desigualdades, melhoria da qualidade de vida do brasileiro, reindustrialização, preservação da biodiversidade e da qualidade ambiental, entre outros.

Indústria e transporte

Os setores da indústria e de transportes tiveram um papel importante na trajetória dos últimos 50 anos no consumo de energia no Brasil. Cerca de dois terços de toda energia consumida pelo brasileiro *se deu* nesses segmentos.

Na questão do consumo, 18% da energia foi na forma de eletricidade e 82% a partir da queima de combustíveis, sejam em biocombustíveis ou combustíveis fósseis.

Portanto, a política de transição no Brasil busca a eletricidade renovável e ampliar essa participação para ajudar os setores industriais e de transportes a reduzir a pegada de carbono. Além de serem competitivos, ao mesmo tempo em que também usa os combustíveis de Baixo Carbono para cobrir o restante dessa oferta.

BRASIL. Ministério de Minas e Energia. *Transição energética: a mudança de energia que o planeta precisa*. Brasília, DF: MME, 3 out. 2023. Disponível em: <https://www.gov.br/mme/pt-br/assuntos/noticias/transicao-energetica-a-mudanca-de-energia-que-o-planeta-precisa>. Acesso em: 18 jun. 2024.

Trocando ideias

1. De acordo com o texto, o que é transição energética?
2. O texto afirma que a humanidade já passou por transições energéticas.
 - a) Busque trechos que confirmem essa afirmação.
 - b) Explique como ocorreram essas transições.
3. Quais são as transformações e os desafios enfrentados pelas políticas de transição energética?

Alcanos

Devido à variedade estrutural das moléculas dos hidrocarbonetos, é comum estudá-los em diferentes grupos com base no tipo de ligação existente entre os átomos de carbono. Os **alcanos** são os hidrocarbonetos nos quais todas as ligações carbono-carbono são ligações simples. Nesse grupo de compostos também podem ser incluídos os **cicloalcanos**, compostos em que todos ou alguns dos átomos de carbono estão dispostos em uma cadeia cíclica e, entre esses átomos, também se estabelecem ligações simples. Em outras palavras, podemos definir os alcanos e os cicloalcanos como hidrocarbonetos de cadeia carbônica saturada, sendo o gás natural e o petróleo as principais fontes de obtenção desses compostos.

Nos alcanos, todos os átomos de carbono apresentam geometria tetraédrica. Considerando essa geometria e a pequena diferença entre os valores de eletronegatividade entre os átomos de carbono e de hidrogênio, podemos definir que os hidrocarbonetos são compostos praticamente apolares, em que se verificam forças intermoleculares do tipo dipolo induzido. Por essa razão, os alcanos são compostos com baixíssima ou nenhuma solubilidade em água, mas que, no geral, têm solubilidade considerável em grande parte dos solventes orgânicos mais comuns, como a acetona. Além disso, eles apresentam temperaturas de fusão e de ebulição sensivelmente menores quando comparados aos compostos polares, sejam esses orgânicos, sejam inorgânicos, e observa-se que geralmente os valores de TF e TE dos alcanos aumentam em função da massa molar desses compostos. Se achar pertinente, comente com os estudantes que a temperatura de fusão do propano e do etano não seguem a previsão com base na massa molar. Nesse caso, as moléculas menores do etano permitem uma interação intermolecular mais eficiente, o que resulta em uma organização molecular mais estável no estado sólido, requerendo mais energia no processo de fusão. Por isso, a temperatura de fusão do etano é ligeiramente mais alta.

Temperaturas de fusão e de ebulição de alguns alcanos

Fórmula molecular	Composto	Massa molar (g/mol)	TF (°C) a 1 atm	TE (°C) a 1 atm
CH ₄	Metano	16	-182,5	-161,5
C ₂ H ₆	Etano	30	-182,8	-88,6
C ₃ H ₈	Propano	44	-187,8	-42,1
C ₄ H ₁₀	Butano	58	-138,3	-0,5
C ₅ H ₁₂	Pentano	72	-129,6	+36,1

Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (eds.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

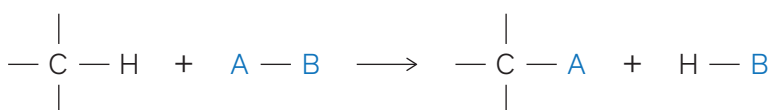
Reações de substituição em alcanos

Se não consideramos as reações de combustão, verificamos que os alcanos são compostos pouco reativos e, por essa razão, são frequentemente denominados parafinas (do latim *parum affinis*, que pode ser traduzido como “pequena afinidade”). Contudo, tanto os alcanos quanto os cicloalcanos com cinco ou mais átomos de carbono podem participar de reações químicas específicas, como as reações de substituição. Nessas reações, sob condições específicas, um ou mais átomos de hidrogênio de um hidrocarboneto podem ser substituídos por átomos de outros elementos químicos ou por grupos orgânicos que, por esse motivo, são chamados de **grupos substituintes**.

Se liga

Parafina é um termo usado também para designar a mistura de alcanos utilizada na confecção de velas. Os alcanos que formam esse material têm elevados valores de massa molar, por exemplo, 506 g/mol, para o composto com fórmula molecular C₃₆H₇₄, e temperaturas de fusão que variam dos 47 °C aos 65 °C.

As principais reações de substituição em alcanos e em cicloalcanos com cinco ou mais átomos de carbono são as **halogenações**, assim denominadas em função do reagente utilizado nos processos. Tanto no caso dos alcanos quanto dos cicloalcanos, o produto orgânico mantém a mesma estrutura carbônica que o reagente original.



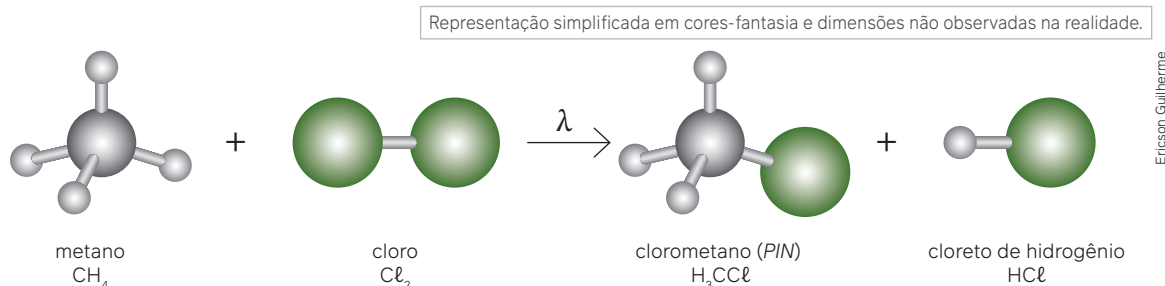
Representação de uma reação de substituição genérica.

Oraclic Art

Halogenação em alcanos

Nas reações de halogenação em alcanos, um ou mais átomos de hidrogênio são substituídos por átomos de halogênios por meio de reações entre o composto orgânico e moléculas de flúor (F_2), cloro (Cl_2), bromo (Br_2) ou iodo (I_2) sob radiação ultravioleta (que costuma ser representado por λ) ou aquecimento (que costuma ser representado por Δ), geralmente acima dos 300 °C. A ordem de reatividade das moléculas dos halogênios é $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$ e as halogenações são realizadas principalmente utilizando Cl_2 e Br_2 . As fluorações dos alcanos – reações com moléculas de flúor – são reações difíceis de controlar e, devido à alta reatividade das moléculas de F_2 , podem ser explosivas. Por outro lado, as iodações dos alcanos – reações com moléculas de iodo – são reações muito lentas.

A monocloração do gás metano (CH_4), por exemplo, é o nome específico para a reação em que apenas um átomo de hidrogênio é substituído por um átomo de cloro.



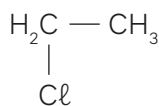
Representação da reação de monocloração do metano.

Se houver moléculas de cloro em excesso, esta reação pode continuar permitindo a obtenção de outros derivados clorados do metano, como o diclorometano (CH_2Cl_2), o triclorometano ($CHCl_3$) e o tetraclorometano (CCl_4).

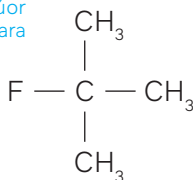
Os compostos obtidos por meio da halogenação dos alcanos são classificados como **haletos de alquila**, por definição, uma classe funcional na qual os compostos orgânicos contêm um ou mais átomos de halogênio (flúor, cloro, bromo ou iodo) ligados diretamente a um átomo de carbono isolado ou a um átomo de carbono saturado. Os haletos de alquila são altamente reativos e, por isso, são empregados como matéria-prima na produção de outros compostos orgânicos, como será estudado neste capítulo.

A nomenclatura sistemática dos haletos de alquila segue as regras estudadas para os hidrocarbonetos, considerando os átomos dos halogênios como um dos substituintes ligados à cadeia principal. Alternativamente, os compostos mais simples dessa classe podem ser designados conforme a nomenclatura de classe funcional. Nesse caso, indicamos o nome do haleto correspondente seguido pela preposição “de” e pelo nome do grupo orgânico ligado ao halogênio. A IUPAC estabelece uma nomenclatura preferencial para certos compostos orgânicos. Para indicá-la nos exemplos a seguir, foi utilizado o termo *PIN* (sigla em inglês para nomes IUPAC preferidos) ao lado de cada nome. O termo *vinil* é usado para indicar o grupo substituinte $H_2C = CH -$.

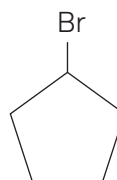
Professor, evidencie que os compostos orgânicos que contêm átomos de flúor são nomeados usando o termo **fluoro** para indicar esse grupo substituinte.



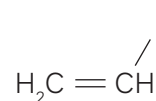
cloroetano (PIN)
ou
cloreto de etila



2-fluoro-2-metilpropano (PIN)
ou
fluoreto de *terc*-butila



bromociclopentano (PIN)
ou
brometo de ciclopentila



iodoeteno (PIN)
ou
iodeto de vinila

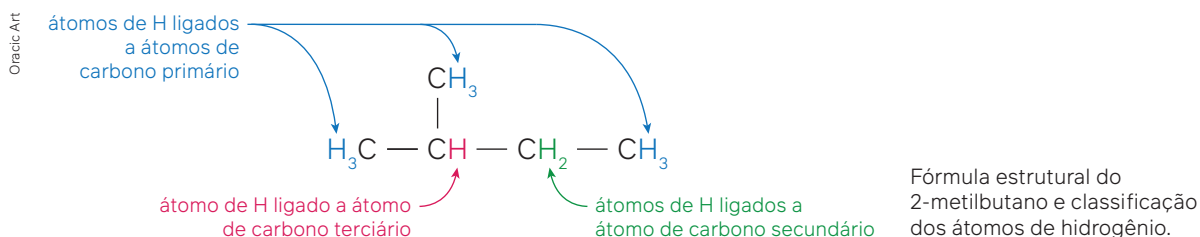
Saiba mais

Clorofórmio: um exemplo de solvente clorado

O **clorofórmio**, ou triclorometano, é uma substância que, no passado, foi muito utilizada como anestésico. Atualmente, essa aplicação foi abandonada devido a preocupações com segurança e toxicidade.

Esse composto é predominantemente utilizado como solvente em laboratórios, graças à sua capacidade de dissolver substâncias polares e apolares. Por isso, é muito usado nos processos de obtenção de compostos naturais, especialmente na extração de alcaloides, como a cafeína, e outros compostos naturais, bem como na síntese de diversos compostos químicos de interesse para as indústrias química e farmacêutica.

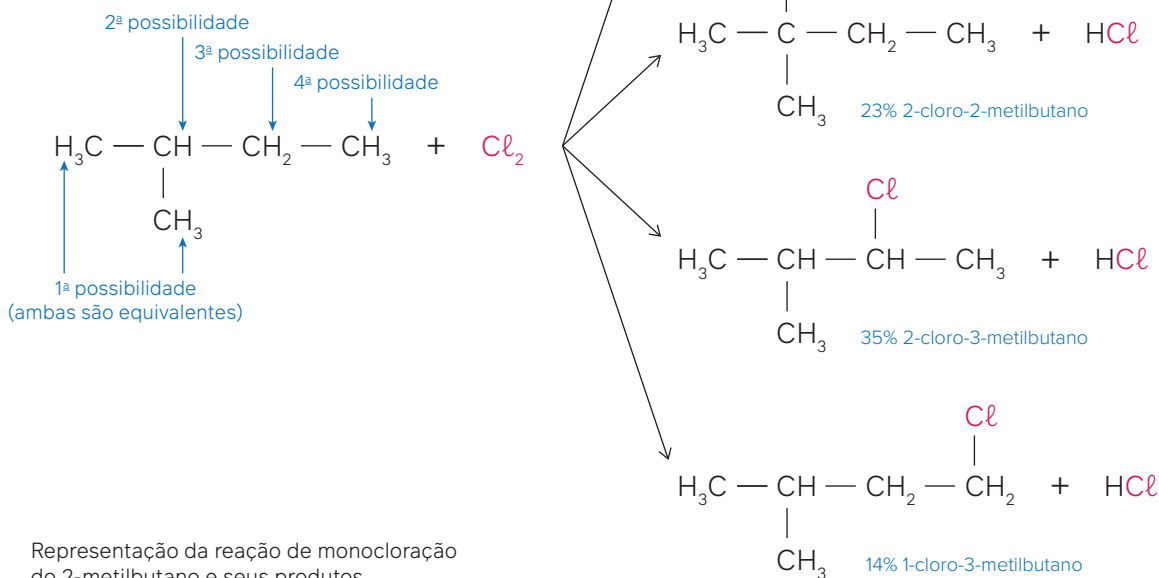
Nas monohalogenações dos alcanos com três ou mais átomos de carbono na estrutura, é obtida uma mistura em que compostos diferentes, mas com a mesma fórmula molecular (**isômeros**), mas estão presentes em diferentes proporções. Para exemplificar, vamos considerar a monocloração das moléculas de 2-metilbutano, em que há átomos de hidrogênio ligados a átomos de carbono primário, secundário e terciário.



Experimentalmente, determinou-se que a energia necessária para romper as ligações C — H é menor nos casos em que o átomo de hidrogênio está ligado a um átomo de carbono terciário se comparada com a energia necessária para romper as ligações C — H nos casos em que o átomo de hidrogênio está ligado a um átomo de carbono secundário ou primário. Assim, podemos estabelecer uma ordem de facilidade com que os átomos de hidrogênio podem ser substituídos na molécula.

Considerando essa ordem de facilidade e as diferentes possibilidades de substituição, para a monocloração do metilbutano, podemos prever a formação de quatro isômeros em quantidades diferentes. Sendo que o produto preferencialmente formado será aquele que resultar da substituição do átomo de hidrogênio ligado ao átomo de carbono terciário.

Professor, esclareça aos estudantes que, nas reações de substituição nos alcanos, indicar que o produto é "preferencialmente formado" não significa que ele é o majoritário. Mostre a eles que existem nove átomos de hidrogênio ligados aos átomos de carbono primário (cada um representando cerca de 4,6% dos conformeros formados), dois ligados ao átomo de carbono secundário (cada um podendo representar cerca de 17,5% dos enantiômeros formados) e apenas um átomo de hidrogênio ligado ao carbono terciário (representando 23% do total dos produtos). Nesse momento, não é preciso usar os termos *conformeros* e *enantiômeros*, no Capítulo 22, abordaremos os tipos de isomeria.



Observe o nome dos produtos obtidos e note que a numeração da cadeia carbônica inicia-se pela extremidade mais próxima do cloro e não do grupo metil. Dizemos que a indicação de halogênios tem maior prioridade do que grupos alquila.



- Os alcanos de fórmula molecular C_5H_{12} são compostos bastante utilizados na indústria para promover a expansão de espumas de poliestireno (isopor) e de poliuretano, utilizadas em isolamento térmico, embalagens, materiais de construção e em produtos de consumo diversos. Além disso, esses alcanos podem participar de reações de substituição, como as monoclorações.
 - Indique as fórmulas estruturais e os nomes sistemáticos de três compostos compatíveis com a fórmula molecular C_5H_{12} .
 - Quantos compostos monoclorados podem ser obtidos a partir de cada um dos compostos indicados? Escreva as fórmulas estruturais e os nomes sistemáticos de cada um deles.
- Os clorofluorocarbonetos (CFCs) são haletos de alquila que foram muito utilizados em várias aplicações industriais e comerciais devido às suas propriedades únicas, como baixa toxicidade, inércia química e estabilidade. No entanto, em razão de seus efeitos negativos no ambiente, especialmente na depleção da camada de ozônio, o uso de CFCs tem sido progressivamente reduzido e regulamentado. Os CFCs mais comuns são designados por códigos alfanuméricos. O CFC-11 é o triclorofluorometano; o CFC-12, o diclorodifluorometano; e o CFC-113, o 1,1,2-tricloro-1,2,2-trifluoroetano. Represente as fórmulas estruturais desses CFCs.
- Um dos produtos obtidos na monocloração de um alcano é o 2-cloropropano. Indique as fórmulas estruturais e os nomes sistemáticos para o alcano precursor e para o outro composto monoclorado obtido dessa reação.

Alcenos e alcinos

Os hidrocarbonetos que contêm pelo menos uma **ligação dupla** entre átomos de carbono são classificados como **alcenos**. O eteno (C_2H_4) e o propeno (C_3H_6) são os dois alcenos mais simples e importantes matérias-primas para diversos produtos utilizados no cotidiano. O eteno, por exemplo, é usado como reagente na síntese de etanol (álcool comum), óxido de etileno (gás utilizado na esterilização de materiais sensíveis à temperatura) e polietileno (o tipo de plástico mais comum). Além disso, essa substância também atua como um hormônio vegetal, produzido por frutas como tomates e bananas, sendo o responsável por seu processo de amadurecimento. Ele é amplamente utilizado a fim de provocar o amadurecimento dessas frutas uma vez que elas são menos suscetíveis a danos durante o transporte quando ainda estão imaturas. Já o propeno é usado na fabricação do polipropileno (outro tipo de material plástico) e na síntese de outras substâncias, como a acetona (usada como solvente de tintas e esmaltes).

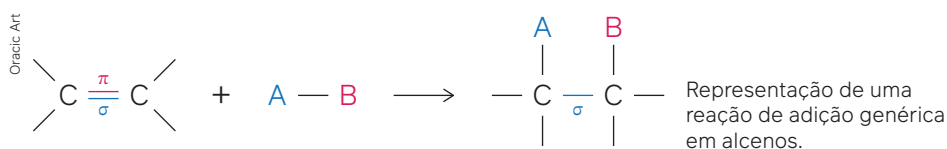
Os **alcinos**, por sua vez, são os hidrocarbonetos que contêm pelo menos uma **ligação tripla** entre átomos de carbono. O alcino mais simples, o etino (C_2H_2), também conhecido como acetileno, é utilizado em processos de soldagem e corte de metais. Quando queimado na presença de gás oxigênio, produz chama que pode alcançar temperaturas de cerca de 3 500 °C. Além disso, essa substância é matéria-prima para a obtenção de diversos tipos de plástico, como o PVC (cloreto de polivinila), e de borrachas sintéticas, como o neoprene.

Como os alcanos, os alcenos e alcinos também são compostos praticamente apolares e, por isso, apresentam baixíssima ou nenhuma solubilidade em água, e as temperaturas de fusão e de ebulição desses compostos também aumentam em função da massa molar.

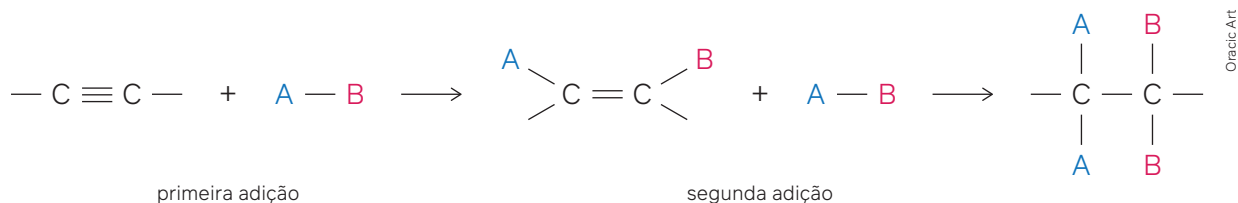
Reações de adição aos alcenos e aos alcinos

Diferentemente dos alcanos, os alcenos e alcinos são compostos com maior reatividade, podendo participar de diferentes tipos de reação. Neste capítulo, vamos abordar aquelas conhecidas como **reações de adição**. Essas reações são características dos alcenos e dos alcinos, mas também podem ocorrer em cicloalcanos formados por ciclos de três ou de quatro átomos de carbono. Em todos os casos, as reações de adição envolvem dois reagentes que são combinados para formar um único produto ou uma mistura de isômeros.

De acordo com o reagente a ser adicionado à molécula orgânica, as reações de adição recebem nomes específicos. Assim, as **hidrogenações** envolvem a adição de moléculas de hidrogênio (H_2); as **halogenações**, a adição de moléculas dos halogênios; as **hidro-halogenações**, a adição de haletos de hidrogênio; e as **hidratações**, a adição de moléculas de água. Nos alcenos, ocorre o rompimento da ligação π seguida da formação de novas ligações σ .

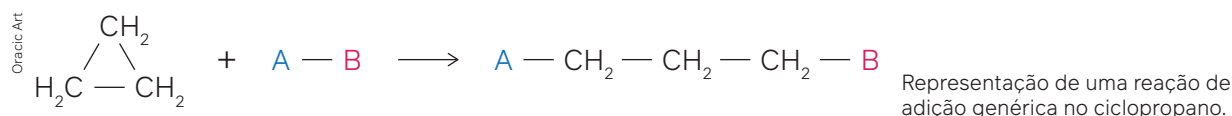


Por sua vez, as adições aos alcinos ocorrem em duas etapas, visto que há duas ligações π que podem ser quebradas para formar novas ligações σ :



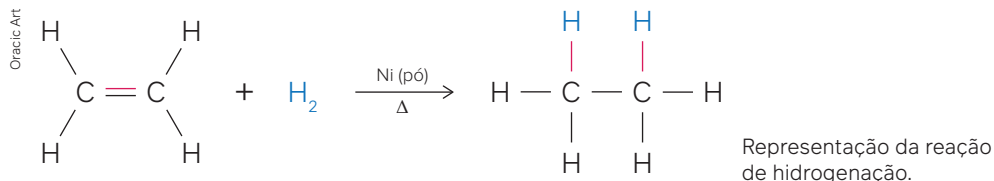
Representação de uma reação de adição genérica em alcinos.

As adições aos cicloalcanos, com menos de cinco átomos de carbono no anel, ocorrem com a abertura do ciclo (rompimento de uma das ligações σ) seguida da formação de novas ligações. Observe um exemplo a seguir.

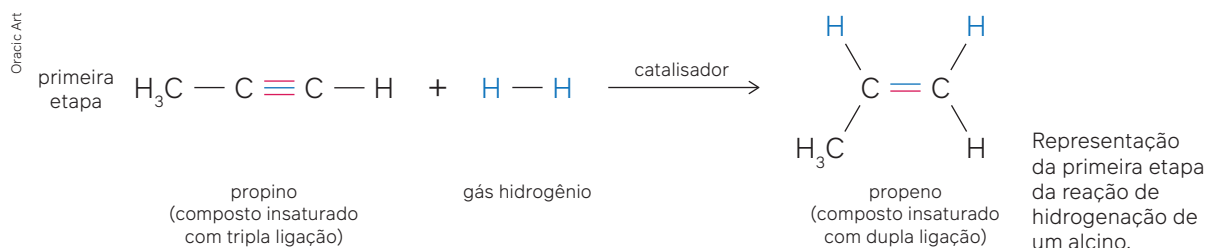


Reações de hidrogenação

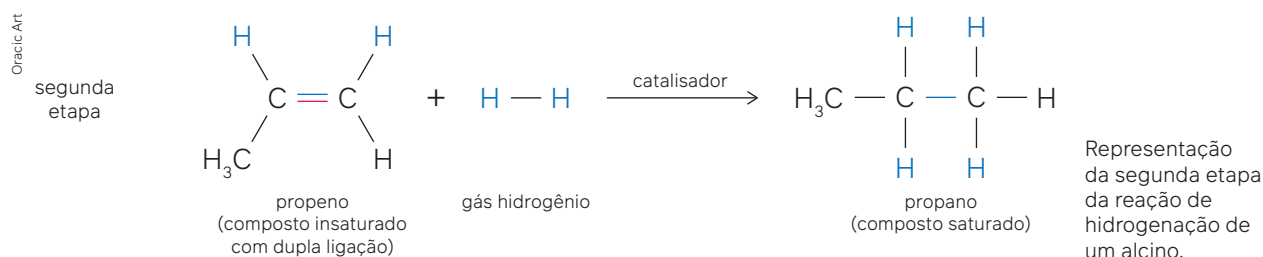
A adição de moléculas de H_2 aos alcenos também são conhecidas como reação de Sabatier e Senderens, em homenagem aos químicos franceses Paul Sabatier (1854-1941), ganhador do prêmio Nobel de Química em 1912, e Abbé Jean-Baptiste Senderens (1856-1937). Isso se deve ao fato de que os químicos, em 1897, notaram que o eteno era transformado em etano ao reagir com o gás hidrogênio na presença de níquel metálico – Ni(s) –, catalisador da reação. Atualmente, além do níquel metálico, utilizam-se a platina – Pt(s) – e o paládio – Pd(s) – como catalisadores das hidrogenações, por esse motivo, essas reações também são chamadas de **hidrogenação catalítica**.



Por sua vez, a hidrogenação dos alcinos pode ser parcial ou total. Na primeira etapa, ocorre a hidrogenação parcial, produzindo um alceno, como é demonstrado no exemplo a seguir de hidrogenação parcial do propino, que leva à obtenção de propeno:

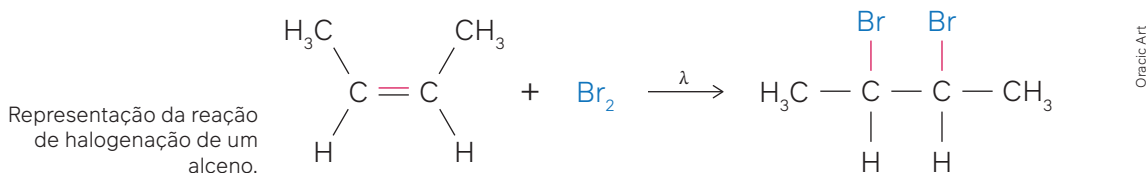


Alterando-se as condições das reações, como a quantidade de gás hidrogênio, a pressão e a temperatura do sistema, a reação pode continuar em uma segunda etapa, e o alceno produzido na primeira etapa é novamente hidrogenado, produzindo o gás propano, um composto saturado:

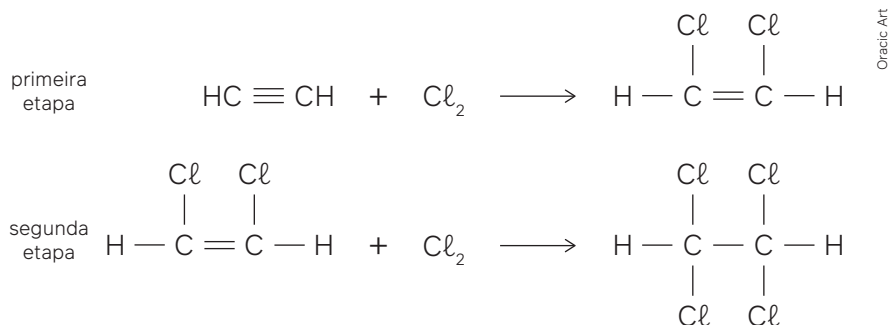


Reações de halogenação

Nessas reações, ativadas pela incidência de radiação ultravioleta (λ), ocorre a adição de moléculas de cloro, $\text{Cl}_2(\text{g})$; bromo, $\text{Br}_2(\text{l})$; ou iodo, $\text{I}_2(\text{g})$, às moléculas insaturadas, o que permite a obtenção de di-haletos vicinais, em outras palavras, moléculas com dois átomos de halogênio ligados a dois átomos de carbono vizinhos. Por exemplo, a bromação do but-2-eno, produz 2,3-dibromobutano:



A halogenação dos alcinos também pode ocorrer em duas etapas, como na cloração do etino, representada a seguir.



Representação da reação de halogenação de um alcino.

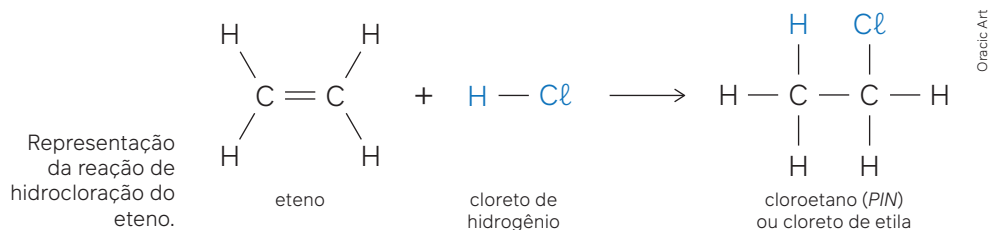
Se liga

O termo **halogenação** é utilizado tanto para as reações de substituição nos alcanos quanto para as reações de adição nos hidrocarbonetos insaturados. Por isso, fique atento ao contexto em que o termo é empregado, pois o mecanismo da reação e, conseqüentemente, os produtos, são diferentes.

Reações de hidro-halogenação

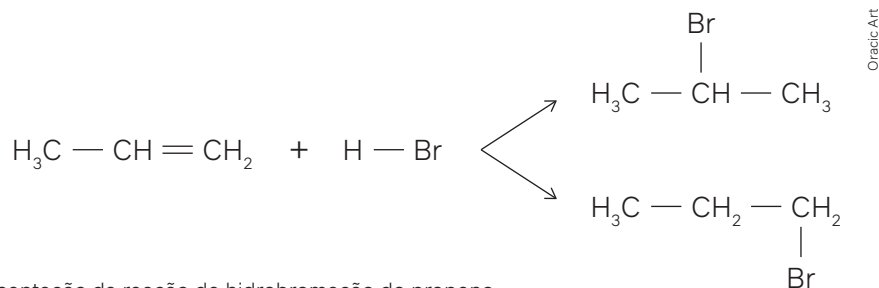
Nessas reações, moléculas de haletos de hidrogênio – HCl , HBr ou HI – são adicionadas aos hidrocarbonetos insaturados, permitindo a obtenção de haletos de alquila.

Nos alcenos simétricos – aqueles em que as cadeias carbônicas em ambos os lados da ligação dupla são idênticas –, as hidro-halogenações produzem um único produto. Observe a equação química que representa a hidrocloração (adição de HCl) de uma molécula de eteno, que permite a obtenção de cloroetano:



Nos alcenos assimétricos, ocorre a formação de dois isômeros em quantidades diferentes. Para prever qual dos compostos será preferencialmente formado, podemos observar a **regra de Markovnikov**, estabelecida em 1869 pelo químico russo Vladimir Vasilyevich Markovnikov (1838-1904) com base em dados experimentais. Essa regra postula que quando uma substância hydrogenada (um haleto de hidrogênio ou molécula de água) é adicionada a uma insaturação carbônica, o átomo de hidrogênio liga-se, preferencialmente, ao átomo de carbono insaturado mais hydrogenado.

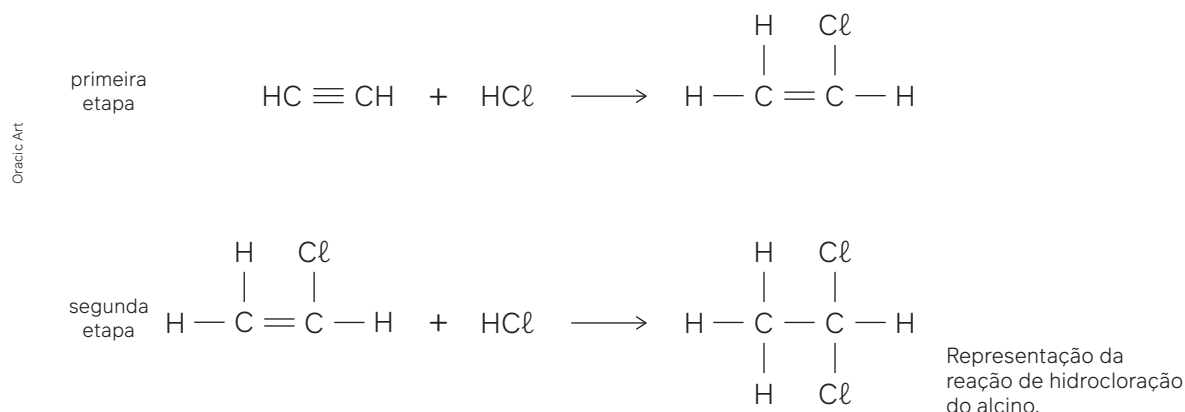
Como exemplo, vamos analisar a reação de hidrobromação (adição de HBr) do propeno representada a seguir.



Representação da reação de hidrobromação do propeno.

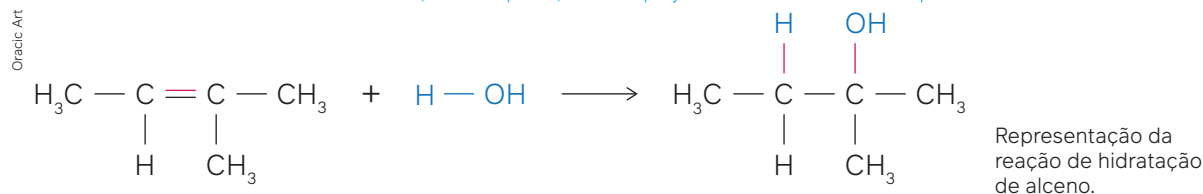
Nesta molécula, há duas possibilidades de adição dos átomos de hidrogênio e, conseqüentemente, dos átomos de bromo. Experimentalmente, verifica-se que o 2-bromopropano (*PIN*) é o produto majoritariamente formado – resultado da adição do átomo de hidrogênio aos átomos de carbono na posição 1 da cadeia (o mais hidrogenado) – e o 1-bromopropano (*PIN*) é o produto minoritário.

A adição de haletos de hidrogênio aos alcinos também pode ocorrer em duas etapas e é importante observar que as reações obtidas também ocorrem conforme a regra de Markovnikov, mesmo nos casos em que os alcinos são simétricos. Isso porque, após a primeira etapa da adição, forma-se um alceno assimétrico. Observe, no exemplo representado a seguir, as duas etapas envolvidas na hidroclicação do etino.

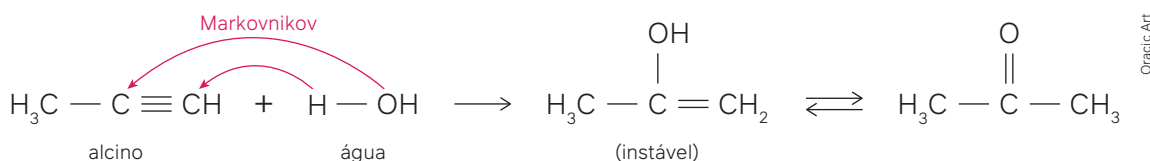


Reações de hidratação

A adição de moléculas de água aos alcenos ocorre de modo semelhante às hidro-halogenações, entretanto, é necessário acidificar o meio (catálise ácida). Por exemplo, a hidratação do 2-metilbut-2-eno produz majoritariamente o 2-metilbutan-2-ol, segundo a regra de Markovnikov. Esse produto é pertencente à classe funcional dos álcoois, compostos caracterizados pela presença do grupo hidroxila ($-\text{OH}$) ligado a um átomo de carbono que apresenta quatro ligações do tipo sigma. [A classe funcional dos álcoois será estudada no Capítulo 19. Contudo, a indicação da existência dessa classe, neste capítulo, não traz prejuízo ao estudo deste tema para os estudantes.](#)



Na hidratação de um alcino, verifica-se a ocorrência de apenas uma etapa. Isso porque, os compostos resultantes são instáveis e, assim que são formados, convertem-se em substâncias que não participam de novas reações de adição desse tipo. No próximo capítulo, estudaremos com mais detalhes essa transformação.



Reações de adição e de substituição em cicloalcanos

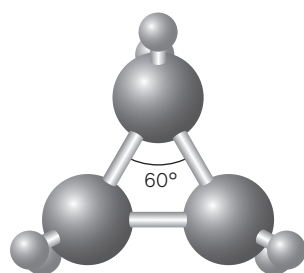
Os cicloalcanos são hidrocarbonetos de cadeia cíclica e saturada que podem participar de reações de adição ou de substituição, dependendo do número de átomos de carbono no ciclo que forma a estrutura desses compostos.

Para prevermos o tipo de reação, podemos observar a **teoria das tensões de Baeyer**, proposta pelo químico alemão Adolf von Baeyer (1835-1917) em 1885, que explica a estabilidade relativa dos compostos cíclicos com base na tensão angular resultante das distorções dos ângulos de ligação dos átomos de carbono nos ciclos.

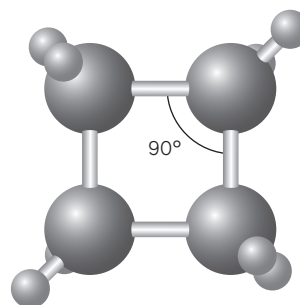
Nas moléculas dos cicloalcanos, os átomos de carbono apresentam ângulo de ligação igual a $109^{\circ}28'$, o que garante maior estabilidade à molécula. Entretanto, nos cicloalcanos com até cinco átomos de carbono, os ângulos de ligação são menores, como você pode observar na representação a seguir.

Representação simplificada em cores-fantasia e dimensões não observadas na realidade.

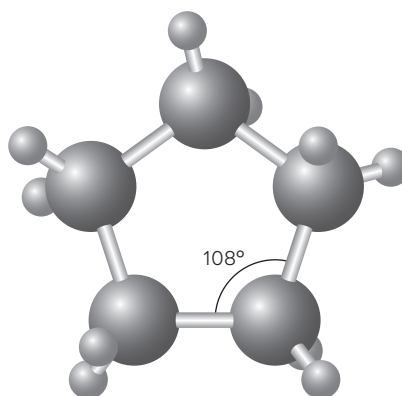
Representação dos três menores cicloalcanos com o modelo de esferas e varetas



ciclopropano



ciclobutano



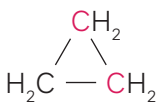
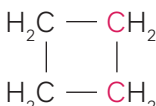
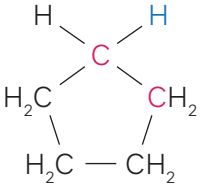
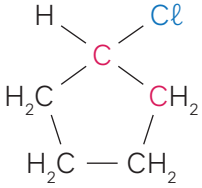
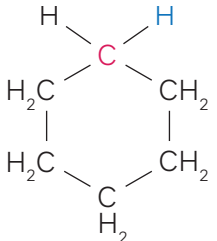
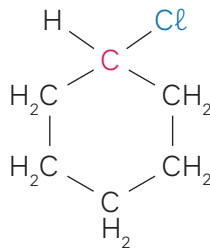
ciclopentano

Fonte: BRUICE, P. Y. *Química orgânica*. 4. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2006. v. 1.

Note que na molécula de ciclopropano, o ângulo de ligação entre átomos de carbono é de 60° ; na molécula de ciclobutano, 90° ; e na molécula de ciclopentano, 108° . Ângulos menores que $109^{\circ}28'$ causam tensões no ciclo, por isso, os cicloalcanos mais simples são mais reativos e, portanto, mais propensos a sofrer reações de adição, resultando na abertura do ciclo, formando compostos de cadeia aberta.

Cicloalcanos formados por seis ou mais átomos de carbono adotam conformações que minimizam a tensão angular e torcional, e o ângulo de ligação é bem próximo dos ângulos tetraédricos de $109^{\circ}28'$. Assim, esses compostos são menos propensos a sofrer reações de adição, participando de reação de substituição, como os alcanos

Quadro comparativo entre as hidrogenações e clorações de cicloalcanos formados por 3, 4, 5 e 6 átomos de carbono

Ciclano	Condições	Hidrogenação (+H ₂)	Halogenação (+Cl ₂)
 ciclopropano	$\xrightarrow[120\text{ }^\circ\text{C}]{\text{Ni (pó)}}$	$\text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{H}$ propano	$\text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$ 1,3-dicloropropano
 ciclobutano	$\xrightarrow[200\text{ }^\circ\text{C}]{\text{Ni (pó)}}$	$\text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{H}$ butano	$\text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$ 1,4-diclorobutano
 ciclopentano	$\xrightarrow[300\text{ }^\circ\text{C}]{\text{Ni (pó)}}$	$\text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{H}$ pentano	 + HCl clorociclopropano
 ciclohexano	quaisquer condições	não ocorre	 + HCl clorociclo-hexano

Oracile Art

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Evidencie para os estudantes que o ciclopropano participa de reações de adição na presença de gás hidrogênio e, de substituição, na presença de gás cloro.

Atividades propostas



- O PVC é um material plástico utilizado na indústria em razão de suas propriedades versáteis e duráveis. Esse material é produzido a partir de moléculas de cloreto de vinila.
 - Indique a fórmula estrutural e o nome sistemático desse haleto orgânico insaturado.
 - Proponha uma via de síntese para obtenção do cloreto de vinila a partir do etino.
- Indique a fórmula estrutural e o nome sistemático com produto majoritário obtido da adição de HBr a uma molécula de 2-metilpropeno.
- Dois compostos com fórmula molecular C₄H₈ foram submetidos à bromação, em sistemas separados e em condições apropriadas. No primeiro sistema, verificou-se a formação de 1,4-dibromobutano e, no segundo, 1,2-dibromobutano. Indique as fórmulas estruturais dos compostos submetidos a essas reações e explique sua escolha.



Fórmula geral dos hidrocarbonetos

Nesta atividade, você terá como missão determinar fórmulas gerais para os diferentes grupos de hidrocarbonetos. Essas fórmulas são relações algébricas que permitem relacionar as quantidades de átomos de carbono e de hidrogênio às moléculas.

Como ponto de partida, apresentamos a fórmula geral dos alcanos: C_nH_{2n+2} .

Em que n representa o número de átomos de carbono.

Lembrem-se de que os alcanos são compostos saturados, ou seja, não existem ligações duplas ou triplas entre os átomos de carbono, o que implica que cada átomo de carbono, além de estar ligado a outros átomos de carbono, está também ligado ao número máximo possível de átomos de hidrogênio. Por isso, nas moléculas dos alcanos, o número de átomos de hidrogênio equivale ao dobro do número de átomos de carbono mais duas unidades, relação representada na fórmula geral descrita anteriormente.

- Indiquem as fórmulas estruturais, os nomes e as fórmulas moleculares para três alcanos, com 4, 5 e 6 átomos de carbono, respectivamente, em cada molécula.
- Comparem as fórmulas moleculares indicadas por seu grupo com a fórmula geral dos alcanos apresentada. As relações de equivalência são respeitadas em todos os casos?
- Indiquem as fórmulas estruturais, os nomes e as fórmulas moleculares para, no mínimo, três alcenos diferentes.
- Por meio da análise das fórmulas moleculares indicadas no item **b**, busquem descrever uma relação de equivalência entre a quantidade de átomos de carbono e de hidrogênio para esse grupo de compostos.
- Repitam o procedimento indicado nos itens **c** e **d** considerando os alcinos e, depois, os cicloalcanos.
- Compartilhem as fórmulas gerais propostas com as demais equipes da sala de aula, explicando as estratégias adotadas na proposição das fórmulas.

Reações do benzeno

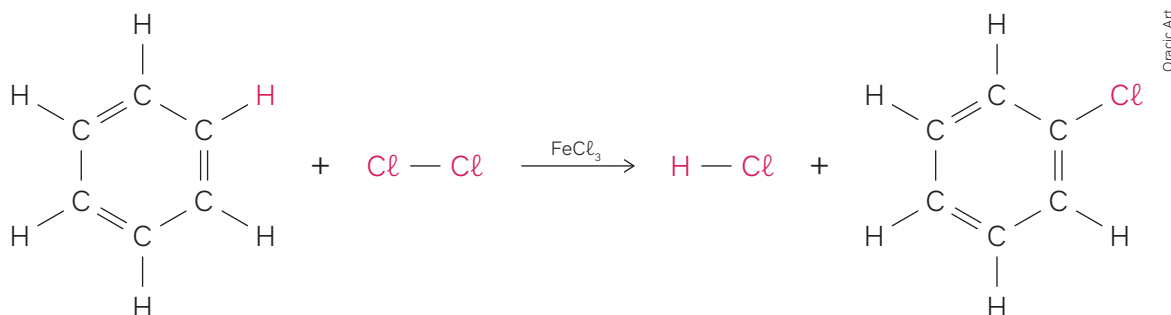
As reações que promovem alterações estruturais nas moléculas de benzeno substituídas têm diversas aplicações na indústria química, uma vez que os produtos dessas reações servem como intermediários para a síntese de outras substâncias, como os fármacos, defensivos agrícolas, plásticos, fibras sintéticas, corantes e até mesmo explosivos.

Reações de substituição

Na estrutura do benzeno, todos os átomos de hidrogênio são equivalentes, e isso implica dizer que cada um desses átomos tem igual probabilidade de ser substituído por átomos de outros elementos químicos ou por grupos substituintes.

Halogenação do benzeno

Da mesma forma como ocorre com os alcanos, as reações de halogenação provêm da substituição de um átomo de hidrogênio do anel aromático por um átomo de cloro ou bromo, resultando em derivados aromáticos halogenados. Essas reações são geralmente catalisadas por ferro metálico, $Fe(s)$; cloreto de ferro(III), $FeCl_3(s)$; ou cloreto de alumínio, $AlCl_3(s)$.



Representação da reação de monocloração do benzeno e produção do clorobenzeno.

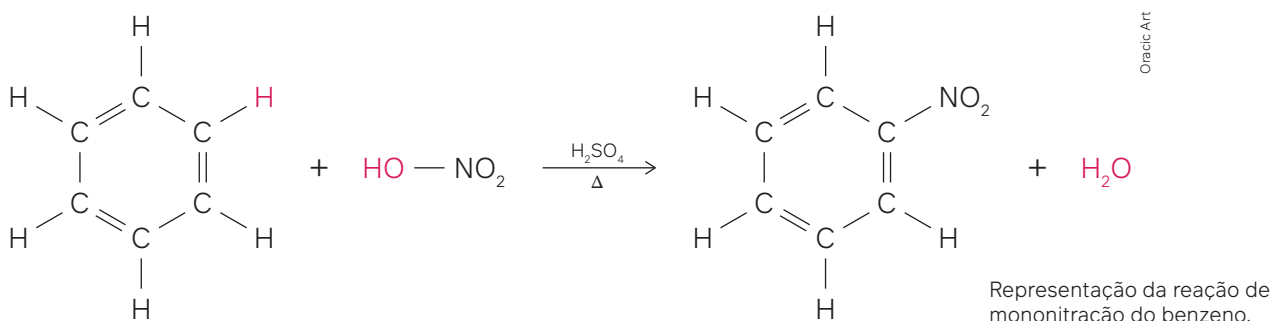
Compostos como o clorobenzeno são classificados como **haletos de arila**, por definição, compostos orgânicos que apresentam um ou mais átomos de halogênios ligados diretamente a átomos de carbono em um anel aromático. As regras de nomenclatura – sistemática e de classe funcional – são as mesmas utilizadas para designar os haletos de alquila, por isso, o clorobenzeno também pode ser nomeado como cloreto de fenila.

Esclareça aos estudantes que, embora possíveis, na prática, as nitrações dos alcanos não são reações comuns para a obtenção de nitrocompostos alifáticos. Esses compostos são mais facilmente obtidos por meio de uma série de reações que envolve a hidro-halogenação de alcenos ou alcinos, seguida da substituição do halogênio por um grupo nitro.

Nitração do benzeno

Essas reações resultam na substituição de um dos átomos de hidrogênio do benzeno por um grupo nitro ($-\text{NO}_2$) e são efetuadas na presença de ácido nítrico ($\text{HO}-\text{NO}_2$) e ácido sulfúrico (catalisador) concentrados.

Os compostos obtidos das reações de nitração são classificados como **nitrocompostos**, por definição, compostos orgânicos que apresentam o grupo nitro ligado diretamente a um átomo de carbono.



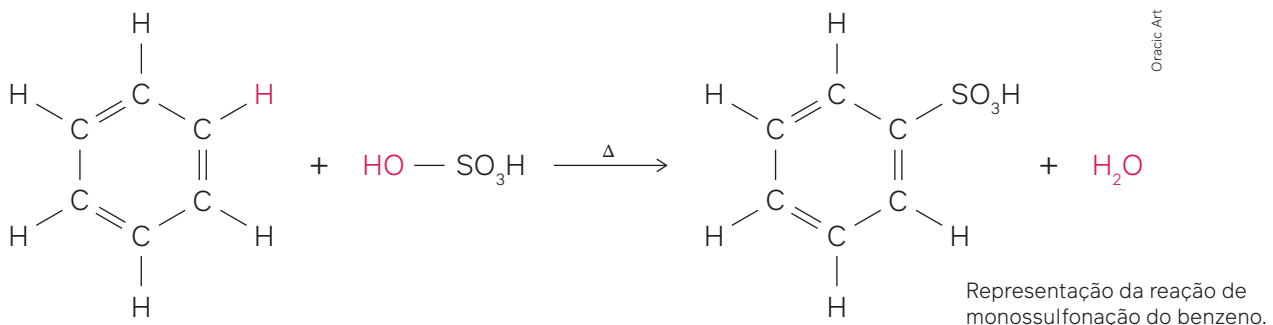
A nomenclatura sistemática dos nitrocompostos também é substitutiva, ou seja, considera-se o grupo nitro como um grupo substituinte nas cadeias carbônicas.

Esclareça aos estudantes que apenas alcanos com seis ou mais átomos de carbono reagem com ácido sulfúrico em reações de substituição. Os alcanos de cadeia menor são oxidados na presença desse ácido concentrado.

Sulfonação do benzeno

Quando submetidos à reação na presença de ácido sulfúrico ($\text{HO}-\text{SO}_3\text{H}$) sob aquecimento, átomos de hidrogênio podem ser substituídos por um grupo sulfonato ($-\text{SO}_3\text{H}$), característico dos compostos orgânicos classificados como **ácidos sulfônicos**.

A monossulfonação do benzeno permite a obtenção do ácido benzenossulfônico. Note que a nomenclatura dos compostos dessa classe envolve a indicação da palavra “ácido” seguida do nome do hidrocarboneto acrescido da terminação “sulfônico”.

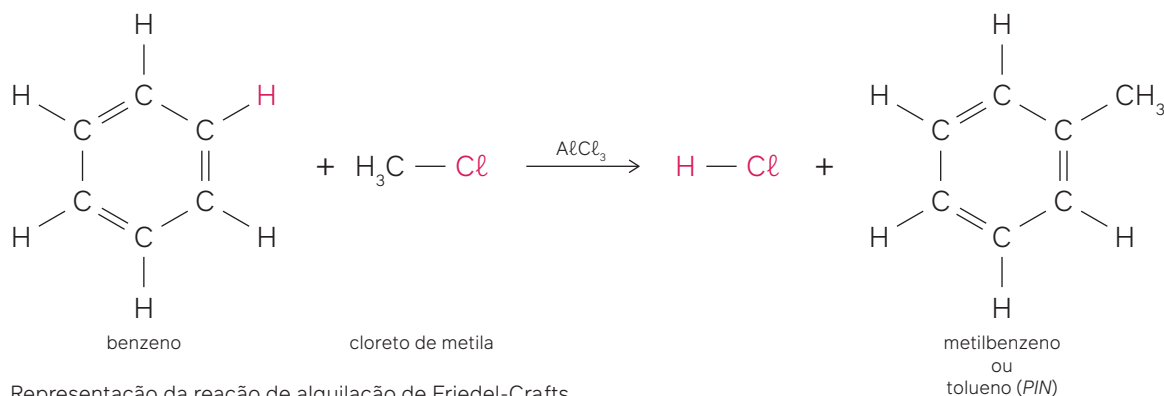


Alquilação e acilação de Friedel-Crafts

Nessas reações, descritas pela primeira vez em 1877 pelo químico francês Charles Friedel (1832-1899) e pelo químico estadunidense James Mason Crafts (1839-1917), utilizam-se haletos de alquila – nas **alquilações** – ou haletos de acila – nas **acilações** – para introduzir grupos orgânicos nos anéis aromáticos por meio da substituição de átomos de hidrogênio. Em ambos os casos, as reações se processam na presença de catalisadores, como o cloreto de alumínio anidro, $\text{AlCl}_3(\text{s})$, sob aquecimento (Δ).

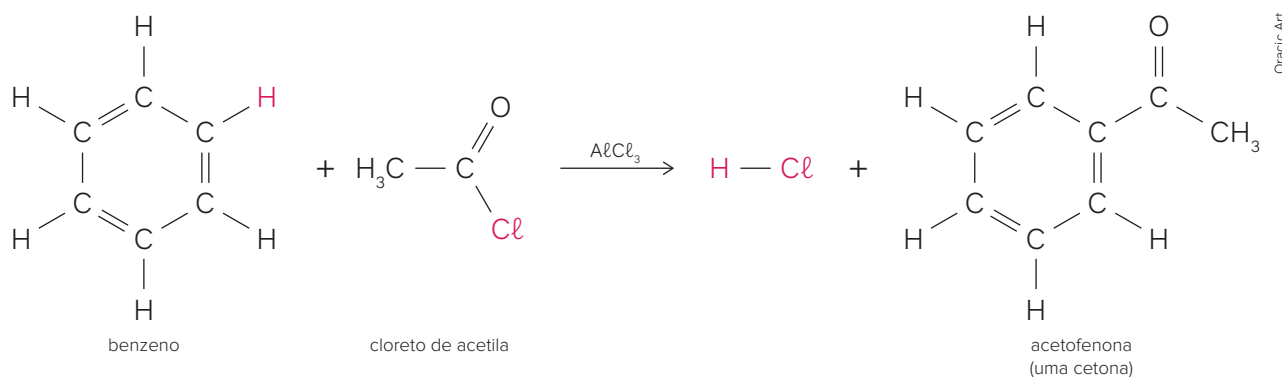
A reação entre benzeno e cloreto de metila é um exemplo de alquilação de Friedel-Crafts, reação que permite a obtenção de tolueno (metilbenzeno).

Se julgar pertinente, demonstre a equação da monossulfonação do hexano, reação que permite obter o ácido hexano-1-sulfônico, que não é opticamente ativo, um par de enantiômeros substituídos na posição 2 e outro na 3. Os tipos de isomeria serão trabalhados no Capítulo 22.



Representação da reação de alquilação de Friedel-Crafts.

A reação entre benzeno e cloreto de acetila é um exemplo de acilação de Friedel-Crafts que permite obter compostos aromáticos classificados como **cetonas** – classe funcional dos compostos que apresentam um grupo carbonila (C=O) entre átomos de carbono, que estudaremos no próximo capítulo.



Representação da reação de acilação de Friedel-Crafts.

Dirigência da segunda substituição nos anéis benzênicos

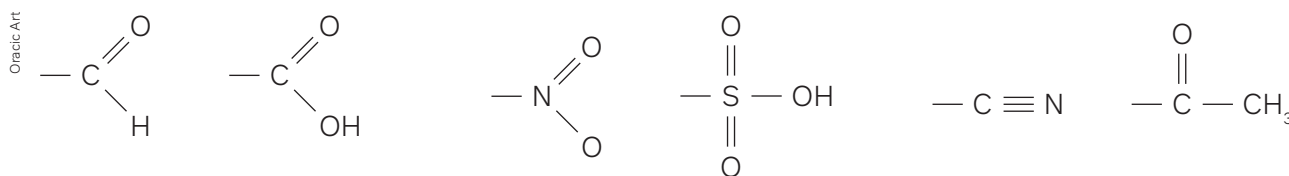
Se o anel aromático já tiver um átomo de outro elemento químico ou um grupo de átomos ligados no lugar de um dos átomos de hidrogênio, as substituições posteriores serão influenciadas por esse primeiro substituinte.

Conhecer o caráter dirigente do primeiro grupo nos ajuda a prever qual dos produtos possíveis será preferencialmente formado após a segunda substituição. A dirigência da segunda substituição pode ocorrer de duas maneiras. Nos casos em que o primeiro grupo substituinte for um **grupo orto e para dirigente**, a segunda substituição será realizada preferencialmente nos átomos de hidrogênio ligados aos átomos de carbono em posição **orto** (posição 2) e em posição **para** (posição 4). Os principais grupos *orto* e *para* dirigentes – também chamados de **grupos ativadores** – são, em geral, formados por apenas um átomo ou por um grupo de átomos unidos apenas por ligações simples.



Grupos substituintes *orto* e *para* dirigentes.

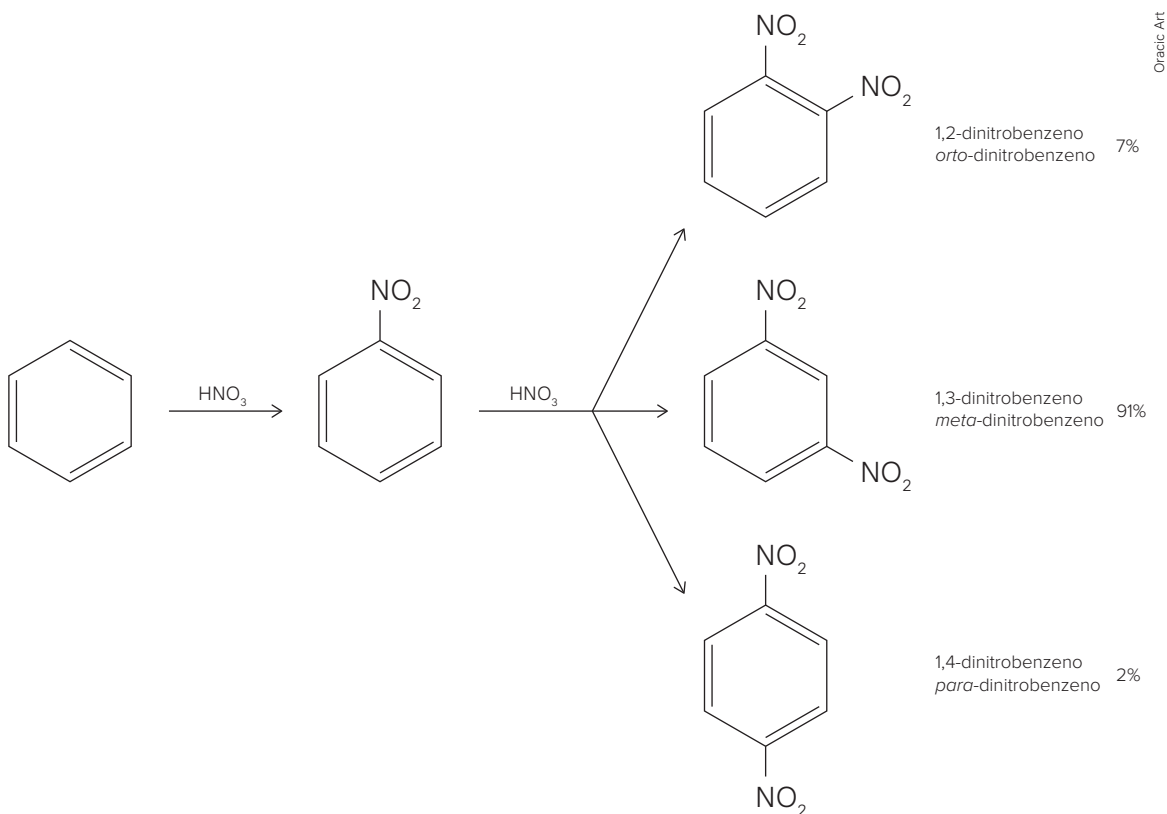
Nos casos em que o primeiro grupo substituinte for um **grupo meta dirigente**, a segunda substituição acontecerá preferencialmente nos átomos de hidrogênio ligados aos átomos de carbono em posição **meta** (posição 3). Os principais grupos *meta* dirigentes – também chamados de **grupos desativadores** – são, em geral, formados por um grupo de átomos que possuem pelo menos uma ligação dupla ou tripla.



Fonte: SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. B. *Organic Chemistry*. 10th ed. Nova Jersey: John Wiley & Sons, 2011.

Grupos substituintes *meta* dirigentes.

No esquema a seguir, estão representadas duas mononitrações sequenciais: a primeira ocorre com o benzeno e, a segunda, com o nitrobenzeno. Dos três isômeros possíveis, o isômero *meta* substituído é majoritariamente formado.

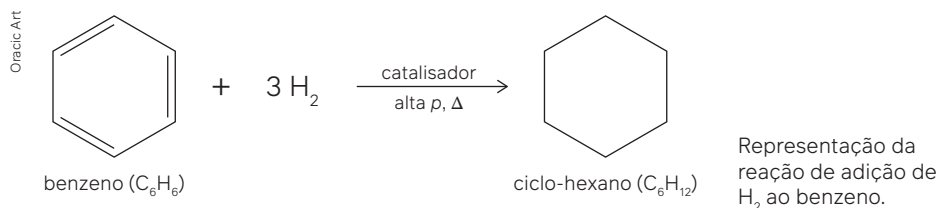


Fonte: SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. B. *Organic Chemistry*. 10th. ed. Nova Jersey: John Wiley & Sons, 2011.

Representação de duas reações de mononitração do benzeno.

Reações de adição ao benzeno

Sob condições específicas, os anéis benzênicos podem participar de reações de adição. A hidrogenação total do benzeno permite obter ciclo-hexano. Geralmente, essa reação demanda a presença de metais como níquel (Ni), platina (Pt) ou paládio (Pd) como catalisadores e ocorre sob alta pressão e temperatura elevada. O ciclo-hexano é matéria-prima para a produção de náilon, por exemplo.



Atividades propostas

- O etilbenzeno é um composto utilizado como aditivo em combustíveis líquidos, especialmente em misturas de gasolina a fim de melhorar as propriedades de combustão. Essa substância pode ser obtida em laboratório a partir da hidro-halogenação do eteno, seguida da reação de substituição entre o cloroetano e o benzeno. Escreva as equações químicas que representam a produção do etilbenzeno descrita.

2. O 2,4,6-trinitro-tolueno é uma substância conhecida por TNT e utilizada na fabricação de explosivos. Registros históricos apontam que foi sintetizado pela primeira vez na Alemanha em 1861 e era utilizado como um corante amarelo. Sob essa substância, faça o que se pede.
 - a) Indique a fórmula estrutural para essa substância.
 - b) Proponha um procedimento de síntese compatível com a produção desse explosivo a partir do benzeno.
3. Em um laboratório, um estudante deve executar dois procedimentos sequenciais de síntese a partir do benzeno. Escreva a equação química e indique as fórmulas estruturais dos produtos majoritários obtidos por:
 - a) Sulfonação seguida de alquilação de Friedel-Crafts com cloreto de metila.
 - b) Nitração seguida de monocloração.
 - c) Monocloração seguida de nitração.
4. Os xilenos são exemplos de compostos orgânicos aromáticos encontrados no petróleo. Esses compostos também são designados por dimetilbenzenos, e são diferenciados exclusivamente pela posição dos grupos substituintes. Considerando duas alquilações de Friedel-Crafts consecutivas às moléculas de benzeno, será(ão) obtido(s):
 - a) *orto*-xileno, somente.
 - b) *meta*-xileno, somente.
 - c) *para*-xileno, somente.
 - d) *orto*-xileno e *meta*-xileno, preferencialmente.
 - e) *orto*-xileno e *para*-xileno, preferencialmente.

Recapitule



Neste capítulo, estudamos as principais características dos hidrocarbonetos, que são compostos orgânicos formados unicamente por átomos de carbono e de hidrogênio. Analisamos as formas para sua obtenção – a destilação fracionada do petróleo ou, ainda, transformações das substâncias obtidas nesse processo – e as principais reações químicas das quais essas substâncias participam.

As reações que envolvem os hidrocarbonetos são classificadas como reações de adição e reações de substituição. No primeiro caso, moléculas são adicionadas aos hidrocarbonetos de cadeia insaturada ou saturada cíclica com menos de cinco átomos de carbono no anel. No segundo, átomos de hidrogênio são substituídos por átomos de outros elementos químicos ou grupos de átomos que também são chamados de grupos substituintes. Nas reações de adição de alcenos assimétricos, é observado experimentalmente a formação preferencial de determinado produto. O uso da regra de Markovnikov possibilita prever o produto majoritário.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do boxe **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da próxima questão: Como a estrutura molecular dos hidrocarbonetos influencia em suas propriedades físicas e químicas e como isso pode ser explorado para desenvolver novos materiais e combustíveis mais eficientes e sustentáveis?

Agora, siga os passos abaixo para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo:

1. **Afirmar:** Em seu caderno, escreva uma afirmação sobre um aspecto importante do conteúdo estudado neste capítulo, por exemplo, “As reações de substituição em alcenos podem produzir diferentes compostos com a mesma composição química”.
2. **Apoiar:** Busque no texto do capítulo evidências que vão apoiar sua afirmação. Transcreva esses trechos para o caderno.
3. **Justificar:** Explique como e por que as evidências escolhidas por você apoiam a afirmação indicada anteriormente.
4. Organize essas informações e compartilhe com os colegas da turma sua **afirmação**, as **evidências** coletadas e suas **justificativas**.

Classes funcionais dos compostos orgânicos

YVES SOULABAILLE/SPL/Fotoarena



Usina sucroalcooleira em operação. Instalações industriais como essa processam cana-de-açúcar para produzir açúcar e etanol (C_2H_6O). Guaraci (SP), 2011.



Para refletir

1. Em quais materiais é possível encontrar a substância conhecida como etanol, ou álcool comum?
2. Cite algumas propriedades que implicam benefícios associados ao uso dessa substância.
3. O etanol é um exemplo de composto orgânico que apresenta um átomo de oxigênio na estrutura. Como a presença desse átomo influencia nas propriedades desse composto?

Objetivos do capítulo

- Identificar, classificar e designar os compostos orgânicos de acordo com a classe funcional dos álcoois, enóis, fenóis, aldeídos e cetonas.
- Conhecer algumas reações químicas características dos compostos pertencentes às classes funcionais estudadas.
- Reconhecer alguns compostos representativos em cada classe funcional, suas propriedades e utilizações no cotidiano.

Conceito de classe funcional

O etanol (*PIN*, C_2H_6O), álcool utilizado como combustível, a acetona (C_3H_6O), solvente utilizado em removedores de esmalte, e o ácido acético (*PIN*, $C_2H_4O_2$), presente no vinagre, são alguns exemplos de compostos orgânicos formados, além dos átomos de carbono e de hidrogênio, por átomos de oxigênio. Esses compostos apresentam diferenças estruturais bastante significativas entre si, o que reflete nas propriedades físicas e químicas das substâncias. Se considerarmos apenas essas três substâncias, poderíamos dedicar um capítulo deste livro a cada uma delas, mas, como você já deve ter percebido nos estudos até aqui, há muitas substâncias químicas diferentes (cerca de 219 milhões, de acordo com o banco de dados mantido pela Sociedade Estadunidense de Química). Assim, estudar cada uma delas individualmente no Ensino Médio é uma tarefa impossível. Por essa razão, os compostos são agrupados de acordo com semelhanças estruturais e, conseqüentemente, comportamento físico-químico semelhantes. Chamamos esses agrupamentos de compostos de **classes funcionais**.

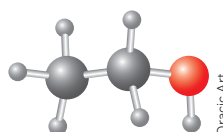
Nesse contexto, os compostos pertencentes a cada classe funcional possuem grupos específicos de átomos de outros elementos (O, S, Cl etc.), conhecidos como **grupos funcionais**. Esses grupos são os responsáveis por algumas das propriedades químicas e físicas dos compostos, como a reatividade de suas moléculas. Para diferenciar cada uma das classes funcionais, devemos estar atentos a como os átomos que formam os grupos funcionais estão ligados à cadeia carbônica.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.

Compostos orgânicos oxigenados e cotidiano



Luis War/Shutterstock.com;
Leonidas Sani/Shutterstock.com



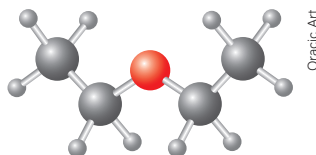
Legenda para os átomos desta página



O etanol (*PIN*, C_2H_6O), também conhecido como álcool etílico, é um composto químico que pode ser obtido a partir da cana-de-açúcar e usado como combustível automotivo. Representação no modelo de esferas e varetas da molécula etanol.



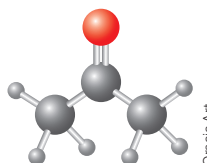
Vera Prokhorova/Shutterstock.com



O etoxietano (*PIN*, $C_4H_{10}O$), também conhecido como éter dietílico, é um composto químico pertencente à classe funcional dos éteres. Essa substância é utilizada como solvente em alguns processos para a obtenção de princípios ativos de plantas. Representação no modelo de esferas e varetas da molécula etoxietano.



Carbonell/Shutterstock.com



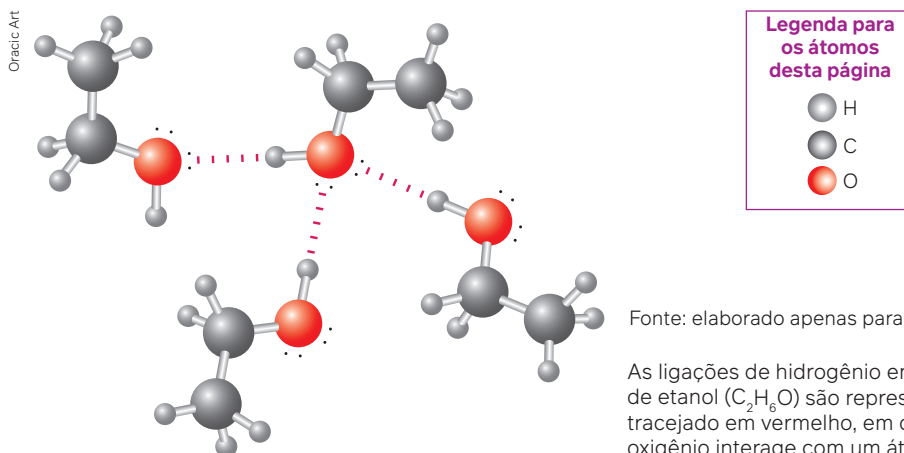
A acetona (C_3H_6O), ou propan-2-ona (*PIN*) é uma substância pertencente à classe das cetonas. No uso doméstico, ela é conhecida principalmente por estar presente em removedores de esmalte. Representação no modelo de esferas e varetas da molécula propan-2-ona.

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Álcoois, enóis e fenóis

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.

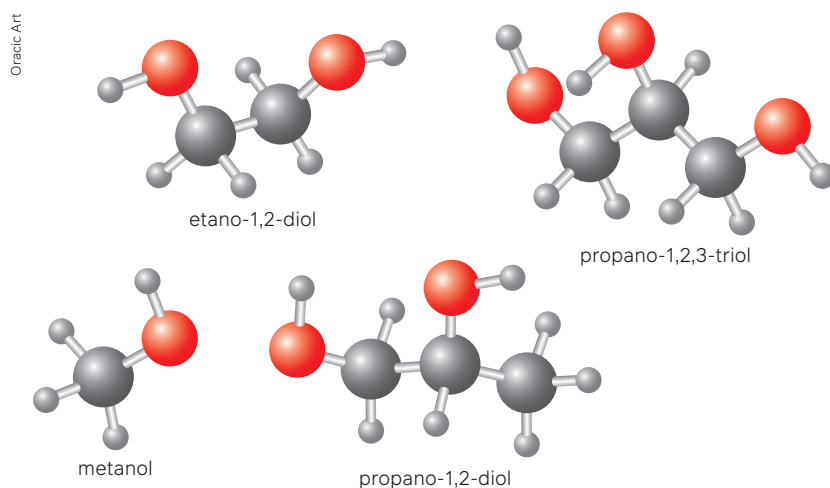
Os compostos pertencentes às classes funcionais dos **álcoois**, **enóis** e **fenóis** têm em comum a presença do grupo funcional hidroxila (—OH) ligado a um dos átomos de carbono da molécula. A diferença entre os compostos dessas classes está no átomo de carbono ao qual o grupo hidroxila está ligado. A polaridade desse grupo funcional confere a esses compostos propriedades distintas das verificadas para os hidrocarbonetos, isso porque, entre as moléculas dos álcoois, enóis e fenóis, se estabelecem ligações de hidrogênio – forças intermoleculares do tipo dipolo-dipolo bastante intensas – características dos compostos em que existem átomos de hidrogênio ligados a átomos de oxigênio, nitrogênio ou flúor. Essas interações explicam muitas das propriedades dos álcoois, enóis e fenóis.



Álcoois e enóis

Os **álcoois** são os compostos que apresentam o grupo hidroxila ligado a um átomo de carbono saturado. Os compostos pertencentes a essa classe funcional podem ser categorizados de acordo com o número de grupos hidroxila e com o grau de substituição do átomo de carbono ao qual o grupo hidroxila está diretamente ligado.

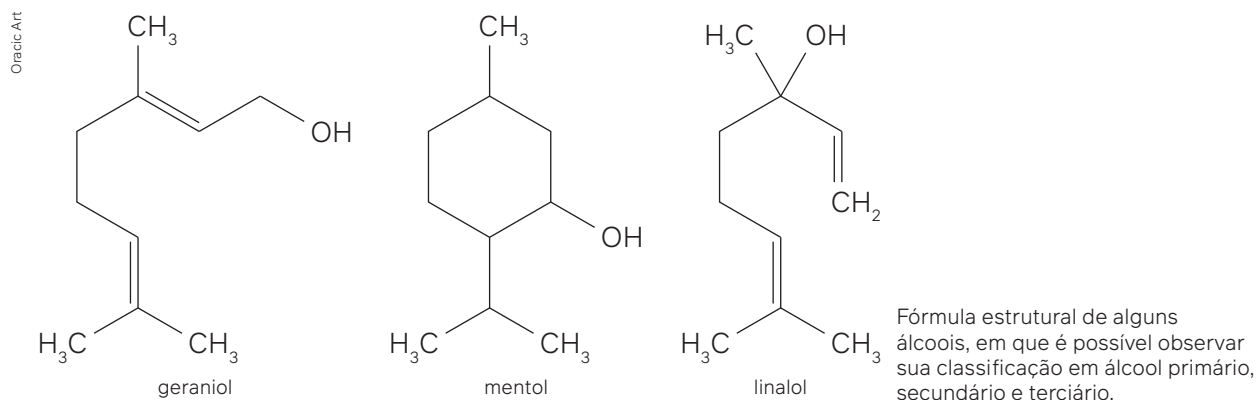
Os álcoois que apresentam apenas um grupo hidroxila por molécula são denominados **monoálcoois**; é o caso das moléculas de metanol (*PIN*, CH_4O) e de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Já os álcoois que apresentam dois grupos hidroxila, ligados a átomos de carbono diferentes, em uma mesma molécula são denominados **dióis**, **diálcoois**, ou **glicóis**; por exemplo, o etano-1,2-diol (*PIN*) ou etilenoglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) – substância utilizada como aditivo nos radiadores dos automóveis, ajudando a evitar o congelamento do líquido do sistema de arrefecimento do motor no inverno e o superaquecimento no verão; e o propano-1,2-diol (*PIN*) ou propilenoglicol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$) – utilizado como aditivo alimentar em produtos de confeitaria, molho e produtos de panificação para reter a umidade e melhorar a textura do alimento. Os álcoois que apresentam três grupos hidroxila, ligados a átomos de carbono diferentes, em uma mesma molécula são denominados **trióis**, ou **triálcoois**, é o caso do propano-1,2,3-triol (*PIN*), glicerina ou glicerol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) – composto utilizado na formulação de sabonetes líquidos, pastas de dentes e xampus como agente de suavização e umectante.



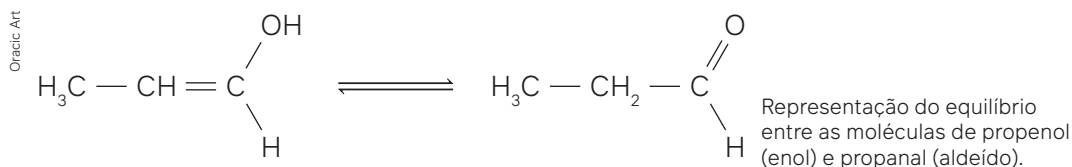
Exemplo de alguns álcoois.

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Adicionalmente, nas moléculas em que o grupo hidroxila está diretamente ligado a um átomo de carbono primário, ou seja, que possui apenas um outro átomo de carbono ligado a ele, o álcool é classificado como **primário**; como o geraniol (C₁₀H₁₈O) – um dos compostos encontrados no óleo essencial de citronela (*Cymbopogon winterianus*). Nos casos em que o átomo de carbono ligado ao grupo hidroxila é secundário, ou seja, tem dois outros átomos de carbono ligados a ele, o álcool é classificado como **secundário**; por exemplo, o mentol (C₁₀H₂₀O) – substância encontrada no óleo essencial de hortelã-pimenta (*Mentha piperita*). Por fim, se o átomo de carbono ligado ao grupo hidroxila é terciário, ou seja, está ligado também a três outros átomos de carbono, o álcool é classificado como **terciário**, como no linalol (C₁₀H₁₈O) – substância encontrada no óleo essencial de lavanda (*Lavandula angustifolia*).

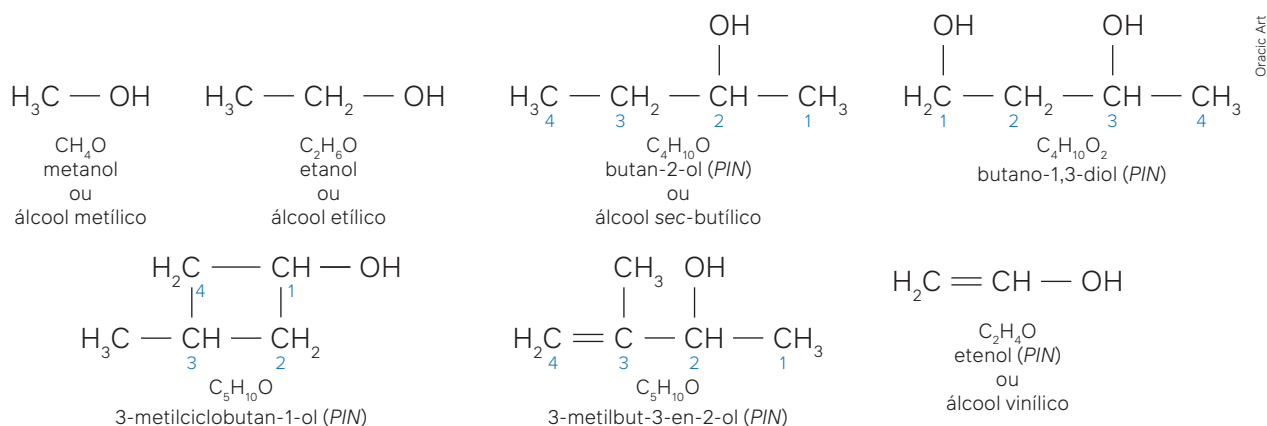


Por sua vez, os **enóis** são compostos orgânicos em que o grupo hidroxila está ligado a um átomo de carbono insaturado por dupla ligação que não seja de um anel aromático. Os enóis de cadeia alifática são compostos bastante instáveis e, por isso, convertem-se em outras substâncias, como aldeídos ou cetonas, compostos que serão apresentados neste capítulo. Os compostos que apresentam o grupo hidroxila ligado a um átomo de carbono de um anel benzênico são os fenóis, e também serão estudados neste capítulo.



Os álcoois e enóis são designados de acordo com a nomenclatura sistemática estudada no **Capítulo 17**, aplicando-se o sufixo **ol** para caracterizar os compostos dessa classe funcional. É importante ressaltar que, em todos os casos em que for necessário numerar os átomos de carbono, a numeração se inicia pela extremidade da cadeia principal mais próxima do grupo hidroxila, independentemente da posição das insaturações ou das ramificações.

Alternativamente, a IUPAC prevê uma nomenclatura de classe funcional para os monoálcoois e enóis de cadeia mais simples. Esse tipo de nomenclatura é utilizado para nomear compostos orgânicos, evidenciando a classe funcional e, portanto, a presença dos grupos funcionais específicos nas estruturas moleculares. De acordo com a nomenclatura de classe funcional, indica-se a palavra álcool seguida do nome do grupo orgânico que representa estruturalmente o resto da molécula, acrescido do sufixo **ico**.



Fórmulas estruturais e nome de alguns álcoois e enóis.

As propriedades físico-químicas dos álcoois estão diretamente ligadas à quantidade e disposição dos grupos funcionais nas moléculas e, da mesma forma que os outros compostos orgânicos, à quantidade de átomos de carbono na estrutura. As temperaturas de fusão e de ebulição são maiores quando comparadas às dos hidrocarbonetos de massa molar semelhante e aumentam em função da massa molar do álcool. Por outro lado, os álcoois mais simples são solúveis em água e, como os hidrocarbonetos, também podem ser dissolvidos em solventes orgânicos. A solubilidade em água desses compostos diminui com o aumento da cadeia carbônica, isso porque, com o aumento no número de átomos de carbono, predomina o carácter apolar da cadeia carbônica em detrimento do carácter polar do grupo funcional.

Temperatura de ebulição e solubilidade de álcoois e hidrocarbonetos de massas molares semelhantes				
Fórmula Estrutural	Nome (PIN)	Massa molar (g/mol)	Temperatura de ebulição (°C, 1 atm)	Solubilidade em H ₂ O
CH ₃ OH	metanol	32	64,7	infinita
CH ₃ CH ₃	etano	30	-89	insolúvel
CH ₃ CH ₂ OH	etanol	46	78,5	infinita
CH ₃ CH ₂ CH ₃	propano	44	-42	insolúvel
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	propan-1-ol	60	97	infinita
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	butano	58	-0,5	insolúvel
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	butan-1-ol	74	117	7,9 g/100 g, 20 °C
CH ₃ CH(OH)CH ₂ CH ₃	butan-2-ol	74	99	12,5 g/100 g, 20 °C
(CH ₃) ₂ COH	2-metilpropan-2-ol	74	82	infinita
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	pentano	72	36	insolúvel
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	pentan-1-ol	88	138	2,3 g/100 g, 20 °C
HOCH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	butano-1,4-diol	90	230	infinita
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	hexano	86	69	insolúvel

Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

Principais álcoois

O metanol, também chamado de álcool metílico, é o mais simples dos álcoois, se apresentando como líquido em temperatura ambiente (TF = -97 °C e TE = 64,7 °C). Esse composto é completamente solúvel em água, em quaisquer proporções.

Essa substância também é conhecida como álcool da madeira pois, historicamente, ele era obtido por meio da destilação desse material, em um processo que demanda ausência de água e de gás oxigênio. Essa prática foi a principal forma de obtenção de metanol e enfrentava limitações em termos de eficiência. Com o avanço da tecnologia e o desenvolvimento de métodos industriais mais modernos, atualmente, a produção em larga escala de metanol é feita com a utilização de matérias-primas como o carvão ou o gás metano, e a água. Embora essa substância seja utilizada como combustível nos motores de alguns aeromodelos, a exposição prolongada e o contato com o corpo devem ser evitados. Isso porque a ingestão, inalação ou absorção cutânea do metanol pode levar a uma série de efeitos adversos, incluindo danos irreversíveis ao sistema nervoso central, cegueira e, em casos extremos, até mesmo morte.

O etanol (C₂H₆O) ou álcool etílico, como também é conhecido, é um líquido incolor (TF = -115 °C e TE = 78,5 °C) e infinitamente solúvel em água.

Esse composto pode ser obtido a partir da fermentação de carboidratos presentes em biomassa, podendo ser polissacarídeos, como o amido e a celulose, ou dissacarídeos, como a sacarose e a maltose. Embora haja muitas fontes desses sacarídeos (beterraba, batata, cevada, arroz e milho), no Brasil, a mais importante é a cana-de-açúcar, e a maior parte do etanol produzido nas usinas é utilizada como combustível veicular. As mesmas reações são utilizadas na produção de bebidas alcoólicas, misturas em que o álcool etílico também está presente em diferentes concentrações. A grande disponibilidade e a facilidade no acesso contribuem para que o etanol seja a droga mais consumida no Brasil e no mundo, segundo a Organização Mundial da Saúde (OMS).

► Ciência da Natureza

O estudo sobre fermentação pode ser aprofundado no **Capítulo 4** do livro de **Biologia** desta coleção.

► Ciência por dentro



Fermentação alcóolica

Nesta atividade, você e seu grupo irão investigar a reação de obtenção do etanol a partir da sacarose – açúcar comum.

Material:

- 4 garrafas PET de 1,5 L limpas e secas;
- 1 copo medidor;
- 1 funil;
- 800 mL de água mineral morna (por volta de 28 °C);
- 3 pacotes com 10 g de fermento biológico seco;
- açúcar refinado;
- 1 colher de sopa;
- caneta permanente para marcar as garrafas;
- balança.

Atenção!

Siga as orientações do professor durante todo o experimento, principalmente as precauções sobre sentir o odor desprendido pelos sistemas. Não prove nenhuma das amostras.

Procedimento

1. Numerem as garrafas de 1 a 4.
2. Na garrafa número 1, coloquem 3 colheres de sopa de açúcar.
3. Na garrafa número 2, coloquem 10 g de fermento seco (1 envelope).
4. Na garrafa número 3, coloquem 1 colher de sopa de açúcar e 10 g de fermento seco (1 envelope).
5. Na garrafa número 4, coloquem 3 colheres de sopa de açúcar e 10 g de fermento seco (1 envelope).
6. Com o auxílio do funil, acrescentem, lentamente, 200 mL de água mineral morna em cada uma das quatro garrafas.
7. Delicadamente, mexam as garrafas para misturar a água e os demais ingredientes.
8. Fechem as 4 garrafas com a tampa, apertando bem.
9. Pesem cada uma das garrafas e anotem esses dados no caderno.
10. Com o auxílio da caneta permanente, marquem o nível do líquido no início do experimento.
11. Deixem as garrafas em repouso, observando o que acontece e anotando os resultados no caderno.
12. A cada 5 minutos, façam novas marcações nas garrafas, indicando a altura atingida pela mistura.
13. Após 30 minutos de reação, meçam novamente as massas das garrafas e anotem os valores obtidos.
14. Com muito cuidado e atenção, abram lentamente cada uma das garrafas. Anotem no caderno todos os fenômenos e características dos sistemas nessa etapa.
15. Ao final, repitam a medida de massa das garrafas, anotando os dados.
16. Após a conclusão do experimento, organizem os materiais sobre a bancada e discutam qual é o destino adequado para os resíduos gerados durante a atividade. Apresentem as sugestões de descarte aos demais grupos e ao professor e, havendo um consenso, descartem os resíduos e limpem, sequem e organizem os demais materiais.

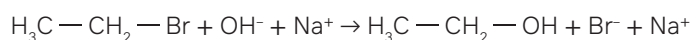
Trocando ideias

1. Comparem os resultados observados nas quatro garrafas e expliquem essas observações.
2. Quais dos resultados observados evidenciam a ocorrência de fermentação alcóolica?
3. É muito comum chamar o processo de fermentação alcóolica de fervura fria. A que se deve essa designação?

Obtenção de álcoois

No **Capítulo 18**, estudamos que os álcoois podem ser obtidos por meio das reações de hidratação dos alcenos. Esse tipo de reação traz algumas vantagens, como a possibilidade de produção direta dessas substâncias sem a necessidade de etapas intermediárias complicadas, tornando o processo eficiente e econômico, especialmente porque os alcenos são substâncias disponíveis e relativamente baratas, especialmente aqueles derivados de petróleo, como eteno e propeno. Essas reações são bastante utilizadas, pois geralmente têm altas taxas de conversão (alto rendimento), e seus produtos são obtidos com altos graus de pureza, sendo utilizados na produção industrial. É importante ressaltar que, mesmo que seja possível produzir etanol por meio da hidratação do eteno, a produção desse álcool a partir da fermentação de biomassa é o processo com menor impacto ambiental.

Há também outras reações químicas que resultam em álcoois, como a hidrólise alcalina dos haletos de alquila. Nessas reações, haletos de alquila reagem com bases de Arrhenius fortes (geralmente, hidróxido de sódio ou hidróxido de potássio – NaOH e KOH, respectivamente) para formar um álcool.



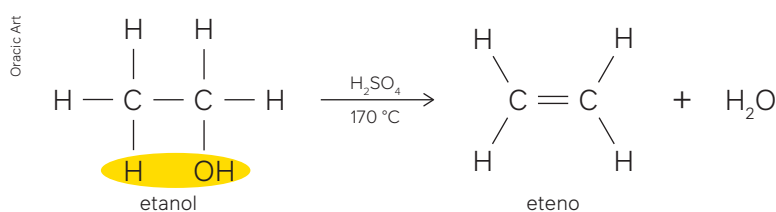
Equação química entre o bromoetano e hidróxido de sódio e produção de etanol.

A facilidade com que reações como essa ocorrem depende principalmente dos dois fatores abaixo.

- A configuração do átomo de carbono ligado ao halogênio: Os haletos de alquila primários – moléculas em que o átomo de carbono ligado ao átomo de halogênio é primário – reagem mais facilmente quando comparados aos haletos de alquila secundários e terciários.
- Tipo de halogênio presente: Átomos de iodo são mais facilmente substituídos e essa facilidade diminui quando átomos de bromo, cloro e flúor são substituídos, nessa ordem. Isso ocorre porque a energia necessária para romper a ligação de um átomo de halogênio com um átomo de carbono aumenta com o aumento da eletronegatividade do elemento químico.

Reações de desidratação intramolecular dos álcoois

A desidratação intramolecular dos álcoois faz parte de um grupo de reações orgânicas conhecidas como **reações de eliminação**, nesse caso, cada molécula do álcool elimina uma molécula de água. Nesses processos, geralmente, são utilizados ácido sulfúrico (H_2SO_4) e ácido fosfórico (H_3PO_4) como catalisadores sob aquecimento para promover a eliminação de água, permitindo a síntese de alcenos.



Representação da reação de desidratação intramolecular do etanol.

A desidratação intramolecular de alguns álcoois pode originar alcenos diferentes que apresentam a mesma fórmula molecular. Para prever o produto principal nesse tipo de reação, utiliza-se a **regra de Zaitsev**, proposta em 1875 pelo químico russo Alexander Mikhailovich Zaitsev (1841-1910). Zaitsev nasceu em uma família mercantil e após se formar no ginásio (o que corresponderia ao atual Ensino Médio) decidiu ingressar na Universidade de Cazã em 1858 e cursar Ciências Econômicas na Faculdade de Direito. Naquela época, todo estudante que entrava nessa faculdade era obrigado a cursar dois anos de Química para obter o diploma. E foi nesse período que ele descobriu seu talento e vocação.

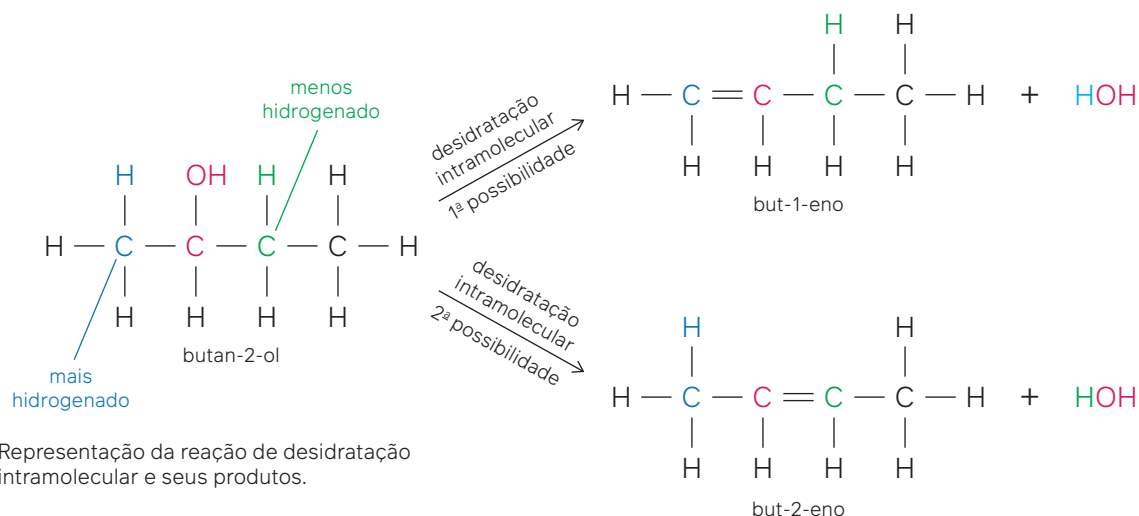
Em seus trabalhos experimentais, Zaitsev observou a tendência de formação de alcenos mais substituídos em reações de eliminação. A regra prevê que, em uma reação de eliminação, o produto predominante será o alceno com o maior número de grupos alquila ligados aos átomos de carbono da dupla ligação, ou seja, podemos compreender que a estabilidade do alceno formado é diretamente proporcional ao grau de substituição dos carbonos envolvidos na ligação dupla. Considerando o átomo de hidrogênio mais facilmente eliminado, essa regra pode ser interpretada da seguinte maneira: na desidratação intramolecular de álcoois, o átomo de hidrogênio que é preferencialmente eliminado juntamente ao grupo vizinho — OH é aquele que estiver ligado ao átomo de carbono menos hidrogenado.



Vídeo

Da cana de açúcar ao etanol

Na desidratação do butan-2-ol, equacionada no esquema abaixo, forma-se preferencialmente o but-2-eno, contudo, também há formação de but-1-eno em menor quantidade.



Fenóis

Os **fenóis** são compostos que apresentam o grupo hidroxila ligado diretamente a um átomo de carbono de um anel aromático, geralmente um anel benzênico. A origem do prefixo **fen** é o nome do benzeno na língua francesa, que foi cunhado pelo químico francês Auguste Laurent (1807-1853) a partir do termo grego para “eu ilumino”, já que este composto está presente no gás que era usado na época para iluminação pública. Já o sufixo **ol** é indicação da presença do grupo hidroxila. Essas são as características estruturais do composto mais simples dessa classe funcional que, por essa razão, também é chamado de fenol.

A presença do grupo hidroxila influencia nas propriedades dos fenóis; por exemplo, a temperatura de ebulição e a solubilidade do fenol, em água, são maiores quando comparadas com as do tolueno – um hidrocarboneto estruturalmente semelhante.

Legenda para os átomos desta página



As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.

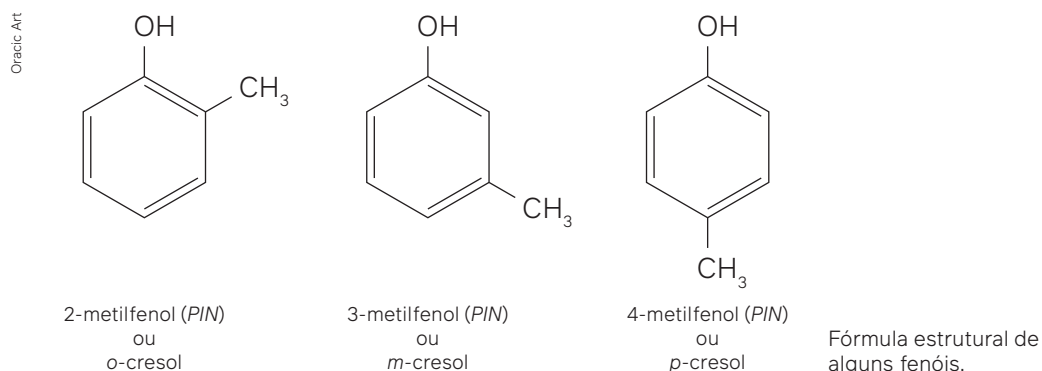
Temperatura de ebulição e solubilidade do fenol e do tolueno, compostos com massas molares semelhantes

Nome (PIN)	Fórmula Estrutural	Modelo de esferas e varetas	Massa molar (g/mol)	Temperatura de ebulição (°C, 1 atm)	Solubilidade em H ₂ O
Fenol			94	182,0	8,3 g/100 mL, 20 °C
Tolueno			92	110,6	Insolúvel

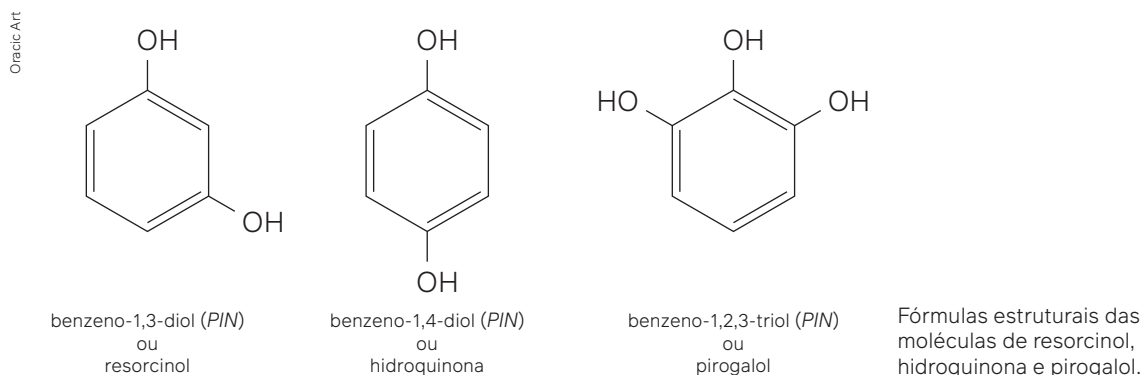
Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th. Boca Raton: CRC Press, 2016.

A nomenclatura dos fenóis com apenas um grupo hidroxila é dada com base na estrutura do fenol, indicando-se a posição e o nome dos outros grupos substituintes. Por sua vez, a nomenclatura dos polifenóis mononucleares – grupo de substâncias que apresentam dois ou mais grupos hidroxila ligados ao anel benzênico – é baseada no nome do benzeno.

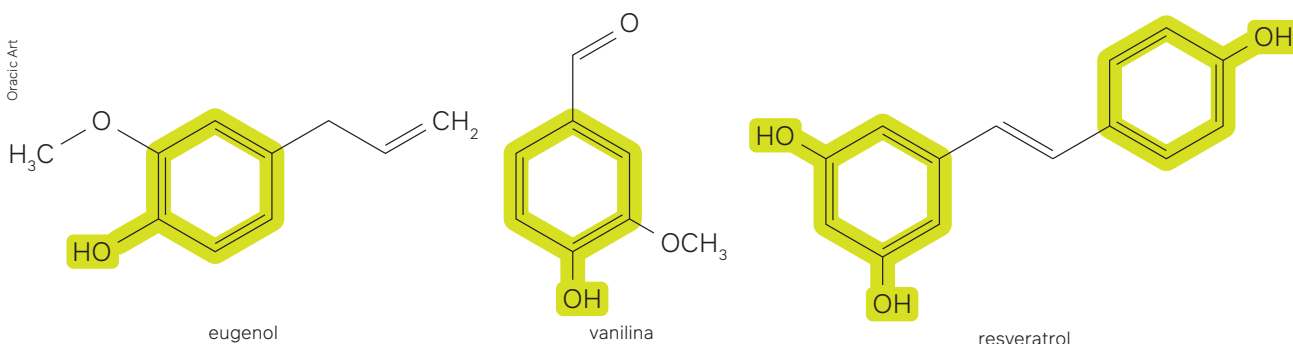
A maioria dos fenóis se destaca por suas propriedades antibacterianas e fungicidas. Na década de 1860, soluções aquosas de fenol começaram a ser utilizadas como o primeiro antisséptico, o que resultou em uma significativa redução nas mortes por infecções pós-operatórias, no entanto, com o tempo, descobriu-se que o fenol comum é corrosivo, capaz de causar queimaduras ao contato com a pele e venenoso se ingerido. Isso levou à descontinuação do seu uso para esse fim, contudo, outros fenóis ainda são utilizados com esse objetivo, como os cresóis – fenóis em que um dos átomos de hidrogênio do anel aromático foi substituído por um grupo —CH_3 .



Alguns polifenóis, como o resorcinol, a hidroquinona e o pirogalol, têm importantes aplicações industriais, incluindo a produção de cosméticos e fármacos. O besouro bombardeiro (*Brachynus crepitans*), por exemplo, utiliza como mecanismo de defesa uma reação envolvendo um fenol. No seu abdômen, duas substâncias são produzidas, a hidroquinona e o peróxido de hidrogênio, que ao serem misturadas na presença de um catalisador resultam em um jato quente que repele predadores.



Além do besouro, é possível encontrar outros exemplos de fenóis na natureza e que também apresentam propriedades importantes. O eugenol é uma das substâncias encontradas nas flores do cravo-da-india (*Syzygium aromaticum*) e a vanilina, nas favas de baunilha (*Vanilla planifolia*). Elas são responsáveis pelo aroma dessas especiarias, apreciadas na culinária e bastante utilizadas pela indústria de cosméticos. O resveratrol é um polifenol encontrado nas uvas que tem propriedades antioxidantes e é útil para conservar alimentos, por exemplo.



Fórmula estrutural de outros exemplos de fenóis.



1. A nomenclatura de moléculas usada em Química é uma das formas de identificarmos inequivocamente as substâncias, tanto inorgânicas quanto orgânicas. Considere dois álcoois de cadeia alifática saturada com fórmula molecular C_3H_8O . Em seu caderno, indique as fórmulas estruturais e os nomes – sistemáticos e de classe funcional – dessas substâncias.
2. Considerando as substâncias indicadas na atividade anterior, qual é o nome do produto formado após a desidratação intramolecular desses álcoois? Explique por que, nesse caso, dois compostos diferentes podem originar um único produto.
3. O composto 2-feniletanol é um álcool primário encontrado no óleo essencial das rosas. Indique suas fórmulas estrutural e molecular.
4. Ao analisar a estrutura do resorcinol, um estudante indicou se tratar de um enol com fórmula molecular $C_6H_6O_2$. Qual(is) equívoco(s) o estudante cometeu? Explique.

Comece com você!

Leia e analise o texto a seguir e responda às questões.

Quando o uso de álcool pode virar uma ameaça à saúde mental?

[...] O uso de bebidas alcoólicas é um fenômeno comum em muitas sociedades ao redor do mundo e a sociedade brasileira é uma delas. As consequências do abuso no uso de bebidas alcoólicas são o tema do *podcast* Minuto Saúde Mental desta semana, com o professor João Paulo Machado de Sousa da Faculdade de Medicina de Ribeirão Preto (FMRP) da USP.

“O álcool, por ser uma substância que atua no sistema nervoso central, altera funções do organismo e influencia nosso comportamento, tornando-se uma fonte de interesse muito comum entre jovens e adultos.” O uso recreativo e contextualizado dessa substância, ainda que malvisto por grupos de pessoas por razões filosóficas, religiosas ou mesmo de saúde, está associado à descontração, socialização e estilo de vida.

“Polêmicas à parte, o uso do álcool é uma realidade”, lembra o professor. Mas, pergunta Sousa, quando seu consumo pode se tornar sinal de problemas? Quando devo me preocupar se minha forma de beber ou a de alguém que eu conheço passou a barreira de segurança e começa a afetar o equilíbrio psíquico?

Para o professor, como em qualquer problema de saúde mental, precisamos considerar a

intensidade, a duração e a frequência dos sinais ou sintomas. Ele informa que a ciência criou meios objetivos para responder questões assim. Existem questionários e escalas que profissionais de saúde e pesquisadores usam para medir o consumo problemático de álcool, mas mesmo sem esses instrumentos é possível avaliar o surgimento de riscos pela auto-observação e através de perguntas que ajudam na detecção de problemas, por exemplo:

1. Estou bebendo sempre para me divertir ou por que “preciso” beber?
2. A bebida serve apenas para me dar prazer ou é uma tentativa de resolver algum outro problema (tentar dormir, me acalmar ou melhorar minha interação social)?
3. As piadinhas ou mesmo as broncas das pessoas mais próximas sobre a forma como eu bebo estão ficando mais frequentes?
4. Tenho outras fontes de prazer na vida com força igual ou maior em minha escala de interesses?

“Pensar e responder honestamente para nós mesmos a cada uma dessas questões pode ser um bom início para identificar quando o uso do álcool está virando uma ameaça ao bem-estar psicológico”, finaliza.

MINUTO saúde mental #2: quando o uso de álcool pode virar uma ameaça à saúde mental? *Jornal da USP*, São Paulo, 3 mar. 2021. Disponível em: <https://jornal.usp.br/podcast/minuto-saude-mental-2-quando-o-uso-de-alcool-pode- virar-uma-ameaca-a-saude-mental/>. Acesso em: 2 jun. 2024.

5. De acordo com o texto, quais são os efeitos do consumo de etanol?
6. Por que o etanol é usado em contextos sociais?
7. Quais são os sinais de que o consumo de bebidas alcoólicas pode estar se tornando problemático?
8. Existe consumo seguro de álcool? Justifique.

Agora, vamos compartilhar!

9. Reúna-se com mais três colegas e compartilhem suas respostas. Ouça com respeito e sem julgamento as opiniões.
10. Organizem um roteiro com os principais pontos relatados nessas respostas e com as principais ideias apresentadas no texto. Com esse roteiro em mãos, gravem um *podcast* com duração de 2 a 3 minutos.

Todos juntos aprendemos mais!

11. Combinem com o professor um dia para que todos os *podcasts* possam ser ouvidos por toda a turma.

Éteres

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.

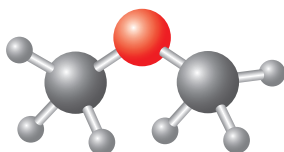
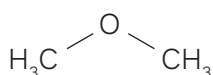
A classe funcional dos **éteres** é formada pelos compostos orgânicos de cadeia heterogênea em que o átomo de oxigênio é o heteroátomo, em outras palavras, na molécula de um éter há um átomo de oxigênio ligado a dois grupos substituintes – como metil e fenil.

As moléculas dos éteres são polares devido ao ângulo de ligação no átomo de oxigênio, contudo, como não há um átomo de hidrogênio ligado a esse átomo, suas moléculas não estabelecem ligações de hidrogênio entre si, mas podem interagir dessa maneira com moléculas de outras substâncias, como a água ou o etanol.

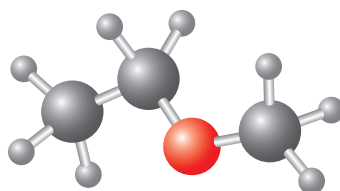
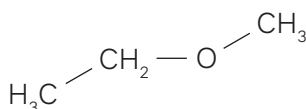
Quando comparados a compostos com massa molar semelhante, observamos que as temperaturas de fusão e de ebulição dos éteres são próximas às dos alcanos e menores do que as dos álcoois e fenóis. Por isso, os éteres mais simples são gases nas condições ambiente, e os demais são geralmente líquidos voláteis.

Esses compostos podem ser designados de acordo com duas nomenclaturas. A nomenclatura sistemática usa o prefixo que indica o número de átomos de carbono que formam o menor grupo orgânico ligado ao átomo de oxigênio acrescido do termo **oxi**, seguido do nome do hidrocarboneto correspondente à cadeia principal (o maior grupo orgânico ligado ao átomo de oxigênio).

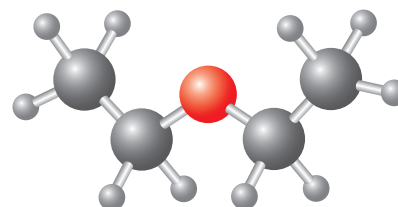
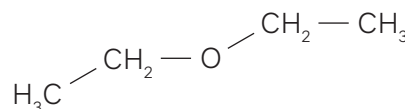
Alternativamente, na nomenclatura de classe funcional, indica-se a palavra éter seguida dos nomes dos grupos orgânicos ligados ao átomo de oxigênio, acrescidos do sufixo **ico**, em ordem alfabética. Nos casos em que os dois grupos substituintes são iguais, usamos o prefixo multiplicativo **di** antes do nome desses grupos. Veja alguns exemplos de compostos pertencentes à classe dos éteres e os respectivos nomes.



metoximetano (PIN)
ou
éter dimetílico

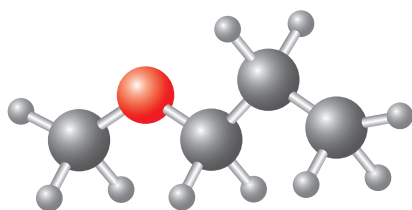
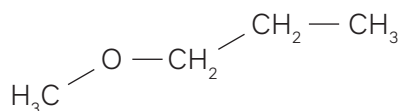


metoxietano (PIN)
ou
éter etílico e metílico

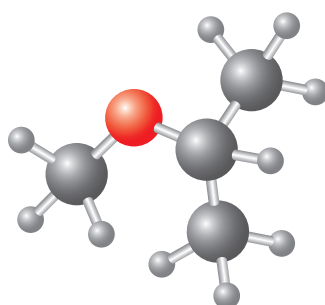
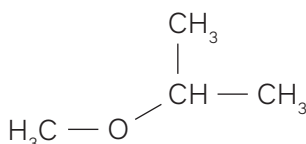


etoxietano (PIN)
ou
éter dietílico

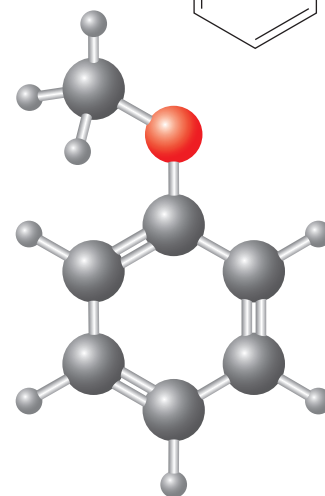
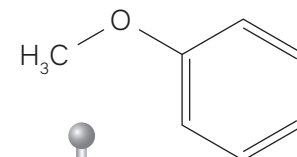
Oracric Art



1-metoxipropano (PIN)
ou
éter metílico e propílico



2-metoxipropano (PIN)
ou
éter isopropílico e metílico



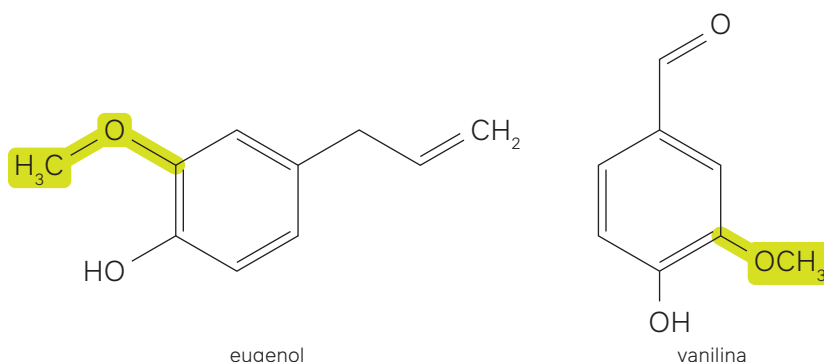
metoxibenzeno (PIN)
ou
éter fenílico e metílico

Legenda para os átomos desta página



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Alguns éteres podem ser encontrados na natureza. O eugenol e a vanilina, por exemplo, são compostos que também apresentam átomos de oxigênio como heteroátomo em suas estruturas.



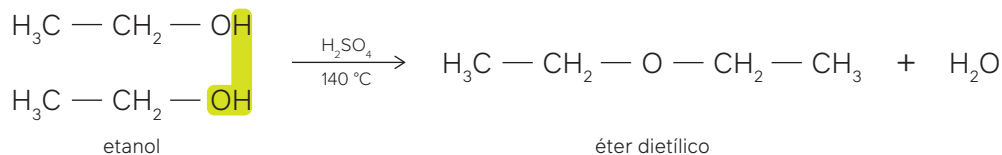
Fórmula estrutural do eugenol e da vanilina.

O éter dietílico (ou etoxietano – $C_4H_{10}O$) é o principal e mais comum éter, e talvez já fosse conhecido por alquimistas medievais, mas foi preparado no século XVI pelo médico alemão Valerius Cordus (1515-1544), ao submeter o álcool etílico à ação do ácido sulfúrico; por essa razão, essa substância também é conhecida como éter sulfúrico.

Antes da introdução dos anestésicos, cirurgias eram procedimentos extremamente dolorosos e arriscados. Os pacientes muitas vezes tinham que ser fisicamente contidos, e as intervenções eram limitadas pela necessidade de rapidez para minimizar o sofrimento. Em 1842, o médico estadunidense Crawford Williamson Long (1815-1878) realizou a primeira cirurgia utilizando o éter dietílico para anestésiar um paciente. Essa substância pode dessensibilizar a pele, por contato, permitindo cirurgias superficiais ou, quando administrada por inalação, induz um estado de perda de consciência, permitindo que os cirurgiões realizassem procedimentos mais complexos sem causar dor ao paciente. Apesar de suas vantagens, o uso de éter dietílico pode causar irritação das vias respiratórias, além de náuseas e vômitos pós-operatórios, por isso, atualmente, outros anestésicos mais seguros são utilizados.

Obtenção de éteres

Uma das reações que permitem a síntese de éteres envolve a desidratação intermolecular de álcoois. Diferentemente das desidratações que produzem os alcenos, ocorre substituição do grupo hidroxila de uma molécula do álcool por um grupo alcoxila formado a partir de uma segunda molécula do álcool. Em outras palavras, pode-se definir esse tipo de reação como sendo a eliminação de uma molécula de água formada por um grupo hidroxila de uma molécula e um átomo de hidrogênio de outra molécula.



Representação da reação de desidratação intermolecular de álcoois e produção de éter.

Outra diferença entre as desidratações inter e intramoleculares está na temperatura do sistema reacional. Temperaturas altas favorecem as desidratações intramoleculares. Nesse contexto, para a produção de éter dietílico a partir do etanol, a temperatura é próxima dos 140°C ; ao aumentar a temperatura para aproximadamente 170°C , a produção de eteno é favorecida.

Atividades propostas

- O éter *terc*-butílico e metílico (conhecido por sua sigla em inglês, MTBE) é um composto orgânico que foi muito utilizado como aditivo na gasolina, visando melhorar a eficiência da combustão e reduzir a emissão de poluentes. Indique as fórmulas molecular e estrutural, e o nome sistemático do MTBE.

Aldeídos e cetonas

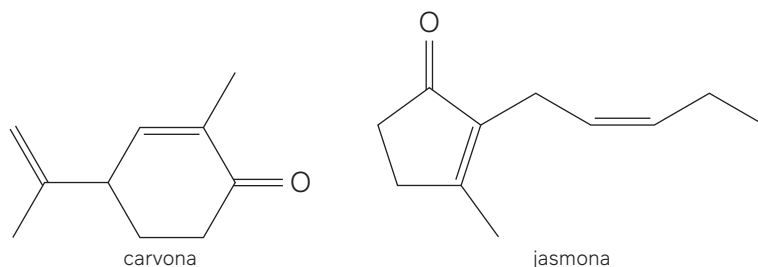
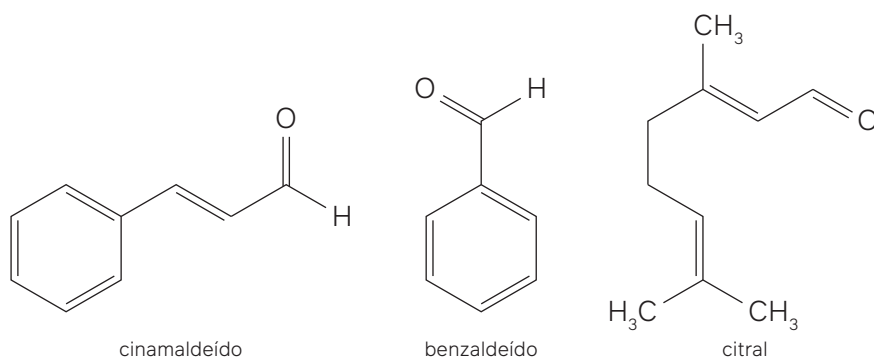
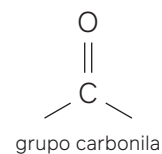
Os compostos pertencentes a essas duas classes funcionais têm em comum a presença de um ou mais grupos carbonila – átomo de carbono unido a um átomo de oxigênio por ligação dupla – na estrutura das moléculas.

Nos aldeídos com dois ou mais átomos de carbono, o grupo carbonila está localizado na extremidade da cadeia carbônica, ou seja, esse grupo está ligado a um átomo de hidrogênio e a um grupo substituinte – como metil ou fenil. Por sua vez, nas cetonas, o grupo carbonila está ligado a dois grupos orgânicos que podem ser iguais ou diferentes.

Moléculas de aldeídos e cetonas são polares devido à diferença de eletronegatividade entre os átomos de carbono e oxigênio, contudo, da mesma forma que os éteres, suas moléculas não estabelecem ligações de hidrogênio entre si, mas podem interagir com moléculas de água, por exemplo, por meio desse tipo de interação intermolecular. Essas características influenciam as propriedades físico-químicas desses compostos, como o fato de que os aldeídos e as cetonas mais simples são solúveis em água e a solubilidade nesse solvente diminui progressivamente à medida que a cadeia carbônica aumenta. Por outro lado, esses compostos são solúveis na maioria dos solventes orgânicos mais comuns, como o etanol, o éter dietílico e o benzeno.

As temperaturas de fusão e de ebulição dos aldeídos e das cetonas são, em geral, mais altas quando comparadas às dos hidrocarbonetos e dos éteres de massas molares semelhantes, porém, mais baixas do que as dos álcoois. Comparativamente, as cetonas apresentam temperaturas de fusão e de ebulição ligeiramente maiores do que a dos aldeídos de mesma massa molar.

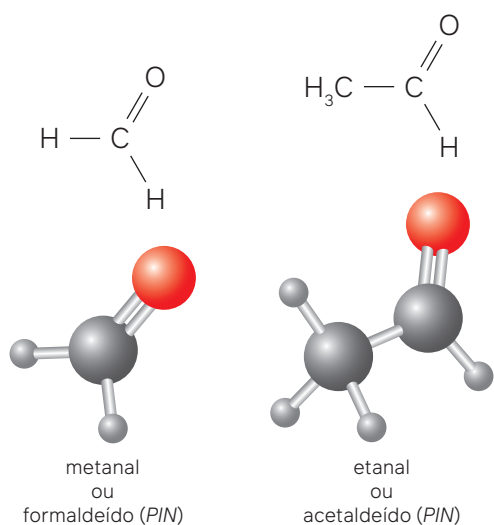
Os aldeídos e cetonas mais simples têm odor irritante e podem ser tóxicos ao serem inalados, ingeridos ou absorvidos pela pele, mas alguns desses compostos podem ser isolados de produtos naturais, como: o cinamaldeído, que confere o odor e sabor característicos da canela (*Cinnamomum verum*); o benzaldeído, encontrado nas castanhas das amêndoas (*Prunus dulcis*); o citral, o aldeído responsável pelo odor do capim-limão (*Cymbopogon citratus*); a carvona, uma cetona encontrada no óleo essencial de hortelã (*Mentha spicata*); e a jasmona, cetona encontrada no óleo essencial de jasmim (*Jasminum sp.*).



Oraclic Art

Fórmulas estruturais de alguns aldeídos e cetonas.

Os aldeídos são designados de acordo com a nomenclatura sistemática proposta pela IUPAC, aplicando-se o sufixo **al** no nome dos compostos dessa classe funcional. Nos casos em que for necessário numerar os átomos de carbono, a numeração se inicia pelo átomo de carbono do grupo funcional, independentemente da posição das insaturações ou das ramificações. Nos casos em que há dois grupos funcionais, usa-se o multiplicativo **di** antes do sufixo. Alguns aldeídos costumam ser designados por nomes usuais (ou nomes comuns), é o caso do benzaldeído – nome usual do fenilmetanal.



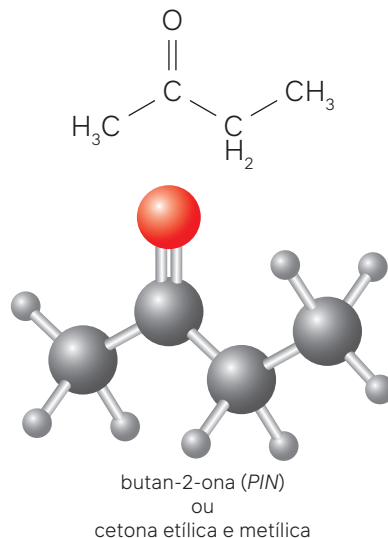
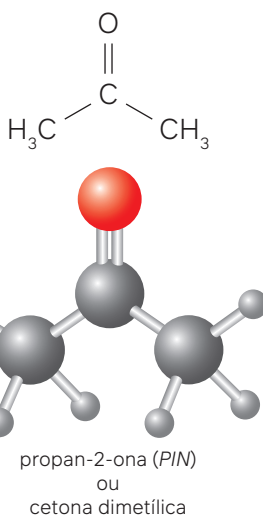
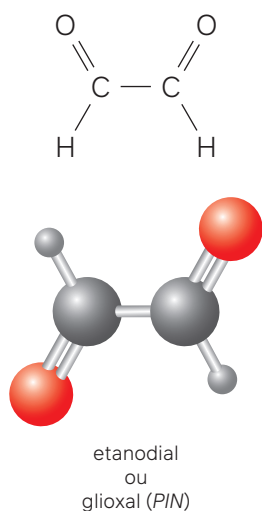
Veja alguns exemplos de compostos pertencentes à classe dos aldeídos e seus respectivos nomes.

A nomenclatura das cetonas também pode seguir a nomenclatura sistemática, aplicando-se o sufixo **ona** ao nome dos compostos enumerando os átomos de carbono da cadeia principal. A numeração é iniciada pelo átomo de carbono mais próximo do grupo funcional. Alternativamente, as cetonas podem ser designadas por uma nomenclatura de classe funcional, nesses casos, o grupo carbonila é indicado pela palavra cetona seguida dos nomes dos grupos orgânicos ligados a esse grupo, acrescidos do sufixo **ica**, em ordem alfabética e, se houver dois grupos, usamos o prefixo multiplicativo **di** antes do nome desses grupos.

Legenda para os átomos desta página



As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade. Elas não estão representadas na mesma proporção.



Alguns exemplos de aldeídos e cetonas.

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Principais aldeídos e cetonas

O metanal, ou formaldeído, o aldeído mais simples (CH_2O), é um gás incolor nas condições ambiente que, quando dissolvido em água, forma uma solução cuja concentração máxima é de 40% em massa, conhecida por formol, ou formalina. Essa substância é extremamente irritante para as mucosas e classificada como cancerígena para humanos pela OMS, por essa razão, o uso de formol na composição de produtos destinados ao alisamento capilar – conhecido como escova progressiva – é proibido no Brasil desde 2009. O formol tem propriedades desinfetantes e preservativas, o que o torna útil em diversas aplicações; na indústria de cosméticos, por exemplo, é usado como conservante na concentração máxima de 0,2% em massa. Além disso, as soluções de formaldeído são úteis na conservação de animais, órgãos e tecidos para estudos anatômicos.

A acetona (cetona dimetílica ou propan-2-ona), em temperatura ambiente, é um líquido que apresenta odor irritante e se dissolve tanto em água como em solventes orgânicos; por isso, é muito utilizada como solvente de tintas, vernizes e esmaltes. Na indústria de alimentos, a propan-2-ona é bastante importante para extração de óleos e gorduras de sementes, como soja, amendoim e girassol.

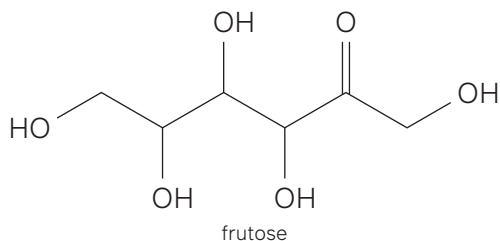
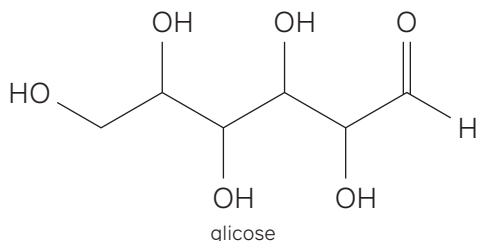


Serpente coral-verdadeira preservada em formol. Uma serpente adulta dessa espécie tem cerca de 90 cm. Londrina (PR), 2023.

Atividades propostas



1. A glicose e a frutose são dois exemplos de açúcares classificados como monossacarídeos.



Oraclic Art

A respeito dessas duas substâncias, afirma-se:

- Na molécula da glicose, há grupos funcionais característicos das classes funcionais dos álcoois e das cetonas.
- Na molécula da frutose, há grupos funcionais característicos das classes funcionais dos álcoois e das cetonas.
- Esses dois açúcares apresentam a mesma fórmula molecular.

Está correto o que se afirma em:

- | | |
|------------------|-----------------------|
| a) I, somente. | d) I e II, somente. |
| b) II, somente. | e) II e III, somente. |
| c) III, somente. | |

- Indique as fórmulas estruturais de um aldeído e de uma cetona que apresentam massa molar 58 g/mol. Quais são os nomes dessas substâncias?
- Algumas cetonas têm nomes triviais bastante comuns. Além da acetona (propan-2-ona), podemos citar a biacetila (butano-2,3-diona), usada como aromatizante da margarina, uma dicetona formada por quatro átomos de carbono de cadeia normal e saturada; e a benzofenona (cetona difenilica), usada como conservantes na indústria de cosméticos, uma cetona aromática. Indique as fórmulas molecular e estrutural para cada um desses compostos.

Recapitule



Neste capítulo, estudamos algumas classes funcionais dos compostos orgânicos que contêm átomos de oxigênio em sua estrutura: os álcoois, os enóis, os fenóis, os éteres, os aldeídos e as cetonas. Aprendemos também que cada classe funcional é caracterizada por um grupo funcional distinto, e que a posição dos átomos de oxigênio nesses grupos influencia as propriedades físico-químicas e a reatividade dos compostos orgânicos. Além disso, verificamos que um mesmo composto orgânico pode apresentar dois ou mais grupos funcionais diferentes. Na seção **Ciência por dentro**, investigamos a produção do etanol – substância utilizada como combustível e também presente nas bebidas alcoólicas –, e os efeitos dessa substância no nosso organismo foram abordados nas **Atividades propostas**.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da próxima questão: Quantos compostos diferentes podem ser obtidos a partir de uma mistura de metanol e etanol na presença de H_2SO_4 sob aquecimento, considerando os mecanismos de desidratação inter e intramolecular? Quais são os nomes desses possíveis produtos?

Agora, siga os passos abaixo para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo.

- Afirmar:** em seu caderno, escreva uma afirmação sobre um aspecto importante do conteúdo estudado neste capítulo, por exemplo: "As reações de substituição em alcanos podem produzir diferentes compostos com a mesma composição química".
- Apoiar:** busque no texto do capítulo evidências que apoiem sua afirmação. Transcreva esses trechos para o caderno.
- Justificar:** explique como e por que as evidências escolhidas por você apoiam a afirmação indicada anteriormente.

Organize essas informações e compartilhe com os colegas da turma sua afirmação, as evidências coletadas e suas justificativas.

Oxidação e redução de compostos orgânicos



Caду De Castro/Pulsar Imagens

Processos de fermentação são utilizados há milênios para a produção de bebidas alcoólicas, como o caxiri, tradicional entre povos indígenas como os macuxi. Nesses processos, ocorrem reações orgânicas de oxirredução, nas quais as moléculas de carboidratos – amido, por exemplo – são convertidas em moléculas de etanol. Na imagem, a indígena macuxi está ralando mandioca e batata-roxa para a produção de caxiri. (Terra Indígena Raposa Serra do Sol - Normandia (RR), 2021).



Para refletir

1. Se uma garrafa de vinho é mantida aberta, em alguns dias, a bebida começa a exalar um cheiro semelhante ao do vinagre. Como você explica esse fenômeno?
2. Como é possível verificar se uma molécula orgânica participou de uma reação de oxirredução? Escreva a definição para esses processos.
3. Como diferenciar uma reação de oxidação e uma reação de redução que podem ocorrer em compostos orgânicos?

Objetivos do capítulo

- Reconhecer os compostos pertencentes à classe dos ácidos carboxílicos, designando-os por meio da nomenclatura sistemática e relacionando esses nomes à estrutura das moléculas.
- Conhecer alguns ácidos carboxílicos representativos, suas propriedades e utilizações no cotidiano.
- Determinar o número de oxidação dos átomos de carbono nas moléculas orgânicas e aplicar esse conhecimento para diferenciar os processos de oxidação e de redução de compostos orgânicos.
- Prever os produtos das reações de oxirredução, de acordo com as moléculas reagentes e os meios reacionais, e representar essas reações por meio de equações químicas.

Fermentação alcoólica e acética

► Ciências da Natureza

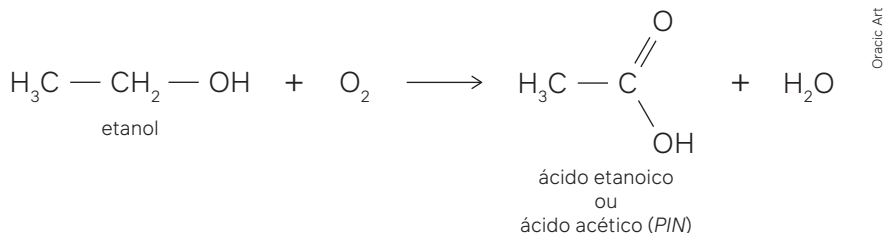
O estudo sobre a fermentação pode ser aprofundado no **Capítulo 4** do livro de **Biologia** desta coleção.

No **Capítulo 19**, estudamos que a **fermentação alcoólica** é uma das formas de obtenção de etanol. Nesse processo bioquímico, carboidratos – como a glicose – são convertidos em etanol e dióxido de carbono (CO₂) por meio da ação de leveduras, como a *Saccharomyces cerevisiae*. Esse processo não é somente utilizado para a obtenção de combustíveis como também para a produção de bebidas alcoólicas. O etanol obtido por meio da fermentação é uma prática milenar; indícios de sua produção foram encontrados em registros da Mesopotâmia datados de 7 000 a.C. Os antigos egípcios também produziam cerveja e vinho por meio da fermentação. Essas bebidas eram usadas tanto em cerimônias religiosas quanto na vida cotidiana.

Outro exemplo do uso da fermentação alcoólica é a produção do caxiri, uma bebida fermentada, consumida tradicionalmente pelos povos indígenas da Amazônia. O caxiri é produzido principalmente a partir da mandioca (*Manihot esculenta*) e utilizado em diversas cerimônias e festividades.

Tanto a produção quanto o consumo dessa bebida representam mais do que uma simples atividade culinária, são práticas profundamente enraizadas na vida social e espiritual desses povos. Seu consumo é associado, por exemplo, a rituais de passagem, celebrações de colheita, festividades e outras cerimônias importantes.

A **fermentação acética** é um processo de oxidação que transforma o etanol em ácido acético – substância encontrada no vinagre – promovido por bactérias do gênero *Acetobacter* e *Gluconobacter*. Diferentemente da fermentação alcoólica, esse tipo de fermentação é um processo aeróbico, ou seja, ocorre na presença de gás oxigênio. De forma simplificada, a produção de ácido acético pode ser representada pela equação química:



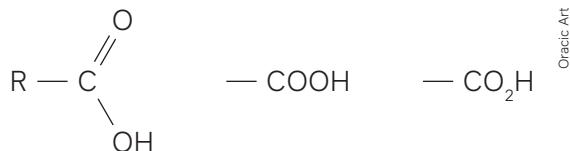
A produção de vinagre também tem uma longa história, com registros de seu uso datando de, aproximadamente, 5 000 a.C. na Babilônia. O vinagre era usado tanto como condimento quanto como conservante de alimentos. Com o tempo, o processo de fermentação acética foi aperfeiçoado, levando à produção de vinagres com diferentes sabores e propriedades.



Scimat/Science Source/Fotoarena

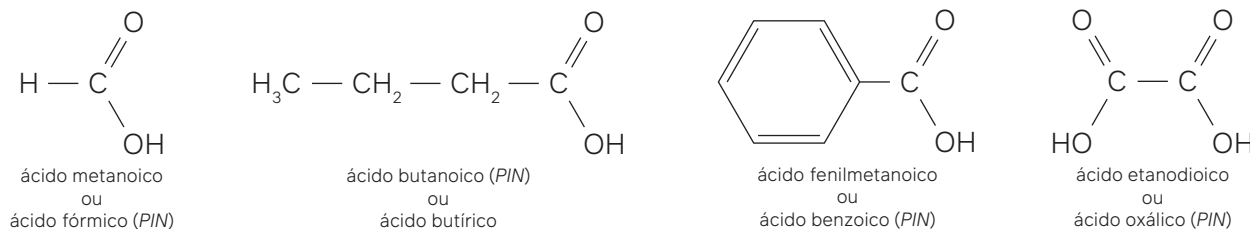
Ácidos carboxílicos

O ácido acético é um exemplo de composto orgânico pertencente à classe funcional dos ácidos carboxílicos – compostos que contêm pelo menos um grupo carboxila na estrutura. Um grupo carboxila é formado por um grupo hidroxila (—OH) ligado ao átomo de carbono de um grupo carbonila (—C=O) e, como você pode notar a seguir, pode ser representado de diferentes formas.

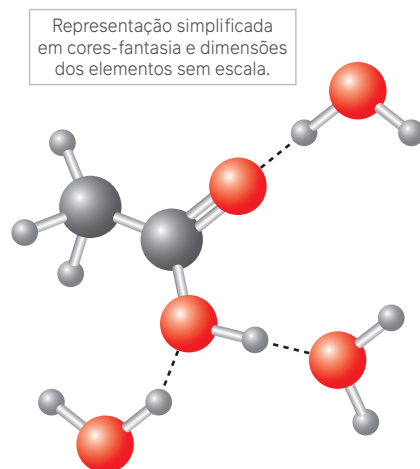


Fotografia obtida por micrografia eletrônica de varredura de bactérias do gênero *Acetobacter*. Ampliação aproximada de 3 800 vezes.

Os ácidos carboxílicos são designados de acordo com a nomenclatura sistemática estudada no **Capítulo 17**, contudo, para identificar esses compostos, usamos o termo **ácido** antes do nome que designa a cadeia carbônica do composto, ao qual aplica-se o sufixo **oico**. Nos casos em que for necessário numerar os átomos de carbono que formam a cadeia principal, a numeração inicia-se pelo átomo de carbono da carboxila, independentemente da posição de insaturações ou de ramificações presentes na estrutura. Alternativamente, a IUPAC também considera o uso de nomes usuais para alguns compostos dessa classe funcional.



As propriedades físico-químicas dos ácidos carboxílicos estão diretamente relacionadas à presença e à quantidade de grupos funcionais nas moléculas e, da mesma forma que os outros compostos orgânicos, à quantidade de átomos de carbono na estrutura. A geometria e composição do grupo funcional nas moléculas dos ácidos carboxílicos permitem que se estabeleçam ligações de hidrogênio entre si e com moléculas de água. Por conta da elevada intensidade dessas interações, os ácidos carboxílicos têm temperaturas de fusão e de ebulição mais altas, se comparadas às dos álcoois de massa molar semelhante. Observa-se, experimentalmente, que o aumento da cadeia carbônica dos ácidos carboxílicos resulta em temperaturas mais elevadas de fusão e ebulição. Em relação à solubilidade, os ácidos carboxílicos mais simples são solúveis tanto em água quanto em solventes orgânicos, contudo, a solubilidade desses compostos em água diminui com o aumento da cadeia carbônica. A explicação para esse fenômeno é que, com o aumento no número de átomos de carbono, predomina o caráter apolar da cadeia carbônica frente ao caráter polar do grupo funcional carboxila ($-\text{COOH}$).



Na ilustração, as linhas tracejadas representam as ligações de hidrogênio que se estabelecem entre uma molécula de ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) e moléculas de água.

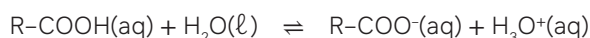
Propriedades físicas de ácidos carboxílicos e pentan-1-ol

Fórmula estrutural	Nome	Massa molar (g/mol)	Temperatura de ebulição (°C)	Solubilidade em H_2O (a 25 °C)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	ácido butanoico	88	164	Infinita
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	pentan-1-ol	88	138	2,2 g/100 g
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	ácido pentanoico	102	186	4,5 g/100 g
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	ácido hexanoico	116	205	1,0 g/100 g

Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

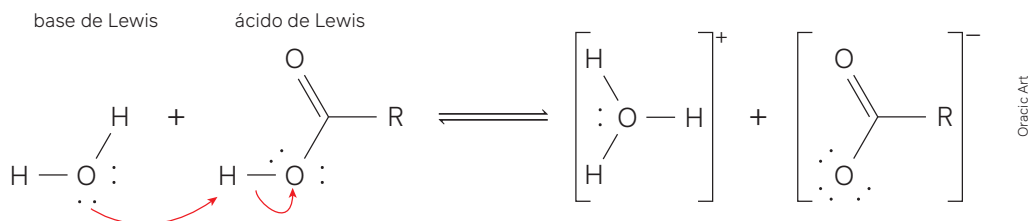
Os ácidos carboxílicos podem ser classificados como ácidos de Arrhenius – substâncias que ionizam em água, liberando íons H^+ como único cátion – e como ácidos de Brønsted-Lowry – substâncias doadoras de prótons (íons H^+). Contudo, eles são ácidos mais fracos em comparação a alguns ácidos inorgânicos.

Considerando a teoria ácido-base proposta por Brønsted e por Lowry, a ionização dos ácidos carboxílicos pode ser representada de forma simplificada por meio do equilíbrio químico:



Os ácidos carboxílicos também podem ser estudados segundo outra teoria de ácido-base, proposta em 1923 pelo químico estadunidense Gilbert Newton Lewis (1875-1946). Essa teoria redefine os conceitos de ácidos e bases de maneira que não haja dependência de meio aquoso ou da transferência de prótons para que haja ionização. Ela tem como base a formação de ligações covalentes coordenadas – resultantes da transferência de um par de elétrons – entre as espécies químicas. Assim, um ácido é definido como uma espécie química capaz de aceitar um par de elétrons de uma base, que, por sua vez, é capaz de doar um par de elétrons.

No caso dos ácidos carboxílicos, um dos pares de elétrons não ligantes do átomo de oxigênio nas moléculas de água – que atuam como base de Lewis – é doado para o átomo de hidrogênio do grupo hidroxila do ácido carboxílico. Nesse processo, ocorre a cisão heterolítica da ligação H — O, e o par de elétrons compartilhados nessa ligação covalente permanecem com o átomo de oxigênio, produzindo íons oxônio (H_3O^+) e ânions carboxilatos ($\text{R} - \text{COO}^-$).

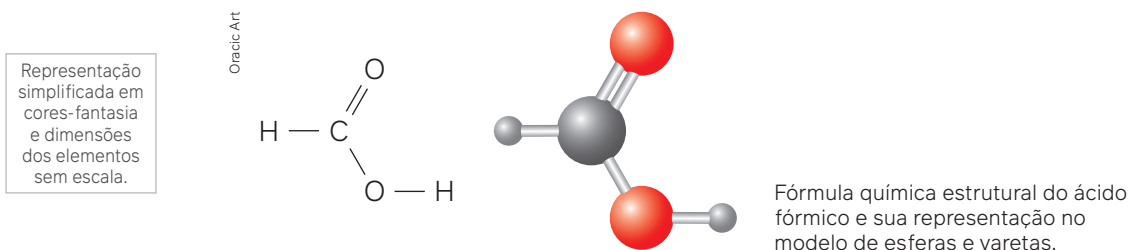


A seguir, apresentamos alguns ácidos carboxílicos e suas propriedades.

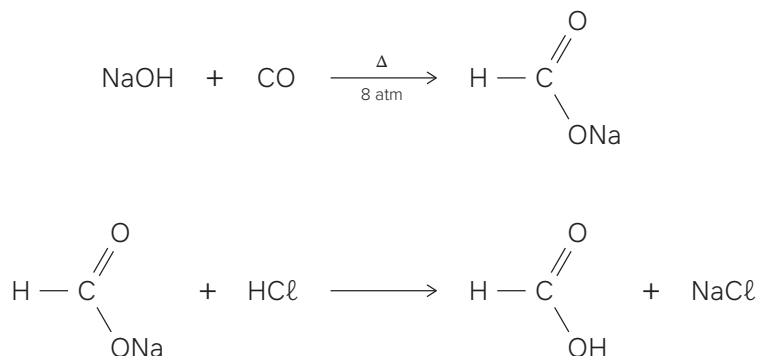
Esclareça que não há teoria ácido-base certa ou errada. Cada teoria estudada neste livro (Arrhenius, Brönsted-Lowry e Lewis) oferece uma perspectiva diferente e complementar sobre o comportamento dos ácidos e bases. A teoria de Lewis, por exemplo, é útil para explicar o comportamento de substâncias que não são abarcadas pelas definições anteriores, como alguns óxidos, cátions metálicos e compostos de boro e alumínio.

Ácido fórmico

O ácido carboxílico mais simples, isto é, que contém apenas um átomo de carbono, é o ácido metanoico, também conhecido como ácido fórmico (*PIN*). Essa substância é um líquido incolor à temperatura ambiente (TF = 8,3 °C e TE = 101 °C), de odor irritante e que pode causar queimaduras químicas severas na pele e outros tecidos orgânicos. Historicamente, o ácido fórmico era obtido por meio da destilação de fluidos corporais de algumas espécies de formigas – como a formiga tucandeira (*Paraponera clavata*) – fato que explica o nome usual dessa substância, derivado do latim *formica*. Esse processo de extração foi descrito pela primeira vez no século XVII pelo naturalista inglês John Ray (1627-1705).



Além de ser produzida por algumas espécies de insetos como mecanismo de defesa, essa substância é encontrada naturalmente em algumas plantas, como urtigas e pinheiros. Industrialmente, é sintetizada em grande escala por meio da reação do monóxido de carbono (CO) com hidróxido de sódio (NaOH), seguida de acidificação com ácido clorídrico (HCl). É utilizado na indústria têxtil – para o tingimento de tecidos –, na agricultura – como conservante de forragens e silagens –, na indústria alimentícia – como conservante – e em laboratórios químicos, como reagente.



Oraclic Art

Saiba mais

O rito da Tucandeira, ritual que assinala a passagem da infância para a fase adulta dos meninos do povo sateré-mawé, envolve colocar a mão em uma luva feita de palha trançada que contém formigas com os ferrões voltados para o interior do artefato. O jovem recebe dolorosas picadas enquanto os demais membros da comunidade entoam cânticos e dançam ao redor.



Fotografias: Fabio Colombini

(A) Indígena adolescente com luvas usadas nos ritos da Tucandeira – tradicionais entre o povo sateré-mawé (Aldeia Inhaã-Bé, Igarapé do Tiú - Manaus, 2022). (B) Formigas tucandeiras (*Paraponera clavata*) são conhecidas por seu tamanho avantajado (1,8 cm a 2,5 cm) e pela intensidade da dor provocada por sua picada.

Ácido acético

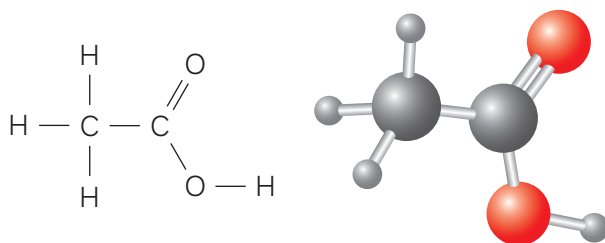
O ácido etanoico, também chamado de ácido acético (*PIN*), é um líquido incolor à temperatura ambiente (TF = 17 °C e TE = 117,9 °C), de odor irritante e sabor azedo. Ele foi isolado pela primeira vez a partir do vinho azedo, fato que explica o nome trivial dessa substância, do latim *acetum*, azedo.

O vinagre, amplamente usado como tempero na alimentação, é uma solução aquosa que contém entre 6% e 10% em massa de ácido acético. Além de seu uso culinário, o ácido acético também tem aplicações na indústria química, têxtil e farmacêutica, onde é utilizado como reagente e intermediário na síntese de diversos produtos.

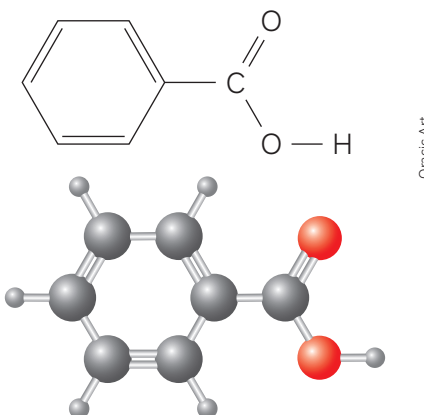
Ácido benzoico

O ácido fenilmetanoico, também chamado de ácido benzoico (*PIN*), é um sólido à temperatura ambiente (TF = 122,3 °C e TE = 250 °C), pouco solúvel em água e que tem propriedades antimicrobianas. No século XVI, o ácido benzoico foi obtido pela primeira vez, a partir do benjoim, uma resina vegetal. Posteriormente, ele também foi encontrado em plantas e frutos, incluindo mirtilos e outras frutas vermelhas. Na natureza, o ácido benzoico e seus derivados são comuns e desempenham importantes papéis na defesa das plantas contra microrganismos.

Representações simplificadas em cores-fantasia e dimensões dos elementos sem escala.



Fórmula química estrutural do ácido acético e sua representação no modelo de esferas e varetas.



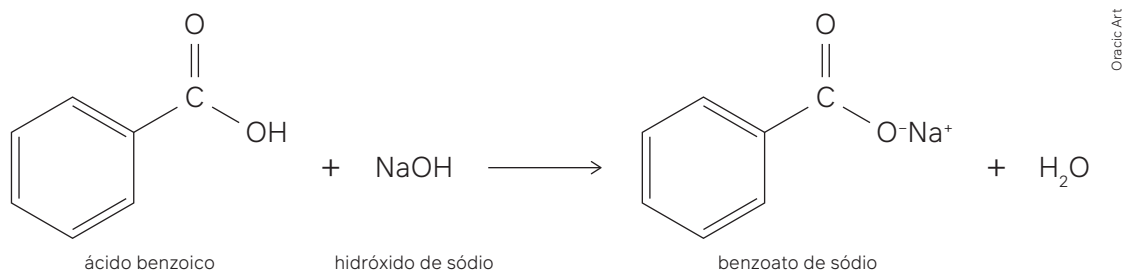
Fórmula química estrutural do ácido benzoico e sua representação no modelo de esferas e varetas.

Reações características de ácidos carboxílicos

A partir de ácidos carboxílicos, é possível obter outros compostos como os sais de ácidos carboxílicos, os anidridos e os cloretos de acila.

Reações ácido-base

Os ácidos carboxílicos reagem com bases inorgânicas, permitindo a obtenção de sais orgânicos – classificados como **sais de ácidos carboxílicos** – e de moléculas de água. Compostos dessa classe funcional são designados segundo a nomenclatura de sais inorgânicos, indicando o nome do ânion carboxilato – baseado no nome do ácido carboxílico correspondente, substituindo a terminação **ico** pela terminação **ato** –, a preposição **de** e o nome do cátion. Por exemplo, o ácido benzoico (C_6H_5-COOH), ao reagir com o hidróxido de sódio ($NaOH$), produz benzoato de sódio ($C_6H_5-COO^-Na^+$), um sal utilizado como conservante nas indústrias alimentícia, farmacêutica e de cosméticos.



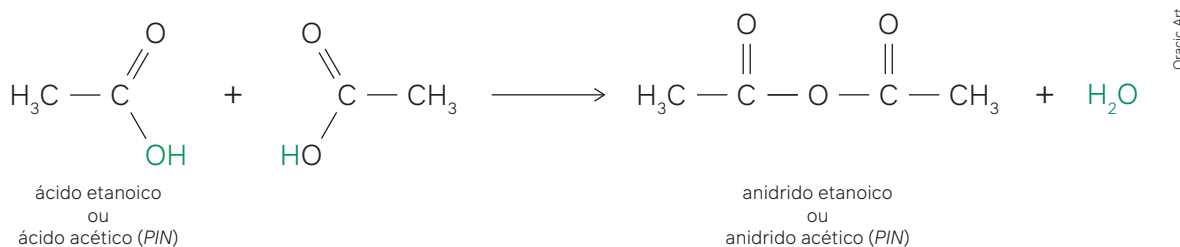
A reação entre ácido acético (CH_3COOH) e bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) resulta na formação de acetato de sódio ($CH_3COO^-Na^+$), água e dióxido de carbono (CO_2).



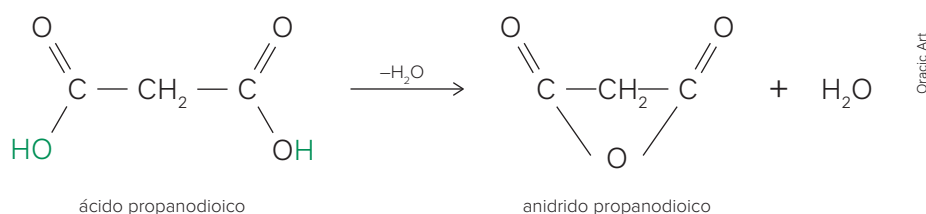
Reações de desidratação dos ácidos carboxílicos

A reação de desidratação intermolecular dos ácidos carboxílicos é outro exemplo das reações orgânicas de eliminação. Nesse caso, duas moléculas do ácido eliminam uma molécula de água, produzindo compostos classificados como anidridos orgânicos (do grego, *an*, sem; e *hydro*, água). Os anidridos são designados com o mesmo nome do ácido carboxílico de origem, havendo a troca da palavra ácido pela palavra anidrido.

Por exemplo, a desidratação intermolecular do ácido acético (ácido etanoico) leva à formação do anidrido acético (anidrido etanoico):

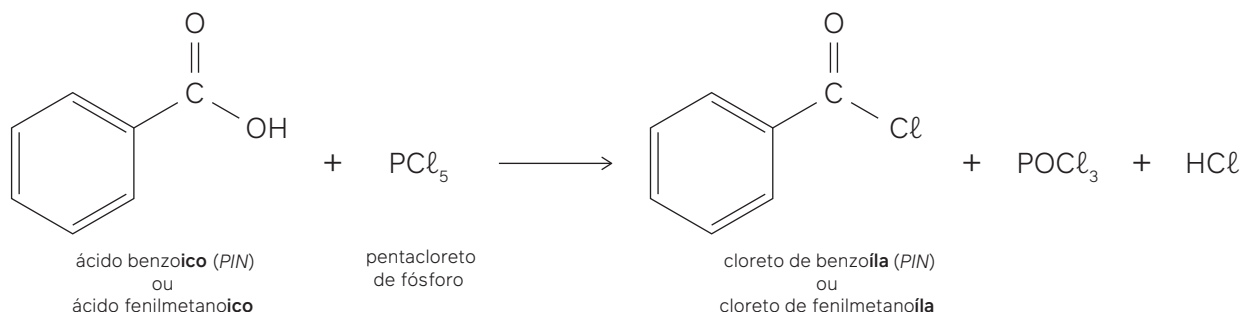


Os ácidos dicarboxílicos, como o ácido propanodioico, podem participar de reações de desidratação intramolecular. Nesses tipos de reação, os anidridos cíclicos mais estáveis são aqueles com cinco ou seis átomos formando o anel.



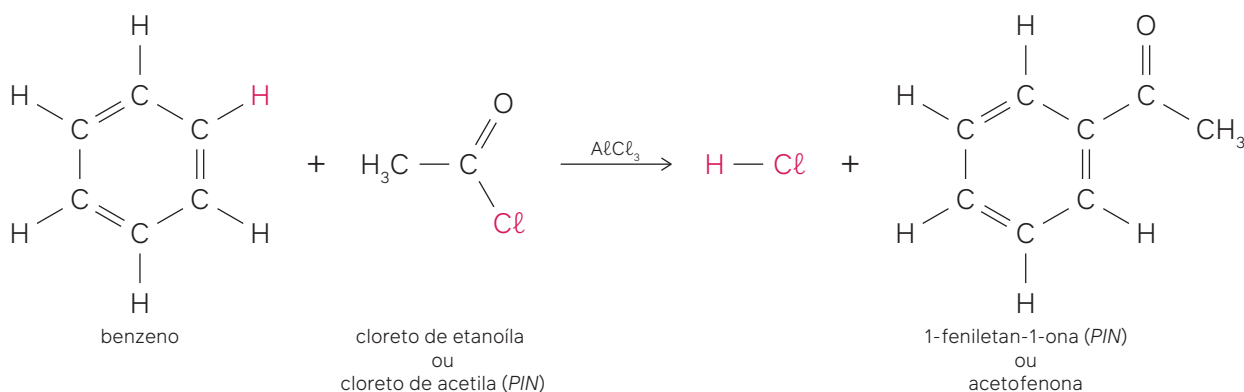
Reações de substituição

O grupo hidroxila (—OH) dos ácidos carboxílicos pode ser substituído por átomos de halogênio, formando compostos classificados como **haletos de acila**. Os mais comuns são aqueles obtidos pela substituição do grupo —OH por átomos de cloro, em reações entre um ácido carboxílico e cloreto de tionila (SOCl_2) ou pentacloreto de fósforo (PCl_5). Para nomear haletos de acila, indica-se o nome do ânion do halogênio, a preposição **de** e o nome do grupo acila (nome do ácido carboxílico correspondente, substituindo a terminação **ico** pela terminação **ila**).



Oraclic Art

Os cloretos de acila são altamente reativos e têm diversas aplicações na Química Orgânica e na área industrial devido à sua capacidade de formar novos compostos por meio de reações de acilação. A reação entre o benzeno e o cloreto de acetila é um exemplo de acilação de Friedel-Crafts, transformação química que permite obter cetonas aromáticas.



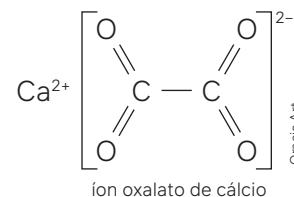
Oraclic Art

Saiba mais

Cálculos renais

Os cálculos renais, conhecidos popularmente como pedras nos rins, são formações sólidas de cristais que se acumulam no sistema urinário. Esses cálculos podem causar dor intensa e complicações no trato urinário. Entre os diversos tipos de cálculo renal, os mais comuns são os de oxalato de cálcio, que se formam quando há uma alta concentração de íons oxalato – derivados do ácido etanodioico – e íons cálcio na urina, levando à precipitação e à cristalização desse sal de ácido carboxílico. Isso pode ocorrer devido a vários fatores, incluindo dieta rica em oxalato, desidratação, predisposição genética ou outras condições médicas.

A prevenção dos cálculos renais de oxalato de cálcio pode envolver a hidratação adequada e uma dieta balanceada, entretanto, para indivíduos com histórico de cálculos renais, o acompanhamento médico é indispensável.



Oraclic Art



Fake news sobre a mistura de vinagre com bicarbonato de sódio

Os benefícios da mistura de vinagre com bicarbonato de sódio é uma fonte de desinformação espalhada por *fake news* na internet. É muito comum utilizar essa combinação em demonstrações de reações químicas, contudo, muitas das afirmações sobre os benefícios dessa mistura divulgadas na internet ou em redes sociais não têm base científica. Nesta atividade, você e seus colegas de equipe irão analisar alguns supostos benefícios atribuídos ao uso da mistura de vinagre e bicarbonato de sódio e produzir uma série de *posts* para as redes sociais.

Procedimento

1. Em equipes, leiam o texto a seguir.

Fake News: o que são

Já ouviu falar em *fake news*? Esse é um termo inglês que quer dizer simplesmente notícia falsa. Não há consenso exatamente sobre o que seriam essas notícias. Passam desde o bom e velho boato, que circula como uma fofoca, até notícias fabricadas propositalmente para atingir um objetivo. E abrange, ainda, o conceito de pós-verdade.

Em 2016, o dicionário Oxford definiu “pós-verdade” como sendo a palavra do ano. O termo foi utilizado pela primeira vez em 1992, mas ganhou outra dimensão com a expansão da internet. Hoje, uma notícia se espalha em poucos minutos e ganha *status* de verdade apenas por ter sido compartilhada em uma rede social ou através de um aplicativo de mensagem.

Segundo o dicionário Oxford, os fatos objetivos têm menos influência que os apelos às emoções e às crenças pessoais para moldar a opinião pública. E é utilizando essa característica que são criadas e divulgadas notícias com intenção de obter vantagens econômicas ou políticas. As já citadas *fake news*.

Em seminário promovido pelo Conselho de Comunicação Social do Congresso Nacional, Marcelo Vitorino, professor de *marketing* político e digital [...] destacou que é importante definir o que é exatamente *fake news* e como agem os replicadores.

Segundo Vitorino, é preciso separar aqueles que criam e divulgam as notícias com o objetivo de causar danos de um mero replicador, que é a pessoa que não teve o trabalho de checar um fato e que simplesmente compartilhou.

Marcelo Vitorino: “Antigamente, tínhamos a parte de impressos que eram os panfletos apócrifos, distribuídos em eleições, geralmente na sexta ou no sábado à noite antes da eleição, e aquilo mudava o resultado eleitoral, porque havia carros de som, rádios piratas e o boca a boca. Com a guerrilha e a *fake news*, nós entramos em outro universo. Há blog, rede social, e-mail, mensagem instantânea e também os agregadores multimídia, coisa que eu não vi muita gente falando [...]”

Marcelo Vitorino divide o que ele chama de guerrilha para distribuição de notícias falsas em quatro elementos principais. O criador, que pode ser uma agência ou profissionais contratados, cidadãos comuns ativistas e militantes ideológicos. Os hospedeiros são profissionais especializados em hospedar os conteúdos sem deixar rastros. Os disseminadores que, na maioria das vezes, são cidadãos comuns, mas podem ser ativistas também. E há o motivador, que é quem paga a conta. Vitorino explica como é esse funcionamento, a partir de quando um criador recebe uma demanda.

Marcelo Vitorino: “Ele adquire equipamentos no mercado paralelo de forma que não se consegue rastrear o código do aparelho. Ele abre contas em ferramentas e em plataformas. Depois disso, ele pesquisa públicos e canais e desenvolve conteúdos, e desenvolve um ambiente de hospedagem, que é onde, efetivamente, vai colocar a notícia falsa. Ele tem que ter uma casinha, tem que ter um site. Aí há o hospedeiro que vai lá e simplesmente deixa esse conteúdo todo ativo. Ele passa a não ter contato mais com o criador... Isso é como se fosse uma quadrilha. Eu estou deixando isto claro para vocês: isso é uma quadrilha. É como quando os sequestradores passaram a terceirizar quem sequestra, quem mantém no cativeiro. Isso é *fake news* hoje. Esse é o tipo de *fake news* que bagunça uma eleição. Não é do usuário comum. Depois disso, há o disseminador, que é aquele que dissemina o conteúdo usando perfis falsos. Ele impulsiona usando cartão de crédito pré-pago. E ele envia o conteúdo pelo serviço de e-mail [...]”

Já a jornalista Bia Barbosa, Secretária-Geral do Fórum Nacional pela Democratização da Comunicação, alerta que o fenômeno das chamadas *fake news* não se restringe à internet.

Bia Barbosa: “A internet é uma plataforma que, claro, concordando com os que me antecederam, potencializa, aumenta brutalmente a velocidade e o alcance desses conteúdos, mas ela é um ambiente onde esses conteúdos se

desenvolvem e não é o único ambiente em que esses conteúdos se desenvolvem. É fundamental a gente lembrar, se a gente está tão preocupado com esse debate porque estamos às vésperas de um processo eleitoral, a gente precisa lembrar também o quanto os meios tradicionais também, historicamente, incidiram em processos eleitorais no Brasil.”

Segundo Bia Barbosa, artifícios como manipulação de notícias, desinformação, descontextualização e uma cobertura enviesada dos meios de comunicação sempre existiram, e têm que ser combatidos assim como a propagação das notícias falsas.

[...]

THATY, M. *Fake News: o que são. Câmara dos Deputados. Rádio Câmara, Brasília, DF, 7 maio 2018.* Disponível em: <https://www.camara.leg.br/radio/programas/537058-fake-news-o-que-sao/>. Acesso em: 21 jul. 2024.

2. Pesquisem exemplos de notícias falsas que envolvam os benefícios do uso da chamada “misturinha” de vinagre e bicarbonato de sódio.

Trocando ideias

1. Conversem sobre os principais pontos acerca das *fake news* apresentados no texto.
2. Compartilhem os resultados das pesquisas e discutam o que pode ser esclarecido ou desmentido a respeito do tema.
3. Organizem-se para produzir uma série de *posts* para as redes sociais. Essas postagens podem ser vídeos curtos, cartazes digitais ou textos alertando sobre os perigos das *fake news* e abordando a importância de sempre checar as informações antes de compartilhá-las.

Atividades propostas



1. (Uece – 2023) Os ácidos carboxílicos mais presentes em nosso cotidiano são os de menor cadeia, tais como o ácido fórmico (ácido metanoico) e o ácido acético (ácido etanoico), que correspondem, respectivamente, aos principais componentes do veneno da picada de formigas e do vinagre usado na culinária. Com relação aos ácidos carboxílicos, analise as seguintes afirmações:
 - I. São compostos orgânicos com um ou mais grupos —COOH ligados à cadeia carbônica.
 - II. O grupo funcional destes compostos é denominado carboxila.
 - III. Podem ser classificados em: alifáticos, aromáticos, monocarboxílicos e dicarboxílicos.É correto o que se afirma em
 - a) I, II, III.
 - b) I e II apenas.
 - c) II e III apenas.
 - d) I e III apenas.
2. A casca e as folhas da árvore do salgueiro-branco (*Salix alba*) é uma fonte natural de ácido salicílico, um composto com propriedades analgésicas. O ácido salicílico é estruturalmente relacionado ao ácido benzoico, entretanto, há mais um grupo hidroxila ligado à posição *orto* do anel aromático. Em seu caderno, represente a estrutura do ácido salicílico e indique quais as classes funcionais desse composto.
3. Ácido butírico (do latim *butyrum*, manteiga) é o nome usual do ácido carboxílico que contribui para o cheiro de manteiga rançosa. Esse ácido tem quatro átomos de carbono organizados em uma cadeia linear e saturada. Em seu caderno, indique a fórmula estrutural e o nome sistemático do ácido butírico.
4. Os ácidos hexanoico, octanoico e decanoico são responsáveis pelo odor desagradável exalado por bodes e cabras. Por isso, são designados como ácidos caproico, caprílico e cáprico, respectivamente.
 - a) Indique as fórmulas estruturais desses ácidos.
 - b) Ordene esses ácidos carboxílicos em ordem crescente de temperatura de ebulição. Justifique sua resposta.
 - c) Preveja qual desses ácidos carboxílicos será mais solúvel em água.
5. A síntese de moléculas orgânicas é um amplo campo de estudos em constante transformação. Muitas moléculas orgânicas sintéticas são base para novos medicamentos, materiais e produtos químicos industriais. Por exemplo, moléculas de ácido adípico – um ácido dicarboxílico com fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4$ – podem ser utilizadas na preparação de fibras de náilon; de anidrido adípico, composto utilizado como solvente em algumas aplicações industriais; e de adipato de sódio, aditivo alimentar (E356) usado como regulador de acidez, encontrado em produtos alimentícios processados – incluindo bebidas, sobremesas e produtos de panificação. Em seu caderno, indique as equações químicas que representam as reações que permitem a obtenção de anidrido adípico e de adipato de sódio a partir do ácido adípico. Depois, forneça os nomes sistemáticos para as substâncias orgânicas representadas.

Reações orgânicas de oxirredução

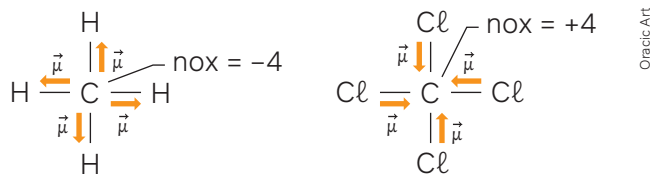
No **Capítulo 7**, estudamos que as reações de oxirredução são transformações químicas que envolvem a transferência de elétrons de uma espécie química para outra. Por outro lado, nas reações orgânicas de oxirredução, as transferências de elétrons não são tão evidentes quanto nas reações inorgânicas, porque não são todos os átomos de carbono de uma molécula que passam por mudanças no número de oxidação (nox).

Para determinar o nox dos átomos de carbono em compostos orgânicos, é necessário verificar os átomos ligados a cada um dos átomos de carbono na molécula individualmente, tendo em mente que os elétrons nas ligações covalentes não são compartilhados igualmente entre átomos com diferentes eletronegatividades.

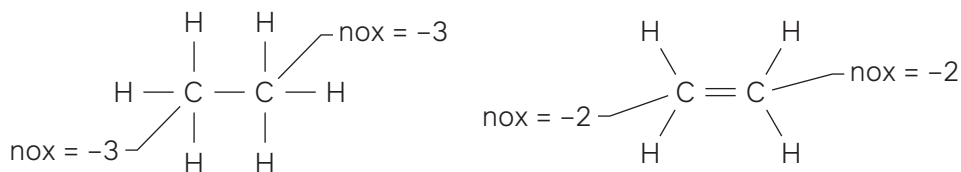
Se liga

A eletronegatividade é um parâmetro originalmente introduzido pelo químico estadunidense Linus Carl Pauling (1901-1994), que descreve, em termos relativos, a tendência de um átomo para atrair os elétrons em uma ligação interatômica. A diferença de eletronegatividade entre dois átomos nos dá uma medida para o estudo da polaridade das ligações, sendo útil também na determinação do nox dos átomos unidos por meio de ligação covalente.

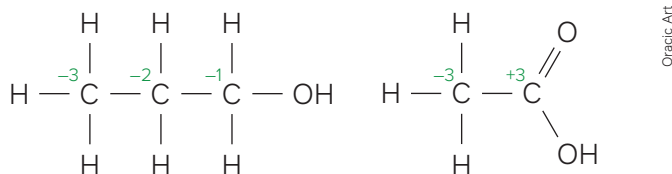
Por exemplo, em uma molécula de metano (CH_4), em que os átomos de carbono são os mais eletronegativos, cada uma das ligações com os átomos de hidrogênio torna o nox desse átomo de carbono negativo em uma unidade (-1), resultando em um nox = -4. Por outro lado, cada um dos átomos de hidrogênio tem nox = +1. Já na molécula de tetracloreto de carbono (CCl_4), em que os átomos de cloro são mais eletronegativos, cada uma das ligações com esses átomos torna o nox do átomo de carbono positivo em uma unidade (+1), resultando em um nox = +4 para esse átomo e em um nox = -1 para cada átomo de cloro.



Considerando as moléculas de etano (C_2H_6) e eteno (C_2H_4), podemos aplicar o mesmo raciocínio para determinar o nox dos átomos de carbono. Nesses casos, vale a pena ressaltar que as ligações entre os átomos de carbono – quer sejam simples, duplas ou triplas – não influenciam o número de oxidação desses átomos.



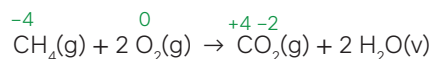
Por sua vez, nas moléculas do propan-1-ol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$) e do ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$), cada um dos átomos de carbono apresenta um nox diferente. Note que cada uma das ligações entre os átomos de carbono e os átomos de oxigênio torna o nox do átomo de carbono positivo em uma unidade (+1).



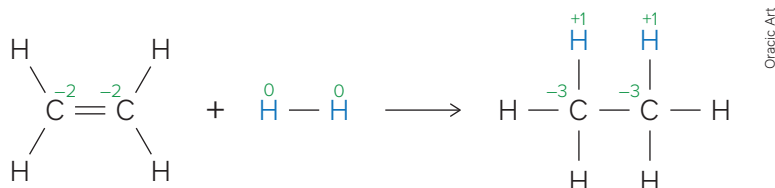
Os valores de eletronegatividade dos elementos químicos representativos podem ser consultados no **Capítulo 5**.

Professor, o sentido dos vetores momento dipolar indicados atende à convenção proposta pela IUPAC. Tradicionalmente, esses vetores são indicados no sentido oposto, ou seja, do dipolo positivo para o dipolo negativo. Essa representação deve ser desencorajada.

Muitas das reações já estudadas neste livro são exemplos de reações em que ocorre a oxidação ou a redução dos átomos de carbono. Como a combustão do metano, na qual ocorre a oxidação do átomo de carbono e a redução dos átomos de oxigênio:



Outro exemplo de reação é a hidrogenação catalítica do eteno, na qual ocorre a redução dos átomos de carbono e a oxidação dos átomos de hidrogênio:



Atividades propostas



Comece com você!

- Desenhe as fórmulas estruturais das substâncias indicadas em cada item e determine o número de oxidação dos átomos de carbono. Em seguida, ordene os compostos em ordem crescente de nox para os átomos de carbono.

- metanal – metano – metanol – ácido metanoico.
- metano – diclorometano – tetracloreto de carbono – cloreto de metila – triclorometano.

Agora, vamos compartilhar!

- Em duplas, compartilhem seus registros. Verifiquem se chegaram às mesmas conclusões e complementem suas respostas, caso seja necessário.

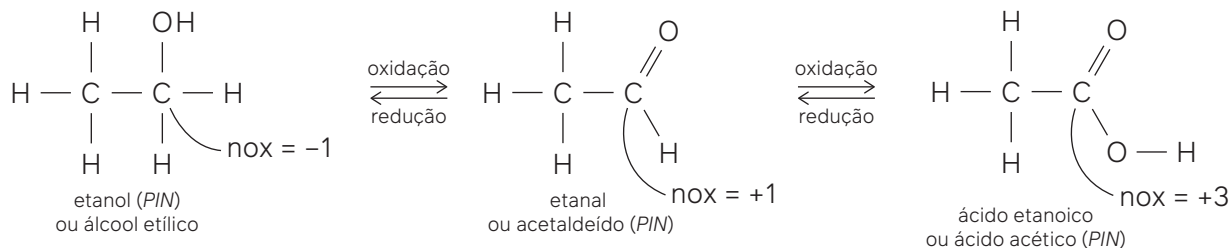
Todos juntos aprendemos mais!

- Reúnam-se com toda a turma, compartilhem e analisem as respostas indicadas pelas outras duplas. Mais uma vez, verifiquem se chegaram às mesmas conclusões e, caso seja necessário, complementem suas respostas.

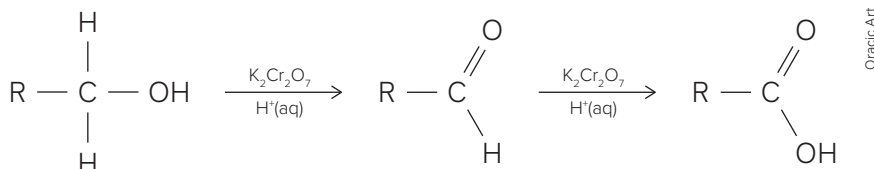
Reações de oxirredução envolvendo álcoois

A oxidação dos álcoois primários pode ocorrer em duas etapas. Na primeira delas, as moléculas de álcool são convertidas em moléculas de aldeído, que, posteriormente, oxidam, originando o ácido carboxílico correspondente.

É o caso da fermentação acética que abordamos no início deste capítulo. As moléculas de etanol (álcool etílico) originam moléculas de acetaldeído (etanal), que, por sua vez, originam moléculas de ácido acético (ácido etanoico).

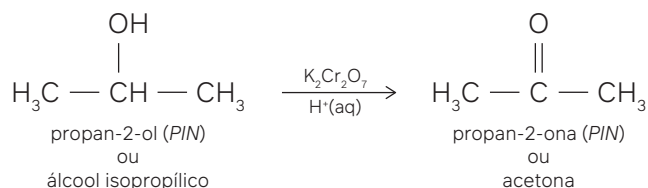


Embora essas reações possam decorrer da ação de microrganismos, nas indústrias e laboratórios químicos, podem ser produzidas com o uso de reagentes oxidantes inorgânicos. Se o álcool primário for solúvel em água, pode-se usar um sal contendo o ânion dicromato, como o dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), em meio ácido aquoso (H^+), e, para os álcoois pouco solúveis em água, pode-se usar óxido de crômio(VI) (CrO_3) em meio ácido, usando a acetona (propan-2-ona – $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) como solvente.



Note que —R indica um grupo orgânico e, na representação acima, é a parte da estrutura da molécula que não participa ativamente do processo de oxirredução. É importante ressaltar que, ainda que reagentes e produtos pertençam a classes funcionais diferentes, as reações de oxidação de álcoois não alteram a estrutura carbônica das moléculas.

Já os álcoois secundários podem ser oxidados, permitindo a obtenção de cetonas. Por exemplo, o propan-2-ol pode ser utilizado para a síntese da propan-2-ona.

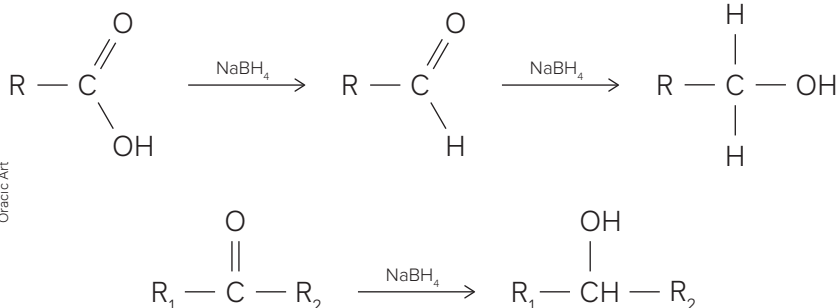


Oracric Art

Ao oxidar o átomo de carbono da ligação C—OH em um álcool terciário para formar um grupo C=O,

ocorre o rompimento de uma das ligações C—C nos grupos —R ligados. Como a molécula resultante não apresenta a mesma estrutura carbônica da molécula reagente, dizemos que os álcoois terciários não são oxidados nas mesmas condições em que ocorrem as oxidações dos álcoois primários e secundários.

Uma vez que as reações de oxidação dos álcoois primários e secundários são reversíveis, podemos definir que a redução de um ácido carboxílico permite a obtenção de aldeídos, que, por sua vez, podem ser reduzidos a álcoois primários e, ainda, que a redução de cetonas permite a obtenção de álcoois secundários. Nesses casos, os reagentes redutores inorgânicos são hidretos – como o NaBH₄ ou LiAlH₄.



Oracric Art

Se liga

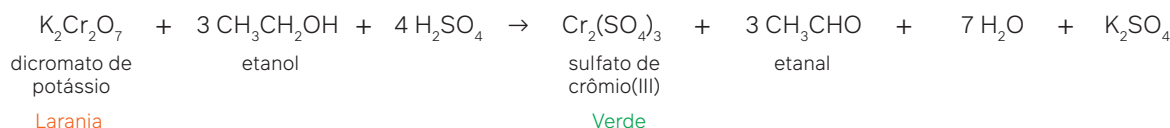
Geralmente, a oxidação de um composto orgânico resulta no aumento do número de átomos de oxigênio e/ou na diminuição do número de átomos de hidrogênio nas moléculas, à medida que a redução de um composto orgânico resulta na diminuição do número de átomos de oxigênio e/ou no aumento no número de átomos de hidrogênio nas moléculas.

Saiba mais

A Lei nº 11.705/2008, popularmente conhecida como Lei Seca, estabelece uma política de tolerância zero para o consumo de álcool antes de dirigir, ou seja, o motorista que for flagrado com qualquer concentração de álcool no sangue ou no ar exalado pelos pulmões pode ser penalizado. Na prática, como os etilômetros (ou bafômetros) e os equipamentos para determinação da concentração de etanol no sangue podem apresentar uma margem de erro, a Resolução nº 432/2013 do Conselho Nacional de Trânsito (Contran) estabelece que será tolerado até 0,04 mg de álcool por litro de ar alveolar (medido pelo etilômetro) ou até 2 dg de álcool por litro de sangue.

Existem no mercado modelos descartáveis de etilômetro, que são tubos plásticos contendo uma mistura de dicromato de potássio (K₂Cr₂O₇) e sílica (SiO₂) em meio ácido, geralmente, ácido sulfúrico (H₂SO₄). Ao assoprar por meio desses tubos, caso a pessoa tenha ingerido bebida alcoólica, o etanol exalado é oxidado à medida que os átomos de crômio são reduzidos. Compostos em que os átomos de crômio têm nox = +6 são, em geral, alaranjados, e os compostos em que os átomos de crômio têm nox = +3 são da cor verde.

A reação que se processa nesses dispositivos pode ser representada pela equação:



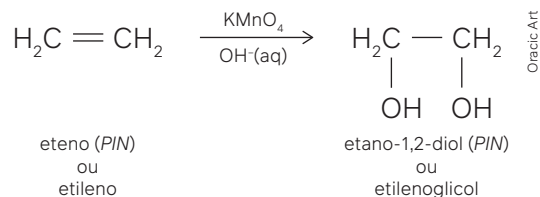
Etilômetro portátil. A mudança de coloração para verde nesses dispositivos indica a presença de etanol no teste.

Lia Mara/Secom

Oxidação de alcenos

A partir de alcenos, também é possível obter álcoois, processo que ocorre por meio da adição de moléculas de água (**Capítulo 18**). Contudo, esses compostos também são precursores na síntese de outros compostos orgânicos.

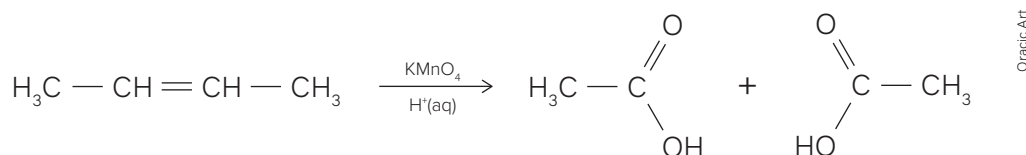
A **oxidação branda** de alcenos permite a obtenção de glicóis, compostos em que há dois grupos hidroxila (—OH) ligados a átomos de carbono vizinhos. As condições reacionais nessas oxidações envolvem o uso de oxidantes inorgânicos, geralmente permanganato de potássio (KMnO_4) em meio alcalino (OH^-) a baixas temperaturas. O etano-1,2-diol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), ou etilenoglicol, pode ser obtido por meio da oxidação branda de moléculas de eteno, conforme representado acima.



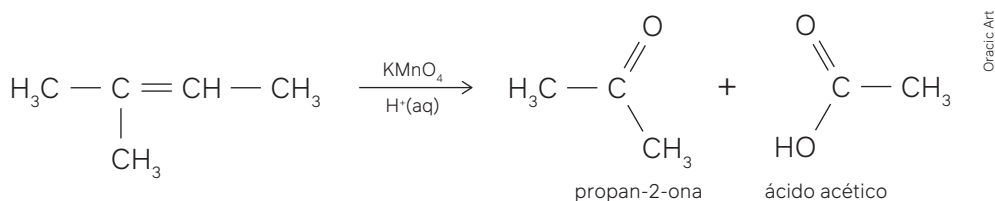
A **oxidação enérgica** de alcenos resulta na fragmentação da molécula original, em outras palavras, no rompimento simultâneo das ligações σ e π da insaturação, gerando dois compostos orgânicos mais simples. O KMnO_4 pode ser utilizado como agente oxidante, bem como o $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, e, nos dois casos, o meio deve ser acidificado (H^+).

Os compostos resultantes das oxidações enérgicas podem ser ácidos carboxílicos, cetonas ou, ainda, uma mistura de ambos, dependendo da localização da dupla ligação e do tipo da cadeia carbônica do alceno.

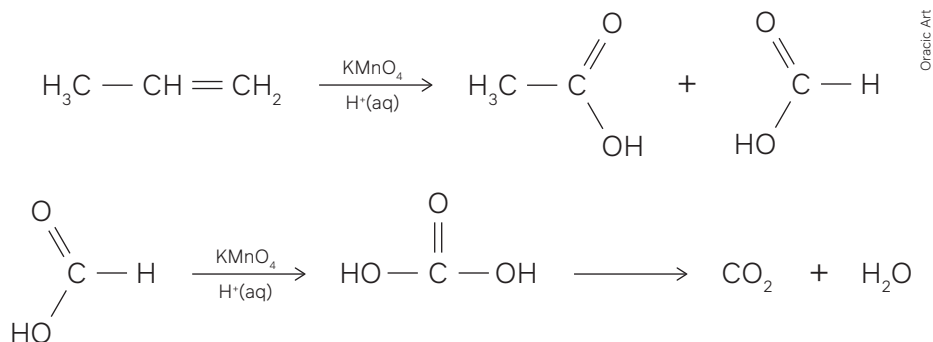
A oxidação enérgica do but-2-eno leva à formação de moléculas de ácido acético (ácido etanoico). Nesse caso, note que as duas porções da molécula do alceno nos dois lados da insaturação são idênticas, por isso, as moléculas formadas são iguais.



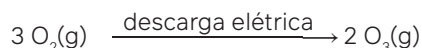
Já a oxidação enérgica do metilbut-2-eno, em cuja molécula há uma ramificação, leva à formação de propan-2-ona e de ácido acético.



Nos casos dos alcenos, que apresentam a insaturação na extremidade da cadeia, como o prop-1-eno, um dos fragmentos obtidos é o ácido metanoico. Esse ácido é oxidado, produzindo ácido carbônico que se decompõe em gás carbônico e água.

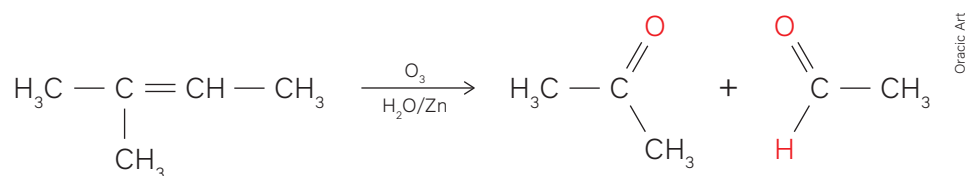


Caso seja necessário obter aldeídos a partir de alcenos, a reação química deve ser efetuada em condições adequadas e, geralmente, utiliza-se ozônio como agente oxidante. Nas **reações de ozonólise**, por exemplo, ocorre a quebra da molécula de alceno por ação do gás ozônio (O_3), que pode ser facilmente obtido em laboratório, a partir do gás oxigênio (O_2).



As ozonólises de alcenos ocorrem em duas etapas. Na primeira, a adição da molécula de ozônio ao alceno gera um intermediário bastante instável, classificado como ozoneto. Em seguida, o ozoneto se fragmenta por hidrólise e, como o H_2O_2 é um subproduto da hidrólise dos ozonetos, a esses sistemas, é adicionado $\text{Zn}(\text{s})$ em pó, com a finalidade de decompor o peróxido e evitar a oxidação do aldeído formado.

Por questões de praticidade, a equação pode ser escrita sem a indicação do intermediário ozoneto, conforme exemplo abaixo, em que a ozonólise do 2-metilbut-2-eno origina um aldeído e uma cetona como produtos.



Ciência por dentro



Compostos antioxidantes

Algumas frutas, como a banana, a pera e a maçã, escurecem devido à ação de enzimas, presentes na composição desses alimentos, que atuam como oxidantes. Uma dessas enzimas é denominada polifenoloxidase (PFO). A reação enzimática que provoca o escurecimento acontece com maior intensidade quando a polpa dessas frutas – onde se encontram maiores quantidades de PFO – é exposta ao gás oxigênio atmosférico.

Nesta atividade, você e sua equipe investigarão formas de inibir a ação da PFO.

Material:

- 1 unidade de maçã, pera ou banana;
- 1 limão;
- 1 faca com ponta arredondada;
- 1 comprimido efervescente à base de vitamina C;
- vinagre;
- água;
- 5 placas de Petri ou pratinhos de sobremesa descartáveis;
- 3 pipetas Pasteur ou conta-gotas;
- 3 béqueres de vidro de 100 mL ou copos descartáveis.

Procedimento

- Em um dos béqueres, dissolvam o comprimido efervescente em aproximadamente 50 mL de água.
- Em outro béquer, com cuidado, espremam e reservem o suco do limão.
- No terceiro béquer, reservem uma porção de vinagre para ser utilizado durante o experimento.
- Com muito cuidado, separem cinco fatias da fruta escolhida pela equipe. Cada fatia terá cerca de 0,5 cm de espessura.
- Organizem as fatias nas placas de Petri, numerando essas amostras.
- Anotem no caderno o aspecto das amostras no início do experimento.
- Sobre a amostra 1, com o auxílio da pipeta, espalhem gotas de água até cobrir totalmente a superfície da fatia.
- Repitam esse procedimento, recobrando a superfície da amostra 2 com a solução de vitamina C; da amostra 3 com o suco de limão; e da amostra 4 com vinagre.
- A amostra 5 não receberá nenhum tratamento.
- Observem as amostras durante cerca de 20 minutos e registrem todas as observações no caderno.
- Para organizar a estação de trabalho, discutam as formas para o descarte apropriado dos resíduos gerados.

Atenção!

Siga as orientações do professor durante todo o experimento.
Não cheire e nem prove nenhuma das amostras.

Trocando ideias

1. Qual é a função da amostra 5 nesse experimento?
2. Em qual das amostras houve inibição da PFO?
3. Houve algum processo de inibição mais eficaz? Justifiquem sua resposta.
4. Com base nos dados obtidos, a que se deve a ação antioxidante verificada no suco de limão?
5. Expliquem por que as frutas demoram mais a escurecer quando estão íntegras.

Atividades propostas



- O formol é uma solução aquosa com cerca de 40% em massa de formaldeído (metanal) utilizada para conservar peças anatômicas e tecidos orgânicos. Nesses sistemas, as moléculas do aldeído oxidam, levando à formação de um ácido carboxílico. Em seu caderno, represente por meio de fórmulas estruturais a reação de oxidação do metanal, indicando o nome do produto orgânico formado.
- Em um laboratório, um técnico encontrou um frasco contendo um líquido volátil cujo rótulo informava apenas a fórmula molecular C_5H_{10} . Desconfiando se tratar de um alceno, o técnico realizou a oxidação enérgica de uma amostra do líquido. Os produtos obtidos foram butan-2-ona, gás carbônico e água. Com base nessas informações, indique a fórmula estrutural e o nome do alceno contido no frasco.
- (Enem – 2023) As cetonas fazem parte de famílias olfativas encontradas em muitos alimentos. A molécula de hexan-3-ona é um exemplo desses compostos voláteis responsáveis pelo aroma, podendo ser obtida por processos enérgicos realizados em meio ácido, na presença de oxidantes como o permanganato de potássio.
Para se produzir esse composto volátil em laboratório, deve-se oxidar a molécula de
 - hexanal.
 - hexan-1-ol.
 - hexan-3-ol.
 - hex-1-en-1-ol.
 - ácido hexanoico.
- (Enem – 2023) Durante o ano de 2020, impulsionado pela necessidade de respostas rápidas e eficientes para desinfetar ambientes de possíveis contaminações com o SARS-CoV-2, causador da covid-19, diversas alternativas foram buscadas para os procedimentos de descontaminação de materiais e ambientes. Entre elas, o uso de ozônio em meio aquoso como agente sanitizante para pulverização em humanos e equipamentos de proteção em câmaras ou túneis, higienização de automóveis e de ambientes fechados e descontaminação de trajés. No entanto, pouca atenção foi dada à toxicidade do ozônio, à formação de subprodutos, ao nível de concentração segura e às precauções necessárias.

LIMA, M. J. A.; FELIX, E. P.; CARDOSO, A. A. Aplicações e implicações do ozônio na indústria, ambiente e saúde. *Química Nova*, n. 9, 2021 (adaptado).

O grande risco envolvido no emprego indiscriminado dessa substância deve-se à sua ação química como
 - catalisador.
 - oxidante.
 - reductor.
 - ácido.
 - base.

Recapitule



Neste capítulo, estudamos como algumas reações orgânicas podem ser analisadas como reações de oxirredução. Nesses processos, quando um composto orgânico é oxidado, outra substância – geralmente inorgânica – é reduzida, e vice-versa. Também passamos a conhecer mais detalhes sobre a classe funcional dos ácidos carboxílicos e compreendemos que eles podem ser obtidos pela oxidação de álcoois primários ou de alcenos sob condições reacionais específicas, nas chamadas oxidações enérgicas. Por fim, estudamos que outros compostos carbonilados, como os aldeídos e as cetonas, também podem ser sintetizados a partir de álcoois e de alcenos, bastando, para isso, escolher as condições reacionais apropriadas.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
 - Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da questão: A reação de desidratação intermolecular do etanol pode ser utilizada como exemplo de reação de oxirredução? Explique. Agora, siga os passos abaixo para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo:
- Afirmar:** Em seu caderno, escreva uma afirmação sobre um aspecto importante do conteúdo estudado neste capítulo, por exemplo: “Os ácidos carboxílicos podem ser precursores de compostos orgânicos de outras classes funcionais”.
 - Apoiar:** Busque no texto do capítulo evidências que vão apoiar sua afirmação. Transcreva esses trechos no caderno.
 - Justificar:** Explique como e por que as evidências escolhidas por você apoiam a afirmação indicada anteriormente.
 - Organize essas informações e compartilhe com os colegas da turma sua **afirmação**, as **evidências** e suas **justificativas**.



A importância do carbono

Um dos elementos químicos mais importantes da Tabela Periódica é, sem dúvida, o carbono. Tanto por sua participação na composição dos seres vivos (ele está no DNA, nos carboidratos, nas proteínas etc.) quanto pelo seu papel no cotidiano (como fonte de energia – biomassa, carvão, petróleo – e na constituição de uma infinidade de materiais, como os plásticos, com diversas aplicações), na indústria ou, ainda, pelo seu impacto nas mudanças climáticas. Mas que elemento químico é esse, que pode manifestar-se em formas e contextos tão diferentes?

Leia o texto a seguir para compreender um pouco mais sobre o carbono e sua relevância para a Ciência!

[...]

Sem ele, a vida não seria possível. O carbono, primeiro elemento do grupo 14 da tabela periódica, é o principal responsável pela vida na forma como a conhecemos. Tudo que é vivo na Terra é constituído por um grande número de moléculas baseadas em carbono, que, junto com nitrogênio, hidrogênio e oxigênio, corresponde a praticamente 98% dos elementos químicos presentes em qualquer organismo. Mas, nesse quarteto, o papel central é do carbono.

[...]

A vida escolheu o carbono por um motivo simples: é o único elemento com estrutura atômica adequada à formação de ligações químicas estáveis e variadas com um número grande de elementos químicos. E mais importante ainda: apresenta fantástica capacidade de se ligar a outros átomos de carbono, originando moléculas com diferentes tamanhos e arranjos. Essas amplas possibilidades permitem a ocorrência de moléculas simples como o CO_2 , que expelimos durante a respiração, e de moléculas com alto grau de complexidade, como o DNA, que contém toda a informação relacionada à nossa individualidade.

Mas por que determinados átomos são mais propícios a se ligar a outros? No caso do carbono, isso se deve à sua configuração eletrônica, ou seja, a forma como seus seis elétrons estão dispostos energeticamente. Tal disposição possibilita muitas alternativas, incluindo ligações consigo próprio – criando cadeias ou conglomerados de átomos ligados, o que faz com que o número de combinações seja incontável. Assim, é praticamente infinito o número de moléculas baseadas em carbono!

[...]

ZARBIN, A. J. G. Carbono: essencial e versátil. *Revista Ciência Hoje*, Rio de Janeiro, 2019. Disponível em: <https://cienciahoje.org.br/artigo/carbono-essencial-e-versatil/>. Acesso em: 27 jul. 2024.

Uma classe importante de compostos de carbono são os hidrocarbonetos. Trata-se de moléculas constituídas apenas por esses dois elementos químicos, o carbono (C) e o hidrogênio (H). Ou seja, qualquer hidrocarboneto terá como fórmula química C_xH_y , em que x e y representam a quantidade de átomos de cada um desses elementos na molécula. Como existem inúmeras possibilidades de organizar os átomos desses dois elementos em quantidades variadas, a lista de hidrocarbonetos na natureza é longa e muitos deles estão presentes no cotidiano, como é o caso do metano (CH_4), do propano (C_3H_8) e do butano (C_4H_{10}).

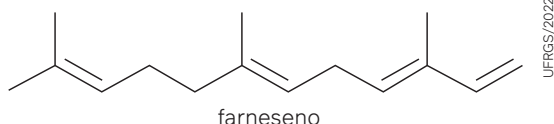
Você também já deve ter ouvido termos como “carbono zero” ou “descarbonizar o mundo”. Esses conceitos fazem sentido considerando tudo o que estudou até o momento? A má fama desse importante elemento químico que está na origem da vida foi causada principalmente por uma das suas formas: o dióxido de carbono CO_2 . Essa molécula, cujo nome aparece em todas as conversas sobre mudanças climáticas, está presente de diferentes maneiras no ambiente, mas também pode ser liberada de camadas profundas da Terra, onde esteve presa durante milhares de anos e foi trazida de volta à superfície por meio dos combustíveis fósseis. Mas será justo reduzir o papel do carbono a isso?

Agora é com você!

Planeje e realize um jogo que utilize o conhecimento sobre o carbono, de modo que possibilite às pessoas a compreensão acerca do papel desse elemento químico no ambiente, nas aplicações tecnológicas que impulsionam o desenvolvimento da sociedade e nos problemas ambientais que estão atualmente em discussão.



1. (UFRGS-RS – 2014) A levedura *Saccharomyces cerevisiae* é responsável por transformar o caldo de cana em etanol. Modificações genéticas permitem que esse microrganismo secrete uma substância chamada farneseno, em vez de etanol. O processo produz, então, um combustível derivado da cana-de-açúcar, com todas as propriedades essenciais do diesel de petróleo, com as vantagens de ser renovável e não conter enxofre.



Considere as seguintes afirmações a respeito do farneseno.

- I. A fórmula molecular do farneseno é $C_{16}H_{24}$.
- II. O farneseno é um hidrocarboneto acíclico insaturado.
- III. O farneseno apresenta apenas um único carbono secundário.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas I e II.
- e) I, II e III.

Nota dos autores: Acíclico é um outro termo utilizado na Química para descrever moléculas ou compostos que não apresentam uma estrutura cíclica.

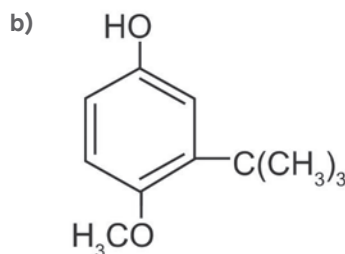
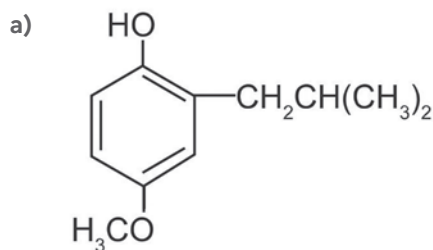
2. (Uece – 2022) - Normalmente as reações químicas orgânicas são de adição, de substituição, de oxidação e de eliminação. Ocorrem mediante a quebra de moléculas dando origem a novas ligações químicas. Muito utilizadas na indústria, é a partir delas que podem ser produzidos alimentos, medicamentos, cosméticos, plástico, dentre tantos outros produtos. Usando-se as condições necessárias para que ocorra a reação de substituição entre benzeno e ácido nítrico, o produto formado será
- a) benzenonitrila.
 - b) nitrato de benzeno.
 - c) nitrobenzeno.
 - d) isonitrila de benzeno.
3. (Urca-CE – 2017) - A diminuição do número de ligações insaturadas da cadeia carbônica de óleos naturais, através de hidrogenação catalítica, obtém-se as margarinas, usadas como alimento. Em relação ao processo mencionado, pode-se afirmar que as ligações rompidas e a reação que ocorre são do tipo:
- a) Pi e adição;
 - b) Pi e substituição;
 - c) Sigma e adição;
 - d) Sigma e oxidação;
 - e) Pi e eliminação.

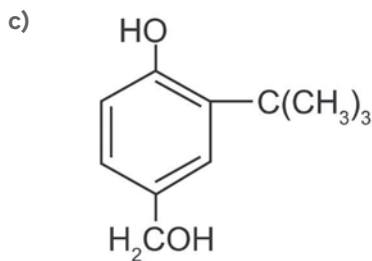
4. (Enem – 2023) A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos de cadeias saturadas contendo de 8 a 12 átomos de carbono. Além disso, a gasolina de alto desempenho deve conter elevados teores de hidrocarbonetos de cadeias ramificadas, de forma a resistir à compressão e entrar em ignição apenas quando a vela aciona uma centelha elétrica no motor. No quadro, estão apresentados compostos que podem ser utilizados como combustíveis.

Composto	Nomenclatura
I	n-decano
II	n-heptano
III	2,2,4-trimetilpentano
IV	3-etil-4-metilex-1-eno
V	3-etil-2-metilpentan-1-ol

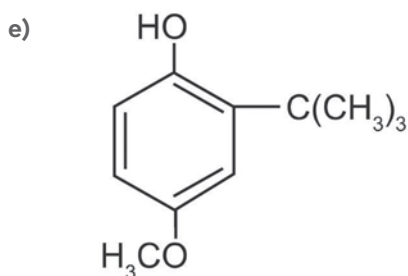
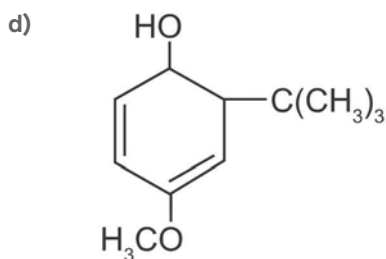
Entre esses compostos, aquele que conferirá maior desempenho como combustível é o

- a) I.
 - b) II.
 - c) III.
 - d) IV.
 - e) V.
5. (Enem – 2019) O 2-BHA é um fenol usado como antioxidante para retardar a rancificação em alimentos e cosméticos que contêm ácidos graxos insaturados. Esse composto caracteriza-se por apresentar uma cadeia carbônica aromática mononuclear, apresentando o grupo substituinte *terc*-butil na posição *orto* e o grupo metóxi na posição *para*. A fórmula estrutural do fenol descrito é

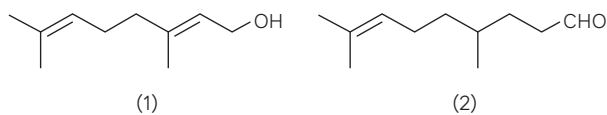




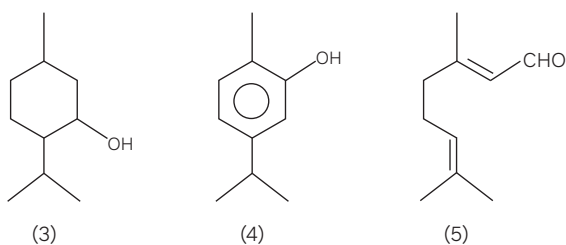
Enem/2019



6. (Enem – 2020) Um microempresário do ramo de cosméticos utiliza óleos essenciais e quer produzir um creme com fragrância de rosas. O principal componente do óleo de rosas tem cadeia poli-insaturada e hidroxila em carbono terminal. O catálogo dos óleos essenciais apresenta, para escolha da essência, estas estruturas químicas:



Enem/2020

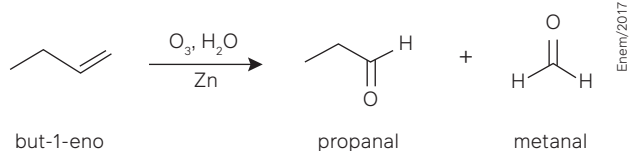


Qual substância o empresário deverá utilizar?

- a) 1 d) 4
b) 2 e) 5
c) 3

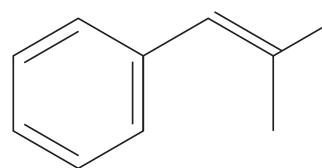
7. (Enem – 2017) A ozonólise, reação utilizada na indústria madeireira para a produção de papel, é também utilizada em escala de laboratório na síntese de aldeídos e cetonas.

As duplas ligações dos alcenos são clivadas pela oxidação com o ozônio (O_3), em presença de água e zinco metálico, e a reação produz aldeídos e/ou cetonas, dependendo do grau de substituição da ligação dupla. Ligações duplas dissustituídas geram cetonas, enquanto as ligações duplas terminais ou monossustituídas dão origem a aldeídos, como mostra o esquema.



Enem/2017

Considere a ozonólise do composto 1-fenil-2-metilprop-1-eno:



ENEM/2017

1-fenil-2-metilprop-1-eno

MARTINO, A. *Química, a ciência global*. Goiânia: Editora W, 2014 (adaptado).

Quais são os produtos formados nessa reação?

- a) Benzaldeído e propanona.
b) Propanal e benzaldeído.
c) 2-fenil-etanal e metanal.
d) Benzeno e propanona.
e) Benzaldeído e etanal.
8. (Enem – 2023) As cetonas fazem parte de famílias olfativas encontradas em muitos alimentos. A molécula de hexan-3-ona é um exemplo desses compostos voláteis responsáveis pelo aroma, podendo ser obtida por processos energéticos realizados em meio ácido, na presença de oxidantes como o permanganato de potássio. Para se produzir esse composto volátil em laboratório, deve-se oxidar a molécula de
- a) hexanal.
b) hexan-1-ol.
c) hexan-3-ol.
d) hex-1-en-1-ol.
e) ácido hexanoico.



Aplicações dos compostos orgânicos

Consulte no Manual do Professor as orientações, as respostas e os comentários sobre as atividades e os conteúdos desta unidade e seus capítulos.

Os óleos vegetais são uma fonte natural de diversos compostos úteis, como os triacilgliceróis, um tipo de lipídio que serve como principal reserva de energia nas plantas e nos animais. Esses óleos vegetais são utilizados na indústria alimentícia, tanto para cozinhar quanto como ingredientes em produtos processados. Na indústria cosmética, são empregados em cremes, loções e produtos de cuidados com a pele e cabelos em razão de suas propriedades emolientes e hidratantes. Além disso, os óleos vegetais também têm aplicação na produção de biodiesel, uma alternativa renovável e sustentável quando comparada aos combustíveis fósseis, que pode ajudar a reduzir a dependência deste recurso, de modo a contribuir para a diminuição das emissões de gases de efeito estufa.

▼ Para começar

1. No estado em que você mora, quais são as maiores fontes naturais de óleos vegetais?
2. Existem vantagens no uso dos óleos vegetais em comparação com o uso de gordura animal? Qual é o tipo de lipídio mais utilizado na sua região?
3. Além da produção de sabão e de biodiesel, quais outros materiais podem ser produzidos com base em óleos vegetais usados?

Grãos como a soja podem ser utilizados para produzir óleos vegetais, que são utilizados em contextos diversos, desde o preparo de alimentos até a propulsão de automóveis.

Aromatizantes, sabões e vitaminas



Metorion Films/Shutterstock.com

Os ésteres são substâncias encontradas em diversas fontes naturais e, em razão de suas propriedades aromáticas distintas, são utilizados na indústria para a formulação de fragrâncias em perfumes, cosméticos e produtos de limpeza. Geralmente, os ésteres de baixa massa molar apresentam sabor e aroma agradáveis e, por isso, são usados em bebidas e alimentos industrializados.



▼ Para refletir

1. Por qual razão a indústria de alimentos usa aromatizantes artificiais?
2. Qual é a relação de óleos e gorduras com os sabões?

Objetivos do capítulo

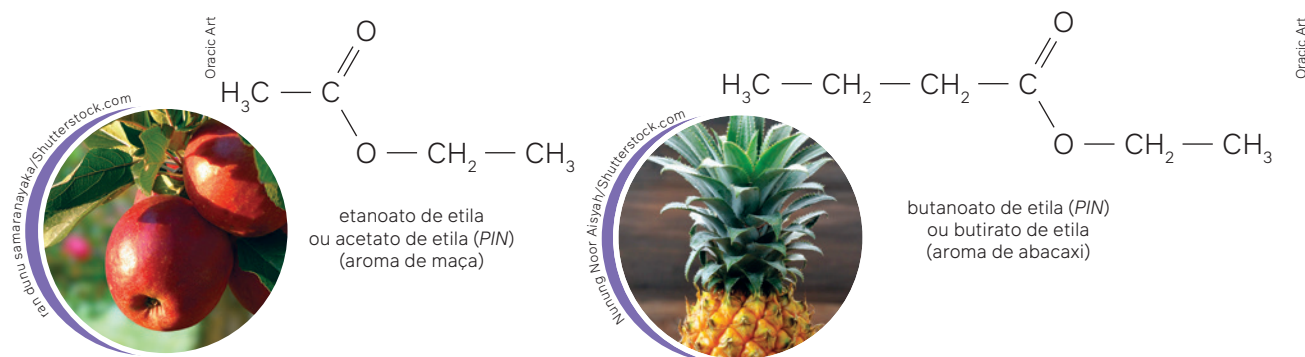
- Reconhecer e designar, por meio da nomenclatura sistemática, compostos pertencentes à classe funcional de ésteres, aminas e amidas, relacionando as propriedades físico-químicas à constituição estrutural dos compostos.
- Conhecer e diferenciar as reações químicas que permitem a obtenção dos compostos pertencentes às classes funcionais estudadas, bem como as reações que permitem transformar os ésteres em outros compostos.
- Compreender as aplicações industriais dos ésteres e seus derivados, das aminas e das amidas, e a importância desses compostos em diferentes produtos de uso cotidiano.

Ésteres

Procure utilizar os exemplos do texto para promover a identificação das porções acílicas (estruturalmente relacionadas a um ácido carboxílico) e alcóxílicas (estruturalmente relacionadas a um álcool) dos compostos. Se achar necessário, cite outros exemplos, como etanoato de 3-metilbutila (aroma de banana), também chamado de acetato de isoamila, e etanoato de octila (aroma de laranja), também chamado de acetato de octila.

Os ésteres, junto dos anidridos carboxílicos, dos sais de ácidos carboxílicos e dos haletos de acila, são compostos orgânicos que pertencem a diferentes classes funcionais mas, que têm em comum o fato de que podem ser estudados como derivados de ácidos carboxílicos. Esses compostos são encontrados em uma variedade de insumos naturais – como óleos, gorduras, essências aromáticas oleosas, flores, frutos e bebidas alcoólicas fermentadas. Na maioria dos casos, são as substâncias responsáveis, ou corresponsáveis, pelo aroma e sabor característicos desses materiais.

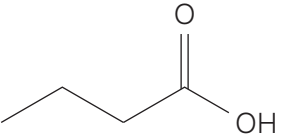
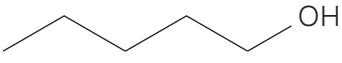
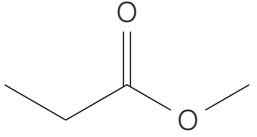

Alguns ésteres são capazes de dissolver uma quantidade considerável de outras substâncias orgânicas, o que os torna solventes úteis em diversos processos industriais, inclusive na obtenção de outros ésteres, com base em fontes naturais. Além disso, a relativa facilidade de sintetizar essas substâncias torna possível reproduzir em laboratório aromas muito semelhantes aos naturais e, por isso, os ésteres costumam ser empregados na produção industrial de perfumes, aromatizantes e de materiais de limpeza, bem como na preparação de produtos alimentícios industrializados, principalmente sobremesas doces e balas. Observe, a seguir, alguns exemplos:



Representação das estruturas químicas de alguns ésteres empregados na indústria para conferir determinados aromas a produtos diversos. Cada substância pode ser associada a um tipo específico de aroma de frutas.

As moléculas dos ésteres não estabelecem ligações de hidrogênio entre si, por isso, em geral, essas substâncias têm temperaturas de ebulição mais baixas do que as dos ácidos carboxílicos e as dos álcoois de massa molar semelhante, entretanto, são mais altas que as dos hidrocarbonetos com essa mesma característica. Por outro lado, as moléculas dos ésteres podem estabelecer ligações de hidrogênio com moléculas de outros compostos, como a água, e, por isso, os ésteres de cadeia curta são solúveis nesse solvente; contudo, à medida que a cadeia carbônica aumenta, a solubilidade em água diminui. Os ésteres são geralmente solúveis em solventes orgânicos, como o álcool etílico (C₂H₆O), o éter dietílico (C₄H₁₀O) e o clorofórmio (CHCl₃).

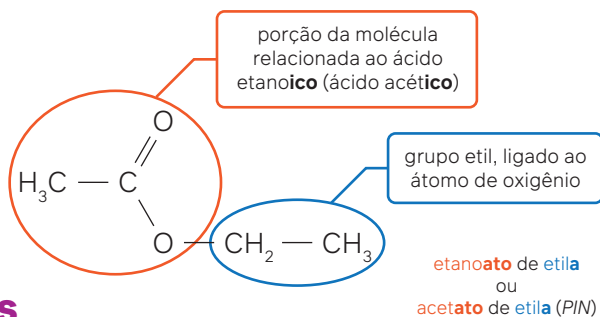
Temperatura de ebulição de compostos com massa molar semelhante

Fórmula estrutural	Nome e fórmula molecular	Massa molar (g/mol)	Temperatura de ebulição (°C)
	Ácido butanoico (C ₄ H ₈ O ₂)	88	163,7
	Pentan-1-ol (C ₅ H ₁₂ O)	88	137,6
	Propanoato de metila (C ₄ H ₈ O ₂)	88	78,6
	Hexano (C ₆ H ₁₄)	86	68,7

Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (eds). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

O termo "reação de saponificação" é melhor associado à hidrólise alcalina dos ésteres, uma vez que remete à hidrólise dos triacilgliceróis encontrados nos óleos e gorduras. Contudo, é bastante comum encontrar esse termo também associado à reação de neutralização dos ácidos carboxílicos por bases de Arrhenius.

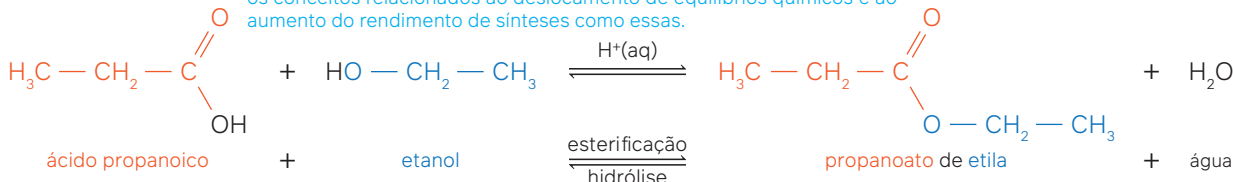
Os ésteres são designados por uma nomenclatura muito semelhante à dos sais de ácidos carboxílicos, indicando o nome da porção da molécula estruturalmente relacionada a um ácido carboxílico, suprimindo a palavra "ácido", substituindo a terminação **ico** pela terminação **ato** e acrescentando a preposição **de**, além do nome do grupo orgânico (alquila ou arila) ligado ao oxigênio, com a adição da terminação **a**.



Obtenção e hidrólise de ésteres

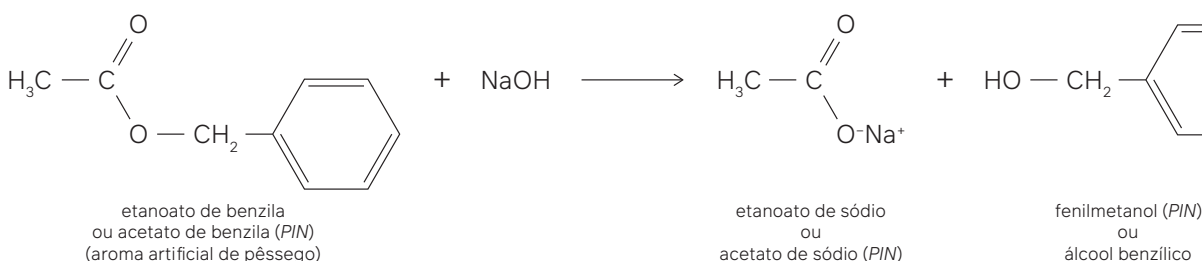
Os ésteres podem ser obtidos por meio de reações químicas – denominadas **reações de esterificação** – em que ácidos carboxílicos reagem com álcoois ou fenóis na presença de ácidos (sulfúrico, H_2SO_4 , ou clorídrico, HCl), que atuam como catalisadores. As reações de esterificação são reversíveis, e a reação inversa, a **hidrólise do éster**, pode ser catalisada por ácidos ou por bases de Arrhenius. Por isso, quando as esterificações ocorrem em sistemas fechados, tendem a estabelecer um equilíbrio dinâmico e, para garantir um maior rendimento na obtenção de ésteres, é comum aumentar a concentração de um ou de ambos os reagentes, remover moléculas de água – coproduto da esterificação – ou, ainda, destilar o éster produzido durante o processo.

Se julgar pertinente, é possível explorar os exemplos a seguir para retomar os conceitos relacionados ao deslocamento de equilíbrios químicos e ao aumento do rendimento de sínteses como essas.



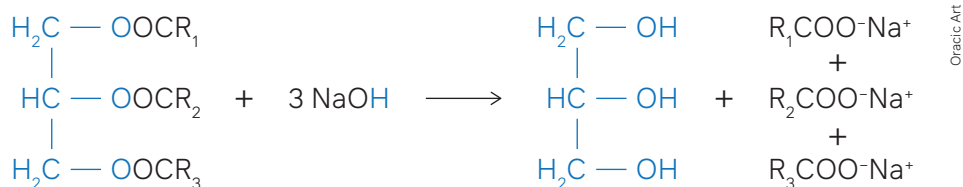
Equação química da reação de obtenção do éster propanato de etila.

Quando a hidrólise de um éster é realizada com excesso de uma base de Arrhenius, formam-se sais de ácidos carboxílicos. Esses sais são mais solúveis em água do que os ésteres de origem, pois as interações entre essas espécies químicas são do tipo ion-dipolo, mais intensas do que as ligações de hidrogênio estabelecidas entre as moléculas dos ésteres e de água. Uma vez que os sais formados por íons carboxilato de cadeia longa são utilizados na produção de sabões, as hidrólises alcalinas dos ésteres também são denominadas **reações de saponificação**.



Exemplo de uma reação de saponificação.

Os primeiros registros da obtenção de sabões datam de 2800 a.C., na Mesopotâmia, onde foram encontradas placas de argila inscritas com uma receita simples de sabão feito de cinzas e gordura. As cinzas em contato com a água originam bases de Arrhenius. Já as gorduras animais, assim como os óleos vegetais, são fontes de triacilgliceróis – um tipo de éster. Assim, a gordura animal aquecida e misturada às cinzas causa a hidrólise desses ésteres, originando sabões e moléculas de glicerina (propano-1,2,3-triol).

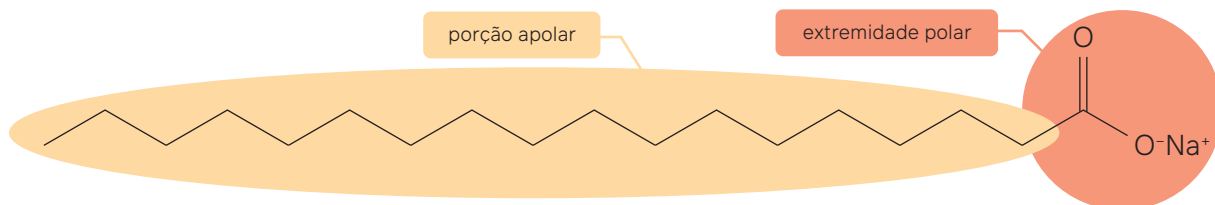


Equação química de uma reação genérica de hidrólise.

Sabões e detergentes

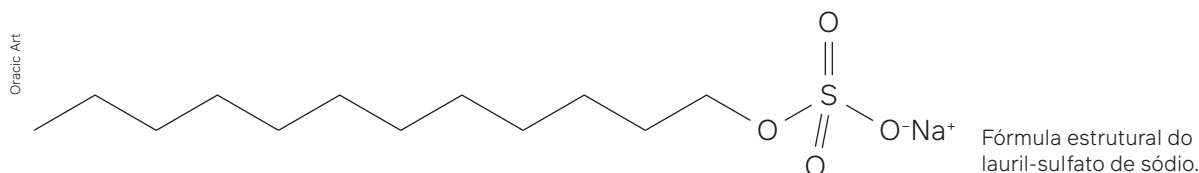
Sabões e detergentes são agentes **tensoativos**, ou seja, substâncias capazes de diminuir a tensão superficial da água. Além disso, ambos são úteis para remover óleos e gorduras de superfícies diversas, já que as moléculas desses compostos costumam ser insolúveis em água e, por isso, são de difícil remoção.

Por definição, os sabões são sais de ácidos graxos (ácidos carboxílicos que têm de quatro até vinte e dois átomos de carbono em sua estrutura), que são obtidos por meio da reação de uma gordura ou óleo com uma base de Arrhenius, geralmente hidróxido de sódio (NaOH) ou hidróxido de potássio (KOH). As moléculas de sabão apresentam uma extremidade hidrofílica (polar), na qual há um grupo carboxilato (COO^-), e uma porção hidrofóbica (apolar), constituída por uma longa cadeia carbônica. O estearato de sódio ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^- \text{Na}^+$) é um exemplo de sabão.



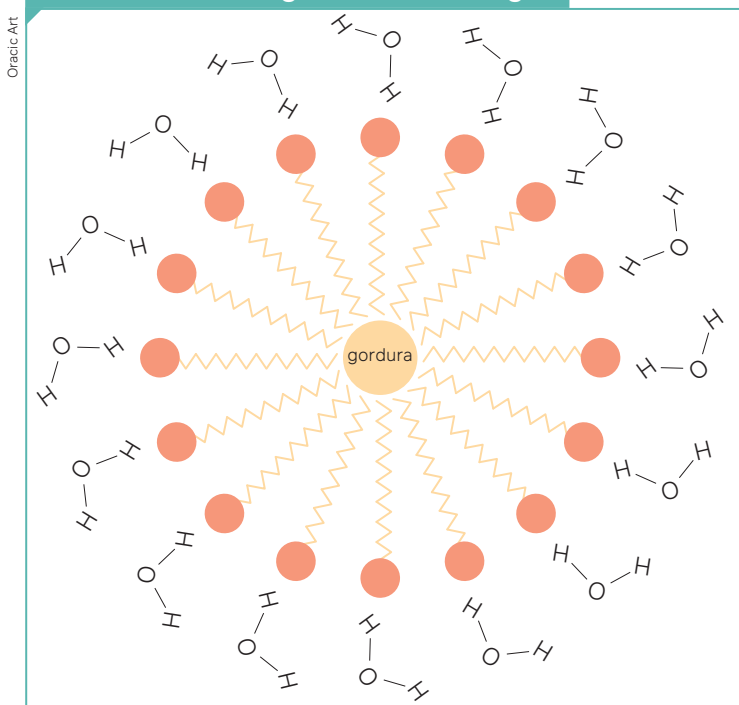
Fórmula estrutural do estearato de sódio, com destaque para a parte polar e apolar da molécula.

Os detergentes, por sua vez, são compostos sintéticos, produzidos por meio de processos químicos complexos, embora mais baratos – e o custo menor os leva a serem mais utilizados que os sabões na fabricação de produtos cosméticos, como xampus, sabonetes, cremes dentais etc. De maneira semelhante aos sabões, têm uma extremidade hidrofílica e uma porção hidrofóbica. Nos detergentes, porém, os grupos hidrofílicos variam, podendo ser sulfonatos, derivados de ácidos sulfônicos, (R-SO_3^-), ou sulfatos orgânicos (R-OSO_3^-). O lauril-sulfato de sódio ($\text{C}_{12}\text{H}_{25}\text{OSO}_2\text{O}^- \text{Na}^+$), representado a seguir, é um exemplo de detergente.



A ação de limpeza dos sabões e detergentes baseia-se na capacidade dessas moléculas em dispersar gorduras e óleos na forma de uma **emulsão**, facilitando a sua remoção.

Micela em sistema gordura-sabão-água



A porção apolar das moléculas de sabão ou de detergente interage com as moléculas de gordura; e a extremidade polar, com as moléculas de água. Esse sistema se organiza em estruturas chamadas micelas, que encapsulam as gotículas de gordura, dispersando-as na água e evitando que se depositem nas superfícies.

GLOSSÁRIO

emulsão: coloide em que as duas fases presentes são líquidas – sendo que normalmente esses líquidos não se misturam, como óleo e água. Um dos líquidos é distribuído em pequenas gotículas no outro líquido por meio da ação de tensoativos ou emulsificantes; elas não devem ser confundidas com misturas homogêneas.

Fonte: elaborada apenas para fins didáticos.

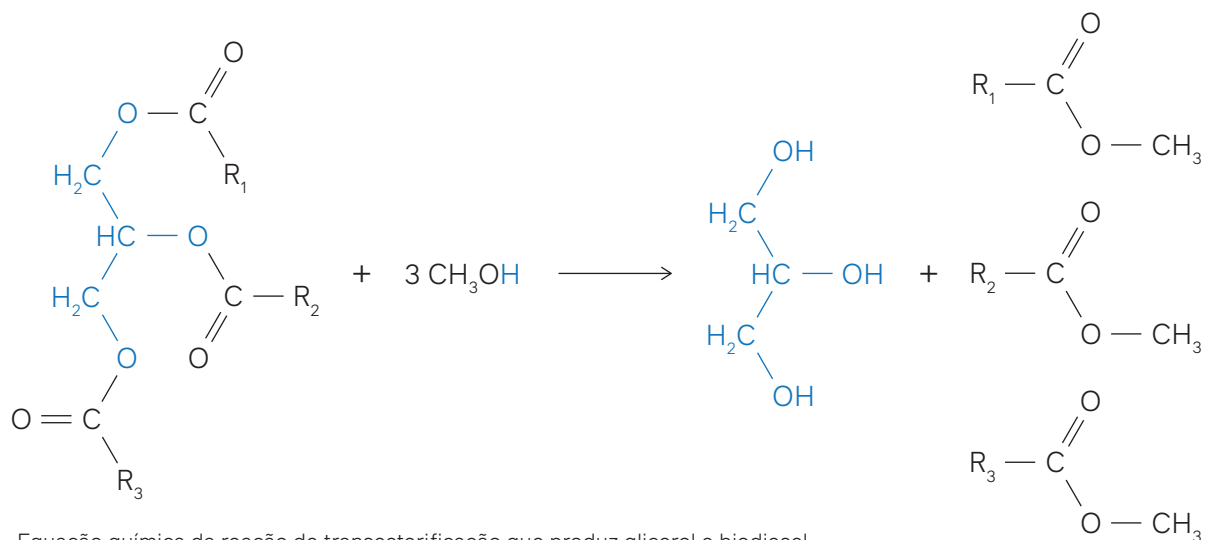
As gotículas de gordura e porções apolares das moléculas do sabão se agrupam no interior da micela, enquanto as extremidades polares, em seu exterior.

Se julgar necessário, peça aos estudantes que consultem o conteúdo referente à diferenciação de soluções e dispersões coloidais no **Capítulo 10**.

Reação de transesterificação

Transesterificação, ou **alcoólise**, é uma reação química em que um éster reage com um álcool na presença de ácidos ou bases de Arrhenius, ou de enzimas – como as lipases – que atuam como catalisadores. Nessas reações, o grupo orgânico ligado ao átomo de oxigênio de um éster é substituído por outro, levando à formação de um éster e de um álcool diferentes dos reagentes.

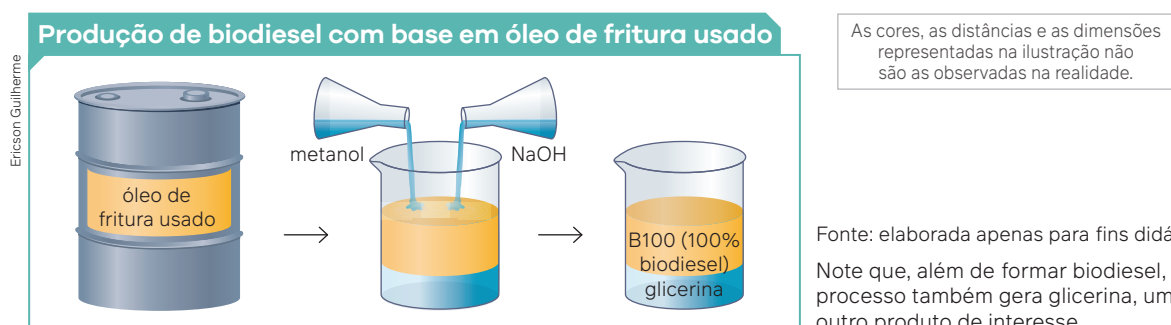
Uma das aplicações mais importantes das reações de transesterificação é a produção de biodiesel com base em óleos vegetais ou gorduras animais. Nessa reação, que pode ser representada pela equação a seguir, triacilgliceróis reagem com metanol ou etanol para produzir ésteres metílicos ou etílicos (biodiesel) e glicerol.



Equação química da reação de transesterificação que produz glicerol e biodiesel.

Na produção de biodiesel, emprega-se como matéria-prima o óleo vegetal, a gordura animal ou o óleo de cozinha usado, que, nesse caso, é filtrado para remover impurezas. No infográfico da página seguinte, você pode acompanhar o ciclo de produção dos óleos vegetais desde a plantação de oleaginosas até a transformação do óleo usado em biodiesel. Para sua produção, a matéria-prima do biodiesel é, então, misturada a um álcool (metanol, CH_3OH , ou etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) e um catalisador (hidróxido de sódio, NaOH , ou hidróxido de potássio, KOH), e a mistura é aquecida e agitada, promovendo a transesterificação dos triglicerídeos em ésteres de ácidos graxos e glicerol. Após a reação, a mistura é deixada em repouso para permitir a separação do glicerol e do biodiesel bruto, que é lavado – para a remoção de impurezas e de resíduos do catalisador – e seco para remover água.

O biodiesel pode ser utilizado em sua forma pura (B100) ou misturado com diesel de petróleo em diversas proporções – como o B20, que contém 20% de biodiesel e 80% de diesel de petróleo –, sem necessidade de grandes modificações nos motores a combustão de diesel já existentes.



Embora o custo de produção do biodiesel possa ser maior que o do diesel de petróleo, principalmente em razão do preço das matérias-primas e dos custos envolvidos nos processos de purificação, há inúmeros benefícios na sua utilização. Por um lado, o biodiesel é produzido com base em recursos renováveis – como óleos vegetais e gorduras animais – diminuindo a dependência de combustíveis fósseis; por outro, em comparação com o diesel de petróleo, o biodiesel reduz significativamente as emissões de gases poluentes, como monóxido de carbono, hidrocarbonetos não queimados e material particulado. Além disso, a produção de biodiesel pode promover o desenvolvimento rural e a economia circular ao criar mercados para produtos agrícolas e para a destinação de resíduos.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas nas ilustrações desta página não são as observadas na realidade.

Ciclo de produção e consumo dos óleos vegetais

O infográfico retrata as diversas etapas envolvidas no ciclo de produção e consumo dos óleos vegetais, desde o plantio da matéria-prima até a utilização do óleo, além das etapas pós-consumo, em que, idealmente, o óleo usado é acondicionado em recipientes apropriados, coletado e reciclado, para entrar novamente no ciclo.



Fabio Nienow

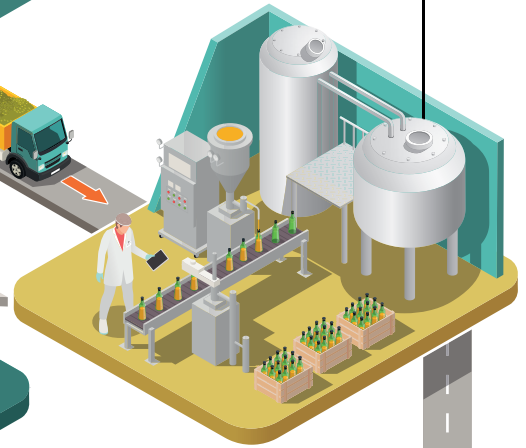
1 Produção natural da matéria-prima

Oleaginosas, como a soja, ou frutos ricos em óleos, como o coco e a azeitona, são plantados, cultivados e colhidos.



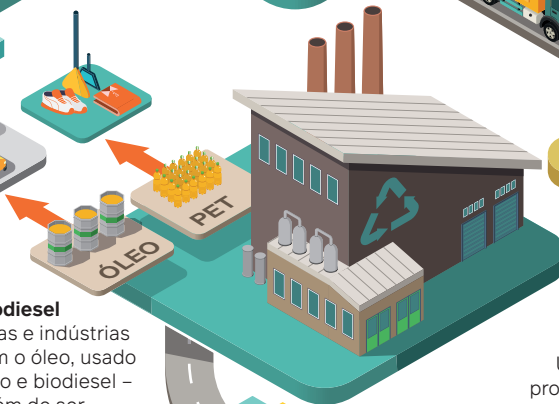
2 Transformação em óleo

Os grãos, frutos ou sementes são armazenados, processados, triturados e prensados em instalações especializadas na extração dos óleos vegetais, que são filtrados e refinados antes de serem embalados.



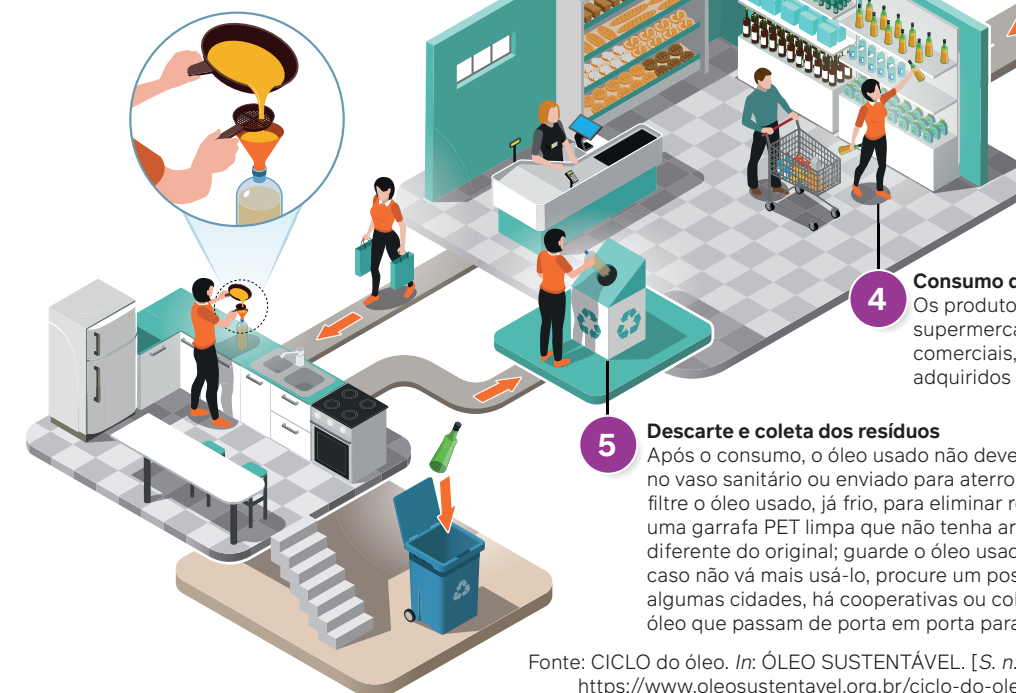
6 Reciclagem e produção de biodiesel

Existem empresas e indústrias que transformam o óleo, usado ou não, em sabão e biodiesel – e este último, além de ser produzido com base em matéria-prima renovável, é menos poluente que combustíveis fósseis como o diesel comum, contribuindo, por exemplo, para atenuar o aquecimento global e os eventos climáticos extremos.



Distribuição do produto

Uma rede logística garante que o produto final chegue aos supermercados, às indústrias alimentícias e às usinas de produção de biodiesel.



4 Consumo do produto

Os produtos, nas prateleiras dos supermercados e outros pontos comerciais, podem ser adquiridos pelos consumidores.

5 Descarte e coleta dos resíduos

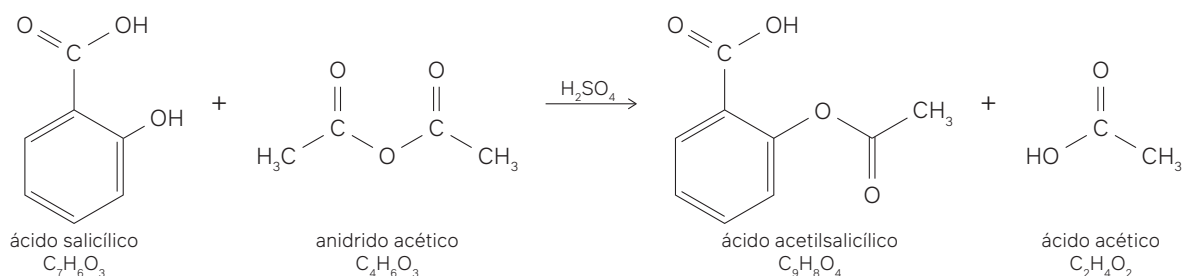
Após o consumo, o óleo usado não deve ser descartado na pia, no vaso sanitário ou enviado para aterros sanitários. Peneire ou filtre o óleo usado, já frio, para eliminar resíduos; armazene-o em uma garrafa PET limpa que não tenha armazenado conteúdo diferente do original; guarde o óleo usado para reutilizá-lo ou, caso não vá mais usá-lo, procure um posto de coleta de óleo. Em algumas cidades, há cooperativas ou coletores individuais de óleo que passam de porta em porta para a recolha.

Fonte: CICLO do óleo. In: ÓLEO SUSTENTÁVEL. [S. n., s. l.], 2018. Disponível em: <https://www.oleosustentavel.org.br/ciclo-do-oleo>. Acesso em: 23 jul. 2024.

Saiba mais

Ácido acetilsalicílico

O ácido salicílico, obtido da casca do salgueiro-branco (*Salix alba*) e de outras plantas, é utilizado desde a Antiguidade para aliviar dores e reduzir febres, no entanto, com o passar do tempo, seu uso foi limitado por causa dos efeitos colaterais gástricos que provocava. A busca por uma substância menos irritante levou à descoberta do ácido acetilsalicílico, um dos fármacos mais utilizados no mundo. Uma das reações de conversão do ácido salicílico no ácido acetilsalicílico é a transesterificação, equacionada a seguir.



Equação química da reação de transesterificação que produz ácido acetilsalicílico.

Oraclic Art

#FicaADica

Painéis Dinâmicos, da Agência Nacional do Petróleo, Gás Natural e Biocombustíveis, é uma plataforma interativa que permite a visualização de diversos dados acerca da produção de biodiesel, como o mapa com a localização de todos os produtores de biodiesel regulados pela ANP e suas capacidades de produção. Disponível em: <https://www.gov.br/anp/pt-br/centrais-de-conteudo/paineis-dinamicos-da-anp/paineis-e-mapa-dinamicos-de-produtores-de-combustiveis-e-derivados/painel-dinamico-de-produtores-de-biodiesel>. Acesso em: 29 jul. 2024.

Ciência por fora



A participação da agricultura familiar na produção de biodiesel

O Brasil é um dos maiores produtores de biodiesel no mundo. Dados da Agência Nacional de Petróleo, Gás Natural e Biocombustíveis (ANP) mostram que a capacidade nacional de produção desse biocombustível – que era de 20 160 m³/dia em janeiro de 2017 – atingiu a marca de 40 501 m³/dia, em maio de 2024. Esse aumento de mais de 100%, se deve, sobretudo, às políticas de incentivo à produção e à incorporação do biodiesel na matriz energética brasileira, o que também impactou positivamente a agricultura familiar.

Considerando a produção de biodiesel no contexto da agricultura familiar, leia os textos a seguir e, após a leitura, faça o que se pede nos itens do **Trocando ideias**, registrando suas reflexões em seu caderno.

Biodiesel também é importante para a agricultura familiar

Combustível. Há alguns anos, a gasolina seria a resposta automática quando se pensa no que faz um carro funcionar. Porém, agora temos um crescimento da popularidade do etanol, das baterias de hidrogênio e do tão comentado biodiesel. Mas você sabe como, além do meio ambiente, ele impacta a agricultura familiar?

Primeiro é preciso entender o que é o biodiesel, que pode ser confundido com o diesel. Este último, quando no contexto automotivo, contém cerca de 12% de biodiesel obrigatoriamente pela Resolução do Conselho Nacional de Política Energética (CNPE) — ainda deve aumentar gradualmente até 2026.

“O biodiesel possui características muito similares ao diesel e, por isso, pode ser combinado sem prejuízo na combustão e adicionado na matriz energética brasileira. Ele reduz a necessidade da importação do diesel e pode substituí-lo no longo prazo, sendo a principal vantagem a questão ambiental”, diz o professor Fernando de Lima Caneppele da Faculdade de Zootecnia e Engenharia de Alimentos (FZEA) da USP. O biodiesel é um

substituto para o diesel comum que, embora contenha uma parcela sustentável, ou seja, não derivada do petróleo, ainda é prejudicial para o meio ambiente.

Agricultura familiar

As vantagens não param no âmbito ambiental e partem também para o socioeconômico. “Também existe um apelo social relacionado ao emprego e renda, sobretudo na agricultura familiar. Além disso, a produção do biodiesel pode se tornar vetor de desenvolvimento local devido à sua característica de poder ser obtido de diversas fontes vegetais — como óleos de mamona, do dendê, da soja, da bocaiuva e da gordura animal e de rejeitos como o óleo de cozinha usado”, pontua o professor.

Na agricultura familiar, o Programa Selo Biocombustível Social prevê que o produtor de biodiesel deve adquirir uma parcela da matéria-prima do agricultor familiar, além de assegurar capacitação, preços mínimos e assistência técnica ao pequeno produtor. [...]

UENO, A. Biodiesel também é importante para a agricultura familiar. *Jornal da USP*, São Paulo, 9 set. 2023. Disponível em: <https://jornal.usp.br/radio-usp/biodiesel-tambem-e-importante-para-a-agricultura-familiar/>. Acesso em: 29 jul. 2024.

Selo amplia presença da agricultura familiar na produção de biodiesel

Reestruturação do programa prevê fomento a diversos tipos de projeto

As regras para a concessão do Selo Biocombustível Social foram atualizadas em uma portaria assinada [...] pelos ministros de Minas e Energia, Alexandre Silveira, e do Desenvolvimento Agrário e Agricultura Familiar, Paulo Teixeira. O objetivo é impulsionar a participação da agricultura familiar, especialmente das regiões Norte [e] Nordeste [...], na produção de biodiesel.

O Selo Biocombustível Social, criado em 2004, concede benefícios fiscais e comerciais aos produtores de biodiesel que adquirem matéria-prima ou produtos de agricultores familiares. Para ter o selo, as empresas também devem firmar contratos antecipados com esses agricultores, garantir preços mínimos e disponibilizar a assistência técnica e extensão rural para os produtores contratados.

Além dessas regras, a reestruturação do Selo prevista na portaria prevê o fomento a projetos de pesquisa, de estruturação de cadeias produtivas e de fortalecimento das organizações da agricultura familiar. A assistência técnica e extensão rural, que já eram previstas anteriormente, passam a ser contínuas e sistêmicas, destinadas a toda a unidade familiar de produção.

[...]

Segundo o governo, mais de 58 mil agricultores serão beneficiados inicialmente, com expectativa de ampliação para mais 14 mil famílias até 2025. [...]

Em março deste ano [2024], o governo antecipou o aumento da [...] mistura de biodiesel no diesel fóssil, que passou de 12% para 14% [...]. A partir de março de 2025, o percentual passará para 15%. De acordo com o Ministério do Desenvolvimento Agrário, essa variável influencia de forma direta na determinação dos volumes de compra da agricultura familiar.

CRAIDE, S. Selo amplia presença da agricultura familiar na produção de biodiesel. *Agência Brasil*, Brasília, DF, 18 jun. 2024. Disponível em: <https://agenciabrasil.ebc.com.br/economia/noticia/2024-06/selo-amplia-presenca-da-agricultura-familiar-na-producao-de-biodiesel/>. Acesso em: 29 jul. 2024.

Trocando ideias

1. O professor Fernando de Lima Caneppele menciona uma vantagem ambiental do biodiesel. Localize no texto informações que apoiam essa afirmação e explique qual é essa vantagem ambiental.
2. Como a combinação de políticas ambientais e socioeconômicas pode fortalecer a produção de biodiesel e beneficiar a agricultura familiar?

Atividades propostas



1. Em um laboratório, deseja-se preparar acetato de propila (aroma de pera) e acetato de isobutila (aroma de morango). Escreva as equações químicas que representam a síntese desses ésteres, representando as estruturas e indicando os nomes sistemáticos dos reagentes e dos produtos orgânicos.
2. O butanoato de butila é o éster que confere o aroma de damasco, e o metanoato de etila é o éster utilizado como aroma artificial de groselha.

- a) Quais são as fórmulas estruturais e os nomes dos compostos iônicos obtidos por meio da saponificação desses ésteres na presença de hidróxido de sódio?
- b) Compare a solubilidade em água desses sais com a dos ésteres precursores, explicando o seu raciocínio.
3. O salicilato de metila, uma substância com ação analgésica e anti-inflamatória, pode ser obtido por meio da esterificação do ácido salicílico com metanol. Represente a equação química desse processo.

As imagens desta página são representações simplificadas em cores-fantasia e dimensões não observadas na realidade.

Aminas

As aminas podem ser definidas como compostos orgânicos derivados da amônia (NH_3) por substituição de um ou mais átomos de hidrogênio por grupos orgânicos alquila ou arila, o que ocorre naturalmente em muitos organismos. Elas podem ser encontradas em plantas, animais e microrganismos, participando de funções que vão desde a construção de proteínas até a regulação de atividades metabólicas.

As aminas são classificadas em função do número de grupos orgânicos ligados ao átomo de nitrogênio ou, em outras palavras, do número de átomos de hidrogênio de uma molécula de amônia que foram substituídos. As **aminas primárias** apresentam apenas um grupo orgânico ligado ao átomo de nitrogênio; as **aminas secundárias**, dois grupos orgânicos ligados ao átomo de nitrogênio; e as **aminas terciárias**, três grupos orgânicos ligados ao átomo de nitrogênio.

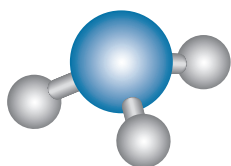
As moléculas das aminas são polares e podem interagir com outras moléculas polares por meio de interações do tipo dipolo-dipolo. Além disso, as moléculas das aminas primárias e secundárias também estabelecem ligações de hidrogênio entre si e com moléculas de outras substâncias, como a água. É importante lembrar que as aminas terciárias que contêm um único átomo de nitrogênio não apresentam ligações N-H , então, não há ligações de hidrogênio. Essas propriedades ajudam a entender por que as aminas, em geral, têm temperaturas de ebulição maiores do que a dos hidrocarbonetos de massa molar semelhantes; porém, menores que a dos álcoois e dos ácidos carboxílicos, já que as ligações de hidrogênio que envolvem átomos de oxigênio são mais intensas que as estabelecidas com átomos de nitrogênio. As aminas mais simples são solúveis em água e etanol, contudo, à medida que a cadeia carbônica aumenta, a solubilidade em água diminui, em razão do aumento do caráter apolar da cadeia carbônica.

A atribuição de nomes às aminas primárias segue a nomenclatura sistemática, estudada no **Capítulo 17**, aplicando-se o sufixo **amina** para caracterizar os compostos dessa classe funcional. É importante ressaltar que, em todos os casos nos quais seja necessário numerar os átomos de carbono, a numeração inicia-se pela extremidade da cadeia mais próxima do grupo funcional, independentemente da posição das insaturações ou das ramificações.

Para nomear as aminas secundárias e terciárias, segundo a nomenclatura sistemática, é necessário identificar o grupo orgânico de cadeia mais longa (cadeia principal) e considerar os demais grupos como substituintes que, por estarem ligados ao átomo de nitrogênio, recebem o localizador *N*-.

A IUPAC prevê também o uso de uma nomenclatura de classe funcional, bastante útil para designar as aminas mais simples. Nesse caso, os nomes dos grupos substituintes são indicados em ordem alfabética, seguidos da palavra amina. Vale lembrar que, nos casos em que os grupos substituintes são iguais, aplicam-se os prefixos multiplicativos: di e tri.

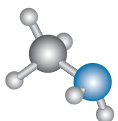
Ericson Guilherme



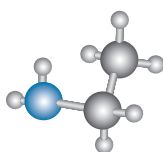
Modelo de esferas e varetas para uma molécula de amônia (NH_3).

Ericson Guilherme

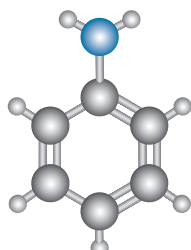
Legenda para os átomos desta página
 ● H ● C ● N



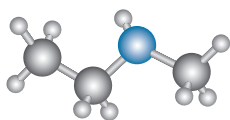
$\text{H}_3\text{C-NH}_2$
 metanamina (PIN)
 ou
 metilamina



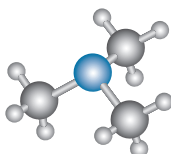
$\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-NH}_2$
 etanamina (PIN)
 ou
 etilamina



$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$
 benzamina
 ou
 fenilamina
 ou
 anilina (PIN)



$\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-NH-CH}_3$
N-metilmetanamina (PIN)
 ou
 etilmetilamina



$(\text{H}_3\text{C})_3\text{N}$
N,N-dimetilmetanamina (PIN)
 ou
 trimetilamina

Exemplos de aminas.

Fonte: elaboradas apenas para fins didáticos.



Quantas cores uma caneta tem?

Muitos corantes apresentam compostos classificados como aminas, por exemplo, as anilinas – substâncias derivadas da fenilamina. Esses compostos são amplamente utilizados na produção industrial de tintas e pigmentos, como os que encontramos nas canetas e canetinhas.

Nesta atividade, você e sua equipe vão comparar a composição das tintas das canetas esferográficas e hidrográficas usando diferentes solventes, por meio da técnica de cromatografia em papel.

Material:

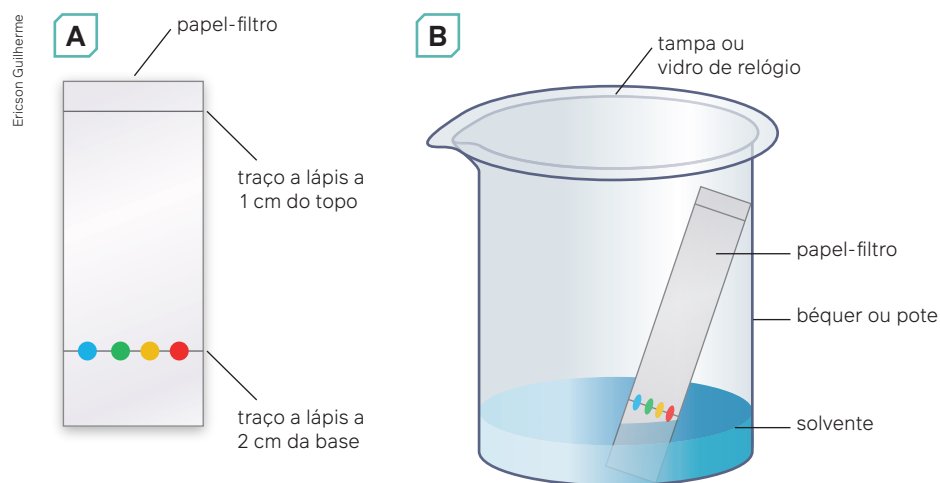
- canetas esferográficas de marcas e cores diferentes;
- canetas hidrográficas de marcas e cores distintas;
- 3 béqueres de 250 mL (ou potes de vidro com a boca larga);
- 3 vidros de relógio, grandes o suficiente para cobrir os béqueres (ou as tampas dos potes escolhidos);
- papel-filtro (ou papel para filtragem de café);
- álcool etílico 46 INPM (ou 54 GL);
- removedor de esmaltes à base de acetona (encontrado em farmácias);
- água;
- tesoura;
- régua;
- lápis.

Atenção!

Siga as orientações do professor durante todo o experimento. Não cheire e nem coloque as amostras na boca.

Procedimento

1. Em grupos de até quatro integrantes, recortem três pedaços de papel-filtro com 10 cm de altura – o tamanho da base dependerá do diâmetro do béquer a ser utilizado. Nesses retângulos, com o lápis, tracem uma linha horizontal a 2 cm da base e outra linha a 1 cm do topo.
2. Em cada um dos pedaços de papel, façam pequenos círculos com as canetinhas sobre o traço feito na base do papel, deixando um espaço de 1 cm entre eles; também deve haver pelo menos 1 cm entre os círculos e as bordas laterais do papel-filtro. Note que a largura dos pedaços de papel dependerá de quantos círculos serão feitos.
3. No primeiro béquer, coloquem água até que o líquido atinja a altura de 1 cm; no segundo, coloquem álcool até a altura de 1 cm; e, no terceiro, coloquem removedor de esmaltes até a altura de 1 cm.
4. Com cuidado, coloquem as tiras de papel nos béqueres e cubram esses recipientes com o vidro de relógio. A figura a seguir ilustra a montagem experimental. É importante que o traço feito na base do papel fique acima do nível dos solventes e que o papel esteja apoiado na lateral do béquer. Quando o líquido subir e atingir o traço no topo do papel, o papel deverá ser retirado e exposto ao ar para secagem.



As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Esquema ilustrativo para o experimento. (A) Papel-filtro com as marcações e círculos feitos com as canetas. No caso, foram feitos quatro círculos, então, a largura do papel será de, no mínimo, 5 cm. (B) Béquer ou pote contendo o solvente e o pedaço de papel-filtro, com o vidro de relógio ou a tampa bloqueando a extremidade superior.

Fonte: LISBÔA, J. C. F. Investigando tintas de canetas utilizando cromatografia em papel. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 7, p. 38-39, 1998. Disponível em: <http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc07/exper3.pdf>. Acesso em: 29 jul. 2024.

5. Registrem as observações no caderno.

Trocando ideias

1. Leia, a seguir, o trecho de um artigo publicado em uma revista científica e faça o que se pede.
[...]

A cromatografia pode ser definida como um método físico-químico de separação de misturas, efetuada através da distribuição dos componentes dessa mistura em duas fases, que estão em contato. Dessas fases, uma se move (fase móvel) através da outra (fase estacionária). Durante a migração da fase móvel através da fase estacionária, os componentes se distribuem seletivamente entre essas fases, resultando em migrações diferenciais. [...] Na cromatografia em papel a separação está baseada no mecanismo de partição líquido-líquido, ou seja, os componentes de uma mistura são separados pela suas diferenças de solubilidade nas duas fases imiscíveis (fase estacionária e móvel). [...]

OLIVEIRA, G. A. de; SILVA, F. C. Cromatografia em papel: reflexão sobre uma atividade experimental para discussão do conceito de polaridade. *Química Nova na Escola*, São Paulo, v. 39, n. 2, p. 162-169, maio 2017. Disponível em: http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc39_2/08-RSA-22-16.pdf. Acesso em: 29 jul. 2024.

Discuta com os colegas as atividades a seguir e registre as respostas em seu caderno.

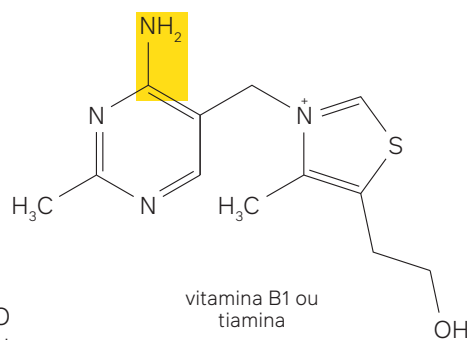
- a) As tintas das canetas esferográficas e hidrográficas apresentaram comportamentos diferentes conforme o tipo de solvente empregado? Em caso afirmativo, explique por que isso ocorre.
- b) Descreva, de forma simplificada, os resultados obtidos no experimento. Como você pode explicar as mudanças observadas? [Mesmo com o texto de apoio, podem surgir dúvidas durante a realização das atividades. Caso sinta necessidade, discuta com a turma sobre o experimento e o conceito de cromatografia antes de trabalhar as questões.](#)
- c) Qual dos solventes utilizados atingiu a marca no topo do papel-filtro mais rapidamente? Proponha uma explicação para esse fenômeno.

Vitaminas

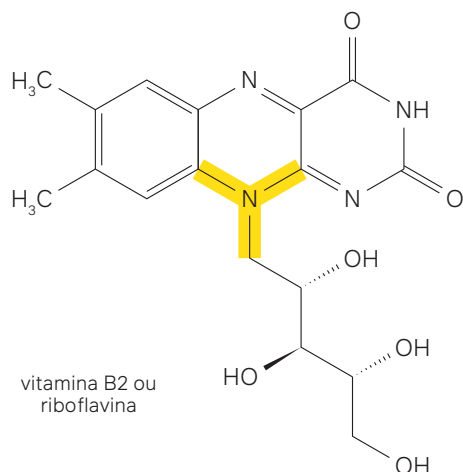
Em 1912, o bioquímico polonês Casimir Funk (1884-1967) isolou um composto cristalino extraído das cascas de arroz, a vitamina B1 (também conhecida como tiamina). A administração desse composto ajudava a curar pacientes com beribéri, uma doença muito comum na época, que pode afetar o sistema nervoso periférico e o sistema cardiovascular, causada justamente pela carência de vitamina B1 no organismo. Funk, então, nomeou esse nutriente essencial para a vida como **vitamina** – combinação dos termos *vita* (do latim, vida) e *amine* (do inglês, amina).

Hoje, sabemos que as vitaminas são compostos orgânicos pertencentes a diferentes classes funcionais, e essenciais para o bom funcionamento do organismo e a sua deficiência, que constitui um quadro clínico chamado de **avitaminose**, leva a uma série de efeitos no organismo.

Entre as vitaminas que podem ser classificadas como aminas, encontramos algumas vitaminas do complexo B, como as vitaminas B1 (tiamina) – obtida, principalmente, na carne de porco e nas sementes de girassol; B2 (riboflavina) – encontrada, principalmente, no fígado bovino e em laticínios, como leite, queijo e iogurtes; e B9 (ácido fólico) – cujas principais fontes são o fígado bovino, o espinafre e a couve. O grupo funcional amina está destacado nas fórmulas estruturais mostradas ao lado e a seguir.

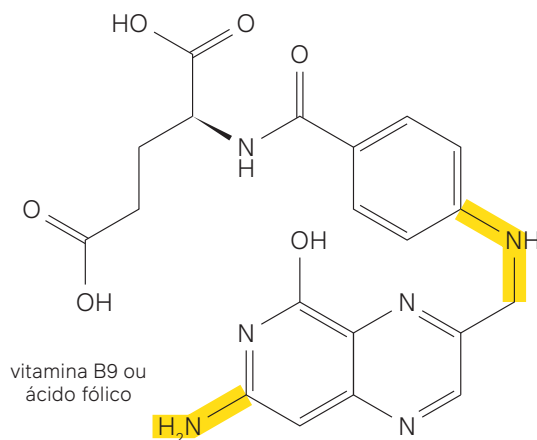


Oracic Art



Oracic Art

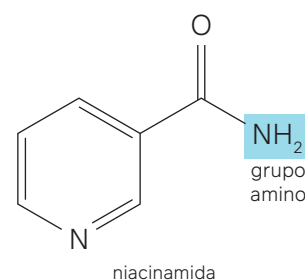
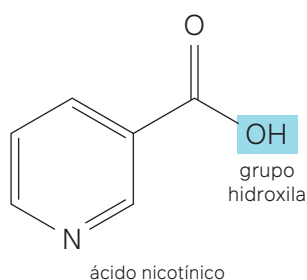
Fórmulas estruturais de algumas vitaminas.



Oracic Art

Amidas

As amidas são compostos orgânicos que constituem outra classe funcional de substâncias com átomos de nitrogênio na estrutura. Esses compostos também podem ser estudados como derivados dos ácidos carboxílicos, obtidos pela substituição do grupo hidroxila ($-\text{OH}$) da molécula do ácido por um grupo amina, constituído por um átomo de nitrogênio ligado a átomos de hidrogênio e/ou a átomos de carbono. A vitamina B3, também chamada de niacina, se apresenta em pelo menos duas formas: um ácido carboxílico, o ácido nicotínico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$); e uma amida, a niacinamida ($\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$). Note, nas fórmulas estruturais, que a diferença entre as estruturas desses compostos está apenas nos grupos ligados ao átomo de carbono da carbonila.



Fórmulas estruturais de algumas amidas.

As amidas também são classificadas em função do número de grupos orgânicos ligados ao átomo de nitrogênio. Assim, as **amidas primárias** – ou **amidas não substituídas** – apresentam apenas o grupo acila, que compõe a cadeia principal da molécula, ligado ao átomo de nitrogênio; as **amidas secundárias** – ou **amidas monossustituídas** –, dois grupos orgânicos ligados ao átomo de nitrogênio; e as **aminas terciárias**, três grupos orgânicos ligados ao átomo de nitrogênio.

As moléculas das amidas primárias e secundárias estabelecem ligações de hidrogênio entre si e, por isso, essas substâncias apresentam temperaturas de ebulição mais altas do que as dos compostos com estruturas semelhantes. Já nas moléculas das amidas terciárias, não são estabelecidas ligações de hidrogênio, e sim interações dipolo-dipolo relativamente intensas e, por isso, essas substâncias também apresentam temperaturas de ebulição elevadas.

Temperatura de ebulição de amidas com estrutura semelhante

Fórmula estrutural	Nome e fórmula molecular	Massa molar (g/mol)	Temperatura de ebulição (°C), 1 atm
	Benzamida ($\text{C}_7\text{H}_7\text{NO}$)	121	306
	N-metilbenzamida ($\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}$)	135	294
	N,N-dimetilbenzamida ($\text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}$)	149	221

Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (eds.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

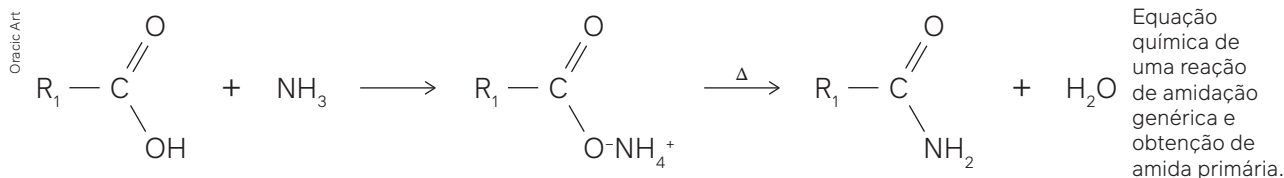
Além disso, as moléculas das amidas podem estabelecer ligações de hidrogênio com moléculas de outros compostos, como a água, e, por isso, amidas de cadeia curta são solúveis nesse solvente, embora a solubilidade em água decresça à medida que a cadeia carbônica aumenta, em razão do aumento do caráter apolar da cadeia carbônica. Os compostos dessa classe funcional geralmente são solúveis em solventes orgânicos, como álcool etílico (C₂H₆O), éter dietílico (C₄H₁₀O) e clorofórmio (CHCl₃).

A atribuição de nomes às aminas primárias segue a nomenclatura sistemática, aplicando-se o sufixo **amida** para caracterizar os compostos dessa classe funcional. Vale lembrar que a numeração dos átomos de carbono da cadeia principal é feita a partir do átomo de carbono do grupo carbonila e, para as amidas secundárias e terciárias, os grupos substituintes ligados ao átomo de nitrogênio recebem o localizador N-.

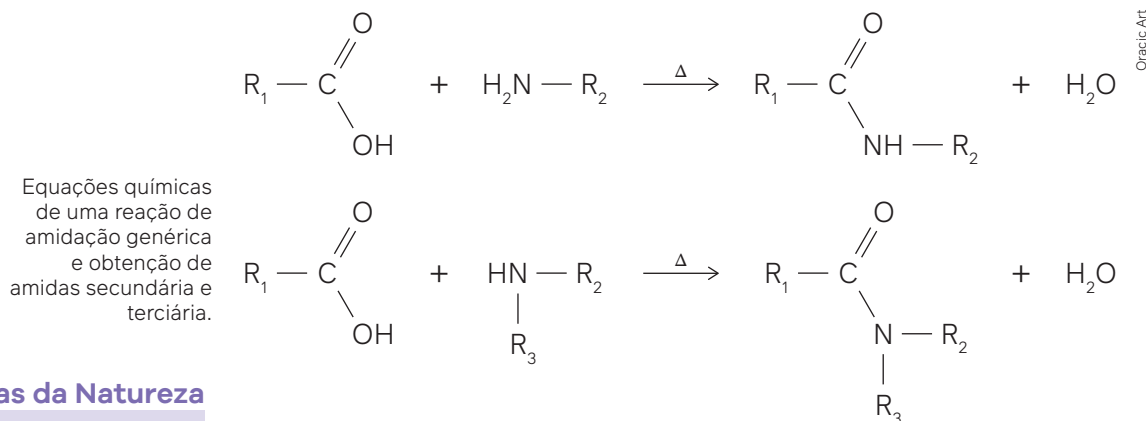
Obtenção e hidrólise de amidas

As amidas podem ser sintetizadas por meio de reações químicas denominadas **reações de amidação**, em que ácidos carboxílicos ou cloretos de acila reagem com a amônia ou com aminas primárias e secundárias.

As amidações, em que um ácido carboxílico reage com amônia (NH₃), ocorrem em duas etapas. Inicialmente, forma-se um sal carboxilato de amônio que, então, é desidratado por aquecimento para formar uma amida primária.



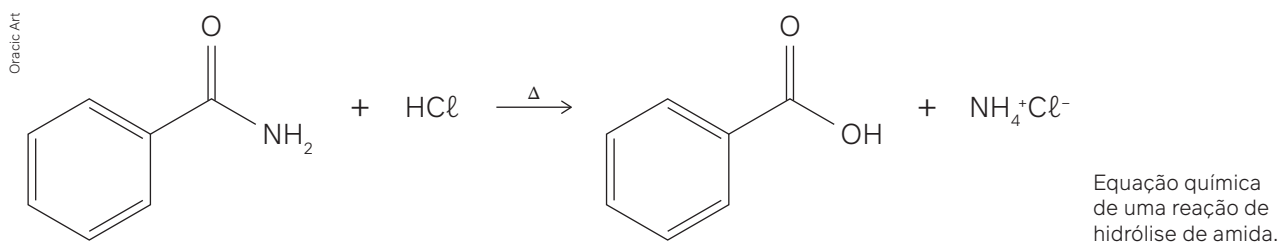
A reação entre um ácido carboxílico e uma amina (primária ou secundária) geralmente requer aquecimento para promover a desidratação e permite a obtenção de amidas secundárias ou terciárias.



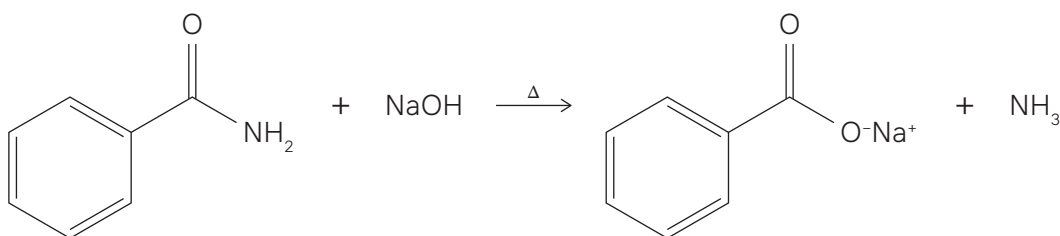
► Ciências da Natureza

O estudo sobre as reações de hidrólise de amidas na degradação de proteínas pode ser aprofundado no **Capítulo 21** do livro de **Biologia** desta coleção.

As reações de amidação são reversíveis, e a reação inversa, a **hidrólise da amida**, pode ser catalisada por ácidos ou por bases de Arrhenius. Quando a hidrólise de uma amida é realizada na presença de um ácido de Arrhenius, há formação de um ácido carboxílico e de um sal de amônio.



Quando a amida é hidrolisada na presença de uma base de Arrhenius, há formação de um sal de ácido carboxílico e de amônia, ou de uma amina (primária ou secundária).

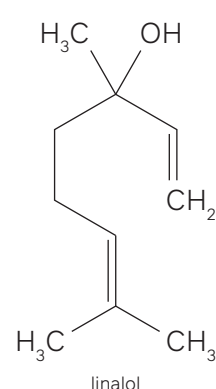
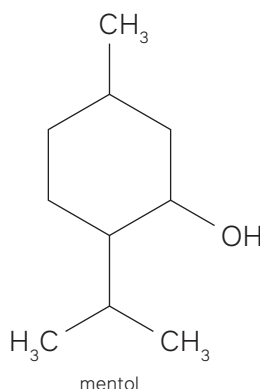


Equação química da uma reação de hidrólise de amida.

Atividades propostas

1. A ureia, uma das substâncias eliminadas pelo sistema urinário, é uma diamida de fórmula molecular $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$. Em seu caderno, indique a fórmula estrutural da ureia.

2. Algumas espécies vegetais produzem álcoois e ésteres, substâncias responsáveis pelo odor característico exalado por suas flores e folhas. O óleo essencial de hortelã-pimenta (*Mentha x piperita* L.), por exemplo, contém mentol ($\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}$) e acetato de mentila ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_2$). Já o óleo essencial de lavanda (*Lavandula angustifolia*) contém linalol ($\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$) e acetato de linalila ($\text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2$). Considerando as quatro substâncias mencionadas no enunciado, analise a estrutura dos dois álcoois, mostradas a seguir, e represente as estruturas dos dois ésteres. Em seguida, responda: Qual é a relação entre as estruturas do mentol e do acetato de mentila? E qual é a relação entre as estruturas do linalol e do acetato de linalila?



3. Analise as afirmações a seguir, julgando-as como verdadeiras ou falsas e corrigindo, em seu caderno, as falsas.

- I. As aminas são compostos orgânicos derivados da amônia (NH_3), por meio da substituição de um ou mais hidrogênios por grupos alquila ou arila.
- II. As aminas primárias contêm dois grupos alquila ou arila ligados ao nitrogênio.
- III. A reação entre um ácido carboxílico e uma amina tem como produtos uma amida e água.
- IV. As aminas podem atuar como bases de Brönsted-Lowry, ao doar um próton para um ácido.
- V. As amidas podem ser hidrolisadas em meio básico para formar o ácido carboxílico correspondente, além de amônia ou uma amina.
- VI. As amidas apresentam um grupo carbonila ($\text{C}=\text{O}$) diretamente ligado a um átomo de nitrogênio.
- VII. A anilina é um exemplo de amida em que o nitrogênio está diretamente ligado a um anel aromático.

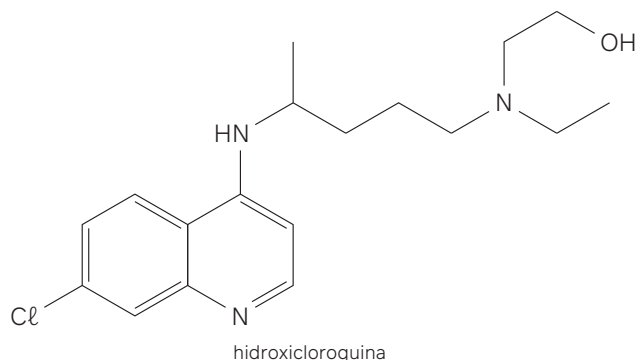
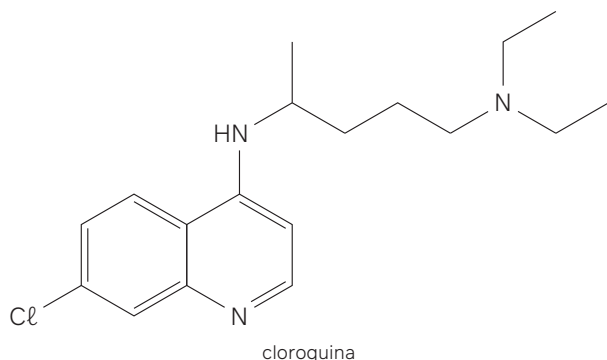
Comece com você!

Leia o texto a seguir para realizar as atividades 4 a 7.

Um dos assuntos mais polêmicos ao se falar no combate à covid-19 é o uso dos medicamentos cloroquina e hidroxicloroquina. No início da pandemia no Brasil, em meados do mês de março [de 2020], foram anunciadas pesquisas com essas drogas no combate à doença, o que gerou uma corrida às farmácias por pessoas que queriam estocar o medicamento em casa, obrigando a Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa) a emitir resolução para que a venda dessas drogas fosse feita apenas com receituário médico especial.

ALGERI, C. Cloroquina e hidroxicloroquina: esses medicamentos têm eficácia contra a Covid-19?. *IFSC Verifica*, Florianópolis, 18 fev. 2021. Disponível em: https://www.ifsc.edu.br/post-ifsc-verifica/-/asset_publisher/u1170Nv266Xk/content/id/1935430/cloroquina-e-hidroxicloroquina-esses-medicamentos-t%C3%A0m-efic%C3%A1cia-contra-a-covid-19/. Acesso em: 26 jul. 2024.

4. Analise as estruturas das moléculas desses dois fármacos e indique as classes funcionais em que essas substâncias podem ser classificadas.



OracicArt

Agora, vamos compartilhar!

5. Forme dupla com um colega e, juntos, elaborem um texto para alertar sobre os perigos à saúde associados à divulgação de *fake news* – por exemplo, o uso de cloroquina e hidroxicloroquina sem comprovação de sua eficácia no tratamento da covid-19 – e acerca de como o conhecimento científico pode ajudar a combater essas notícias falsas.

Todos juntos aprendemos mais!



6. Reúnam-se com toda a turma e compartilhem o texto com os demais colegas.
7. Com a ajuda dos seus professores, reproduzam o texto em versões impressas – para serem distribuídos aos colegas de outras turmas, familiares e amigos – ou digitais – para serem postados nas redes sociais.

Recapitule



Neste capítulo, conhecemos outras três classes funcionais, os ésteres, as aminas e as amidas. Os ésteres são compostos derivados dos ácidos carboxílicos, que podem ser encontrados na natureza ou produzidos em laboratório e que, em razão de suas propriedades organolépticas, são bastante utilizados na indústria para conferir sabor e/ou aroma a diversos produtos. Além disso, os ésteres de cadeia longa são matéria-prima para a produção de sabões e de biodiesel, por meio de reações específicas. Já as aminas são compostos derivados da amônia, por meio da substituição de átomos de hidrogênio por grupos orgânicos do tipo alquila ou arila, e são encontradas em diferentes materiais e produtos – como algumas vitaminas, corantes e fármacos. Tanto as aminas quanto a amônia podem ser utilizadas na síntese de amidas, outra classe funcional de compostos derivados dos ácidos carboxílicos.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do boxe **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da próxima questão: Neste capítulo, estudamos que o ácido acetilsalicílico e o salicilato de metila são compostos derivados do ácido salicílico, um composto natural, e apresentam propriedades diferentes em razão de modificações estruturais. Considerando esses exemplos, discuta a respeito da importância da modificação de moléculas para conferir propriedades específicas a esses compostos, explorando tanto as aplicações industriais quanto os potenciais impactos na saúde.

Agora, para sintetizar os conhecimentos abordados no capítulo, siga os passos a seguir.

1. Por um a dois minutos e sem consultar nenhum material (seja a internet, seu livro ou anotações), escreva em uma folha de papel uma lista de palavras-chave que você julga serem importantes para a compreensão do conteúdo discutido neste capítulo.
2. Troque com um colega a lista que você criou. Leia atentamente a nova lista de palavras e, durante um a dois minutos, adicione uma nova ideia. A adição pode ser de um detalhe, algo que estava faltando ou uma relação entre as ideias. Repita o processo pelo menos duas vezes.
3. Retorne à sua lista original e leia as adições que foram feitas. Adicione também outras ideias que podem ter surgido ao ler as listas de seus colegas.

Fármacos: aplicações das isomerias

paulista/Shutterstock.com



Pesquisadora olha uma cápsula de medicamento.



▼ Para refletir

1. De acordo com o ponto de vista científico, medicamento e fármaco são sinônimos? Explique.
2. Como o conhecimento químico pode ajudar no desenvolvimento de novos fármacos?
3. Por que cientistas se empenham para descobrir a estrutura química de fármacos?
4. Na sua opinião, a posição dos átomos na estrutura química de um fármaco pode influenciar no efeito do medicamento no organismo? Justifique sua resposta.

Objetivos do capítulo

- Compreender o conceito de isomeria.
- Reconhecer, analisar e representar estruturas de compostos orgânicos isômeros.
- Nomear isômeros *cis/trans*.
- Explicar diferenças de propriedades físico-químicas em isômeros.
- Aplicar o conceito de isomeria óptica para explicar efeito biológico de fármacos com base no modelo de chave-fechadura.

Efeitos biológicos dos fármacos

Desde períodos anteriores à Antiguidade, a humanidade utiliza substâncias químicas exógenas – que não são produzidas pelo organismo humano – para obter algum efeito biológico, seja na cura de doenças, na aplicação como veneno ou em rituais festivos. Essas substâncias são conhecidas como **drogas** e, quando aplicadas com finalidade terapêutica, são denominadas **fármacos** – que são substâncias responsáveis pelos efeitos terapêuticos. Por isso, estabelecimentos que vendem medicamentos também são denominados drogarias.

Se liga

No âmbito da Farmacologia, ciência que estuda os efeitos dos fármacos em sistemas vivos, drogas são substâncias químicas, de estrutura química conhecida, que produzem efeito biológico no organismo, e que não são ingredientes essenciais da dieta ou nutrientes. Sendo assim, o termo droga é amplo e não se limita apenas às substâncias que causam efeitos nocivos, como dependência e/ou alteração da consciência, sejam elas legalizadas – como o álcool e o tabaco – ou ilegais – como a cocaína, a heroína e o ecstasy. Por isso, associar o termo droga somente a efeitos negativos, do ponto de vista científico, é inadequado.

Nas drogarias, é possível encontrar medicamentos que contêm o mesmo fármaco como princípio ativo com nomes diferentes. Isto porque a Lei dos Medicamentos Genéricos estabeleceu que, no Brasil, medicamentos podem ser identificados pelo nome genérico ou comercial, sendo que, quando se usa o nome genérico, o produto é identificado pelo nome do princípio ativo. O nome comercial é o nome fantasia, vinculado à empresa que o produz. Além disso, as fórmulas dos medicamentos existentes no mercado podem ser diferentes entre si, uma vez que, além do princípio ativo, os medicamentos apresentam em sua formulação substâncias não ativas, como conservantes, corantes e outros.

Atualmente, os fármacos podem ser obtidos de diversas formas: a partir de plantas ou animais; por meio de engenharia genética; e por meio de sínteses químicas. Vale destacar que o modo de obtenção dos fármacos pode variar ao longo do tempo. A insulina, por exemplo, costumava ser extraída do pâncreas de porcos. Porém, nos anos 1980, foi descoberta uma forma de utilizar bactérias geneticamente modificadas para produzir a insulina humana – mais adequada para nós que a versão suína. Antes do desenvolvimento da síntese química e da engenharia genética, os fármacos eram obtidos principalmente por meio de extratos botânicos e algumas substâncias de origem mineral, muitas delas consideradas hoje como venenos, tais como as substâncias contendo os elementos arsênio e mercúrio. No passado, essas substâncias eram comercializadas por artesãos, denominados boticários, que preparavam os medicamentos.

No Brasil, no período colonial, principalmente ao longo dos séculos XVII e XVIII, os jesuítas cuidavam das boticas e exerciam a profissão de boticário. Além de receitas milenares de medicamentos trazidas por eles da Europa para o Brasil, eles também aplicavam conhecimentos de origem indígena sobre plantas medicinais no preparo dos medicamentos. É o caso da ipecacuanha, planta encontrada em praticamente todo o território brasileiro, nas regiões Norte, Nordeste, Centro-Oeste e Sudeste, utilizada para tratar diversas doenças, como bronquite e pneumonia. Muitas das receitas dos medicamentos preparados pelos boticários jesuítas eram mantidas em segredo, uma vez que a posse desse tipo de conhecimento era sinônimo de poder.

Com o desenvolvimento de diversas áreas das Ciências, o estudo dos efeitos dos fármacos em sistemas biológicos foi se tornando cada vez mais especializado e refinado. Nesse cenário, o desenvolvimento da Química trouxe muitas contribuições para entender como os medicamentos funcionam, principalmente com a representação das fórmulas estruturais dos fármacos.

Um bom exemplo disso é a morfina, fármaco obtido a partir do ópio, um líquido branco leitoso retirado de uma planta originária do Mediterrâneo e do Oriente Médio, conhecida como papoula, de nome científico *Papaver somniferum*.

À esquerda, plantação com flores de papoula abertas e seus frutos. Mianmar, 2024.
À direita, um fruto verde de papoula com gotas de ópio.



STR/AFP/Getty Images



LightRocket/Getty Images

O ópio, segundo relatos, é consumido desde 400 a.C. Durante centenas de anos, esse foi o principal recurso para o tratamento da dor. Na Idade Média, diversos usos do ópio eram muito valorizados. O médico inglês Thomas Sydenham (1624-1689) escreveu a seguinte declaração sobre o ópio: “Dentre os remédios que o Deus Todo Poderoso houve por bem dar ao homem para aliviar-lhe os sofrimentos, nenhum é tão universal e tão eficaz quanto o ópio”. A partir do século XIX, em razão do seu uso como droga de abuso e da dependência química que se instala rapidamente, o ópio passou a ser considerado um problema de saúde pública.

A dependência do ópio foi avassaladora, e o aumento de seu consumo no mundo fez autoridades temerem que sociedades inteiras entrassem em colapso, pois muitas pessoas adultas adoeciam pelo vício e deixavam de ser produtivas no trabalho. Isso levou diversos países, incluindo os Estados Unidos, a se reunirem para discutir o problema na Convenção Internacional do Ópio, em 1912. Resoluções postuladas pela Convenção para controle de **substâncias psicoativas** foram adotadas em nível mundial a partir de 1919.

A dependência química provocada pelo ópio se deve às substâncias presentes em sua composição, sendo a morfina a principal delas. Iniciando suas investigações sobre o ópio em 1804, o farmacêutico alemão, Friedrich Sertüner (1783-1841), conseguiu após alguns anos separar a morfina do ópio, obtendo uma substância cristalina, insolúvel em água e com propriedades alcalinas. A palavra morfina vem de Morfeu, o deus grego dos sonhos. Um dos efeitos da morfina é deprimir o sistema nervoso central, fazendo o cérebro funcionar de forma mais lenta, o que causa sonolência.

Como a morfina apresenta uma fórmula estrutural complexa, formada por alguns anéis de carbono, ela foi caracterizada apenas em 1923, e sua síntese química, descrita em 1952.

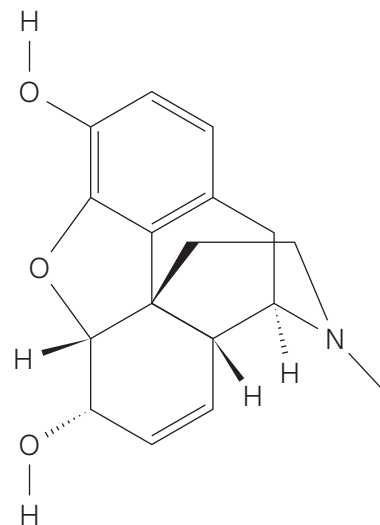
A morfina é constituída por um heterociclo contendo nitrogênio, característico da classe funcional das aminas, caracterizando-a como um alcaloide. Além da morfina, no ópio são encontrados mais de vinte outros alcaloides, como a codeína e a papaverina. A codeína é um fármaco que, no organismo, se transforma em morfina, e é usado principalmente no tratamento da dor leve e moderada. A papaverina é usada para tratar doenças cardíacas.

Um outro alcaloide que causa dependência química é a cocaína. Assim como a morfina, a cocaína, que já foi usada no passado como anestésico para dor de dente, apresenta um heterociclo contendo nitrogênio em sua constituição.

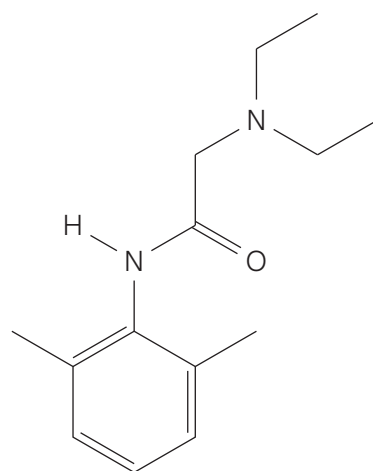
O fato de substâncias usadas no tratamento da dor apresentarem alguma semelhança em suas estruturas químicas não passou despercebido pelos cientistas que investigam como os fármacos atuam nos sistemas biológicos. O conhecimento sobre a fórmula estrutural de fármacos é fundamental para seu desenvolvimento racional. Uma das formas de se fazer isso é por meio de reações químicas que modificam parte da molécula estudada. Por exemplo, a lidocaína, substância com ação anestésica, foi inicialmente obtida por meio de reações químicas que modificaram parte da estrutura química da cocaína.

GLOSSÁRIO

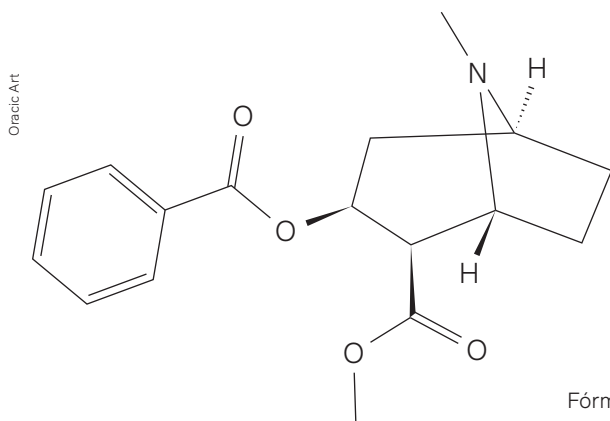
substâncias psicoativas: de acordo com o Ministério da Saúde, substâncias psicoativas, também conhecidas como drogas psicotrópicas, atuam modificando o funcionamento do cérebro, provocando alterações comportamentais, de humor, na percepção e em estados de consciência.



Fórmula estrutural da morfina.



Fórmula estrutural da lidocaína.



Fórmula estrutural da cocaína.

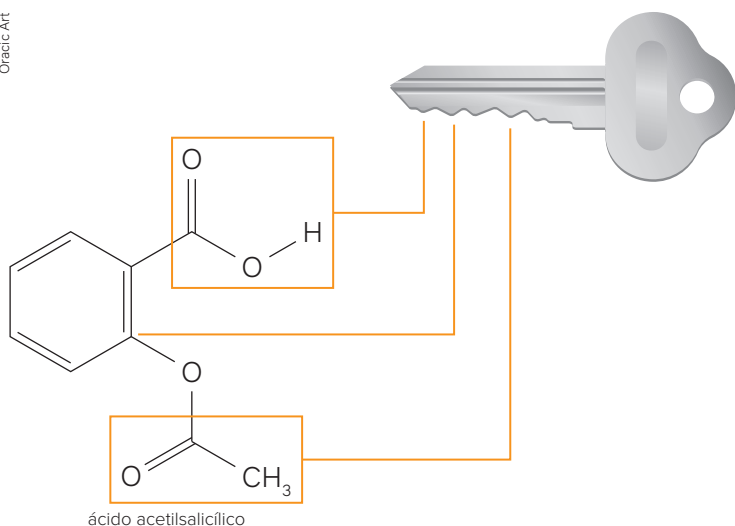
Oracric Art

Oracric Art

O modelo chave-fechadura

Um modelo usado para explicar a ação biológica de fármacos é o chave-fechadura, que usa uma analogia na qual as estruturas químicas dos fármacos atuam como chaves que se encaixam em macromoléculas, denominadas receptores, que seriam as fechaduras.

Oraclic Art



Representação simplificada em cores-fantasia e dimensões não observadas na realidade.

Fonte: BARREIRO, E. J. Sobre a Química dos Remédios, dos Fármacos e dos Medicamentos. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 3, p. 8, 2001.

Representação do modelo chave-fechadura em que há uma comparação dos dentes ou ranhuras da chave com partes do ácido acetilsalicílico, fármaco comumente utilizado como analgésico, antitérmico e anti-inflamatório.

As macromoléculas que atuam como receptores para fármacos em geral são proteínas, como as enzimas – catalisadores biológicos que estudamos em capítulos anteriores. A afinidade do fármaco com o receptor depende de sua estrutura química de forma muito precisa, por isso qualquer alteração na estrutura química do fármaco pode alterar o seu efeito, fazendo ele deixar de se encaixar de forma adequada no receptor, diminuindo, portanto, a afinidade entre eles. O inverso também pode ocorrer, já que modificações na estrutura química do fármaco podem aumentar a afinidade, ou mesmo fazer o fármaco passar a interagir com outro receptor, provocando um efeito diferente no organismo, que pode ser terapêutico – ajudar a tratar doenças – ou mesmo tóxico.

A ligação do fármaco com o receptor pode ocorrer por meio de ligações químicas, covalente ou iônica, e também por meio de forças intermoleculares. Geralmente, a ligação do fármaco com o receptor envolve mais de um tipo de ligação química e/ou força intermolecular.

Substâncias iguais ou diferentes?

Ao longo do século XIX, um fenômeno que intrigava químicos importantes da época, como os alemães Friedrich Wöhler (1800-1882) e Justus von Liebig (1803-1873), era o fato de que algumas substâncias, com propriedades físico-químicas diferentes, apresentavam a mesma composição química.

Em 1824, em conjunto com seu mentor, o físico e químico francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), Liebig publicou um artigo científico descrevendo a composição química e as características de uma substância conhecida como fulminato de prata (AgNCO) – hoje denominado isocianato de prata. No mesmo ano, Wöhler também publicou um artigo, mas descrevendo uma outra substância, o cianato de prata (AgCNO), que, curiosamente, apresentava a mesma composição química da substância descrita por Liebig, porém, com propriedades físico-químicas distintas. Na época, Gay-Lussac era editor da revista *Annales de Chimie*, na qual ambos os artigos foram publicados, e foi o primeiro a perceber que os resultados encontrados por Liebig e Wöhler eram idênticos.

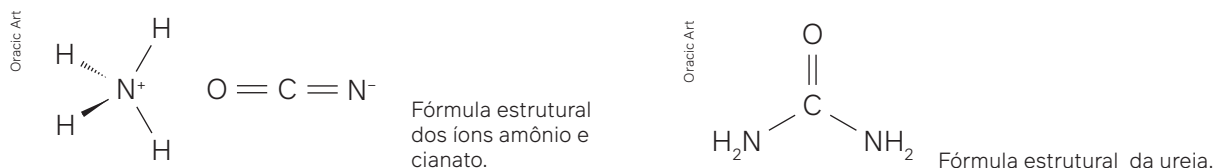
Diante desses resultados, os pesquisadores se encontraram em um dilema: como explicar duas substâncias com a mesma composição química, ou seja, com a mesma proporção de número de átomos, que apresentam propriedades físico-químicas diferentes? Isso era um problema, porque, de acordo com o conhecimento químico da época, as propriedades físico-químicas das substâncias seriam determinadas por sua composição elementar qualitativa e quantitativa.

Se você fosse um cientista, ao se deparar com resultados contraditórios, como os de Liebig e Wöhler, o que você faria? Duvidaria dos resultados e repetiria os experimentos? Liebig, por ter publicado seu artigo primeiro, acusou Wöhler de ter publicado dados errados, porém, após repetir o experimento utilizando uma amostra do cianato de prata fornecida por Wöhler, verificou que os resultados publicados estavam, de fato, corretos. Essa breve disputa intelectual levou os dois químicos a se tornarem grandes amigos. No decorrer de sua vida, Liebig fez diversos discursos elogiosos sobre Wöhler. Por exemplo, em um discurso de 1837, exaltou a importância para a Química da síntese artificial da ureia, realizada por Wöhler em 1828.

Síntese da ureia e isomeria

Os resultados das análises da composição química e das propriedades físico-químicas do isocianato de prata e do cianato de prata foram inesperados, bem como o produto da reação entre ácido ciânico e amônia, síntese na qual esperava-se obter um sal, o cianato de amônio; porém, foi obtida a ureia, que apresenta a mesma composição química do cianato de amônio e tem propriedades físico-químicas bem diferentes, uma vez que a ureia é um composto molecular e o cianato de amônio, um composto iônico.

Note que as duas substâncias, representadas a seguir, são formadas por quantidades iguais de átomos dos mesmos elementos químicos – um átomo de carbono, quatro átomos de hidrogênio, dois átomos de nitrogênio e um átomo de oxigênio.



Resultados semelhantes a esses também foram encontrados por outros cientistas. No artigo em que Wöhler descreve a síntese artificial da ureia, é mencionado algo parecido entre o ácido fulmínico (hoje representado por H—CNO) e o ácido ciânico (H—NCO). O químico conclui o artigo afirmando que a dedução de uma lei geral dependeria de experimentos futuros e da análise de casos semelhantes. O acúmulo de evidências dessa natureza levou o químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) a propor, em 1831 ou 1832, o conceito de **isômero** para designar compostos de mesma composição química e propriedades físico-químicas diferentes. A palavra “isômero” é de origem grega: o prefixo *iso* significa “mesmo”, e o sufixo *mero*, “parte”, ou seja, isômero se refere à “mesma parte”, ou “parte igual”.

Espera-se que os estudantes notem que não foi a realização de um único experimento ou a descoberta de uma única substância que, isoladamente, levou à proposição do conceito de isomeria, mas um conjunto de evidências, e que levou um tempo para o conceito ser formulado.

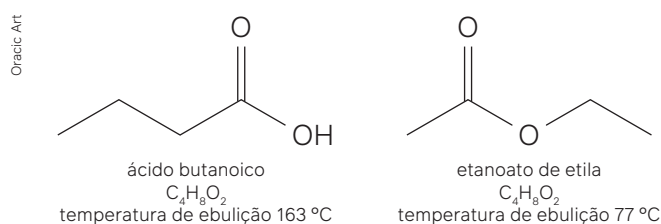
Atividades propostas



1. Na sociedade, as drogas são vistas como algo nocivo, que gera vício e dependência. Você concorda com essa visão? Justifique sua resposta com base no que estudamos neste capítulo.
2. Como o modelo chave-fechadura e o conhecimento sobre a estrutura química dos fármacos auxilia no desenvolvimento racional de fármacos?
3. Qual foi o motivo da controvérsia entre os químicos Friedrich Wöhler e Justus von Liebig?
4. Com base na leitura do texto, explique qual é o papel da publicação de artigos científicos para o desenvolvimento da Ciência.
5. Quais evidências científicas levaram Jöns Jacob Berzelius a propor o conceito de isômero?

Tipos de isomeria

No decorrer do século XIX, os químicos passaram a determinar com maior precisão a composição química das substâncias. Nesse contexto, eles verificaram que algumas substâncias, embora apresentem a mesma composição química, exibem propriedades físico-químicas diferentes, e denominaram essas substâncias isômeros. Atualmente, além da composição química, algo essencial para compreender o fenômeno da isomeria é a fórmula estrutural, uma vez que apenas a composição química, ou seja, a fórmula molecular, é insuficiente para explicar as diferenças de propriedades físico-químicas observadas. Com base na análise das estruturas químicas, é possível identificar diferenças na forma de organização dos átomos, como nas fórmulas estruturais dos isômeros apresentados a seguir.



Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

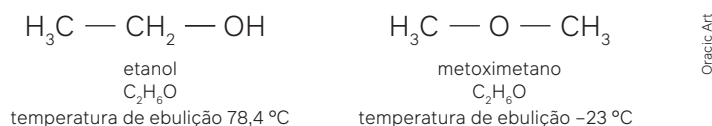
Para facilitar o estudo da isomeria, dada a diversidade de isômeros que existem atualmente – incluindo substâncias naturais e sintéticas –, os tipos de isomeria são organizados em dois grandes grupos: a isomeria constitucional e a isomeria espacial.

Isomeria constitucional

No caso dos **isômeros constitucionais**, também chamados de **isômeros planos**, as diferenças nas propriedades físico-químicas observadas, como a temperatura de ebulição, são explicadas ao se observar as diferenças nas fórmulas estruturais planas dos compostos. Eles podem diferir quanto à classe funcional, à posição de um ou mais grupos substituintes ou insaturações, e ao tipo de cadeia carbônica.

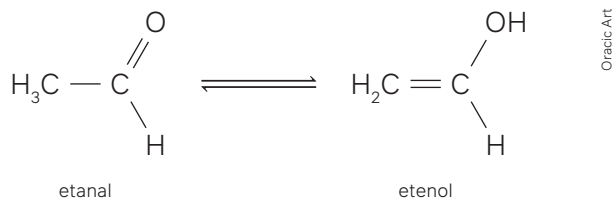
Isomeria de função

Os isômeros funcionais são substâncias pertencentes a classes funcionais diferentes, como no exemplo do etanoato de etila (um éster) e do ácido butanoico (um ácido carboxílico). Esse tipo de isomeria também é a que ocorre entre as substâncias etanol (um álcool) e metoximetano (um éter).



Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

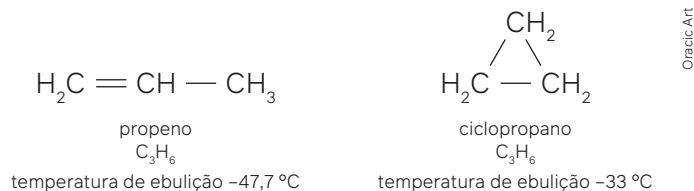
Um tipo particular de isomeria de função é a **tautomeria**, que ocorre quando se observa em um mesmo sistema isômeros em equilíbrio dinâmico, como representado no exemplo a seguir, entre o etanal (um aldeído) e o etenol (um enol). Considerando as classes funcionais das substâncias que coexistem, temos um **equilíbrio aldo-enólico**.



Nesse caso, no estado líquido ou em solução, sempre que um dos isômeros estiver presente, o outro também estará, uma vez que um isômero é convertido no outro e vice-versa. Isso porque, mesmo que um dos compostos seja retirado, pelo princípio de LeChatelier, estudado em capítulos anteriores, ele volta a ser formado, reestabelecendo o equilíbrio.

Isomeria de cadeia

Os isômeros de cadeia são compostos que pertencem à mesma classe funcional, mas que diferem entre si pelo tipo de cadeia carbônica. Um exemplo desse tipo de isomeria pode ser observado nos compostos propeno e ciclopropano.



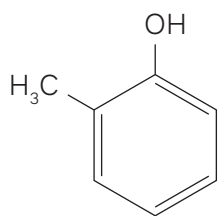
Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

Como a forma com que os átomos de carbono estão arranjados das cadeias não é igual, há diferenças nas propriedades desses compostos e, portanto, suas aplicações são bem distintas. Embora ambos sejam encontrados na forma gasosa à temperatura ambiente, 25 °C, o propeno (*PIN*) – também conhecido como propileno – é usado como combustível e como matéria-prima na produção de plásticos enquanto o ciclopropano é usado como anestésico inalatório.

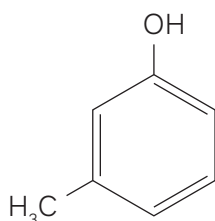
Isomeria de posição

Os isômeros de posição são compostos que pertencem à mesma classe funcional e que apresentam o mesmo tipo de cadeia, mas diferem entre si pela posição de um grupo substituinte, de um grupo funcional ou das insaturações.

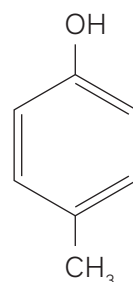
Exemplos de compostos que apresentam isomeria de posição são os cresóis, três compostos isômeros utilizados como intermediários na produção de plastificantes e resinas fenólicas, borracha, herbicidas, corantes, produtos de limpeza e na síntese da vitamina E.



2-metilfenol (PIN) ou *o*-cresol
 C_7H_8O
temperatura de ebulição 191 °C



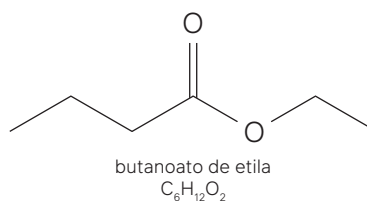
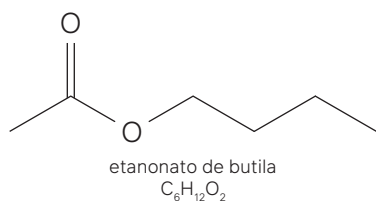
3-metilfenol (PIN) ou *m*-cresol
 C_7H_8O
temperatura de ebulição 202 °C



4-metilfenol (PIN) ou *p*-cresol
 C_7H_8O
temperatura de ebulição 201 °C

Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

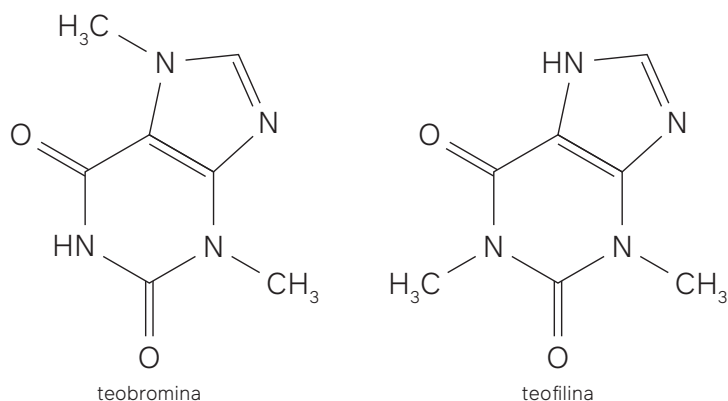
Nos casos de cadeias carbônicas heterogêneas, as diferentes posições do heteroátomo na cadeia levam a um caso particular de isomeria de posição, denominado **metameria** ou **isomeria de compensação**. Os ésteres etanoato de etila – substância usada para conferir aroma de maçã verde – e butanoato de etila – usado para reproduzir o aroma de abacaxi – exemplificam esse tipo de isomeria.



Atividades propostas

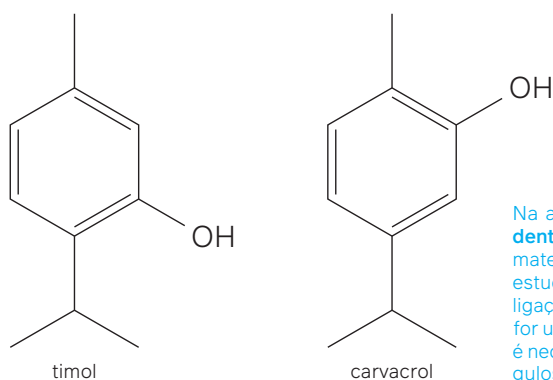
- Julgue as afirmações a seguir como verdadeiras ou falsas, corrigindo-as, caso necessário.
 - O metoximetano é um isômero de função do etanol.
 - A propan-2-ona não é um isômero de função do propanal.
 - Isômeros são compostos que apresentam fórmulas moleculares e estruturas químicas diferentes entre si.
 - Propeno e ciclopropano são isômeros de posição.
 - Entre butano e 2-metilpropano, ocorre isomeria de cadeia.
 - A tautomeria é um tipo de isomeria de função em que os isômeros se encontram em equilíbrio dinâmico em solução.
- Na gasolina, podem ser encontrados alcanos isômeros formados por oito átomos de carbono. Indique a fórmula molecular e a massa molar desses compostos, depois, proponha três estruturas possíveis para esses isômeros, nomeando-os segundo as regras de nomenclatura da IUPAC.

3. A teobromina e a teofilina são duas substâncias classificadas como alcaloides encontradas nas folhas de algumas espécies vegetais usadas no preparo de chás e nas sementes do cacau (*Theobroma cacao*). Esses dois compostos são isômeros? Justifique.



Oraclic Art

4. O timol e o carvacrol são dois fenóis isômeros encontrados no óleo essencial de orégano (*Origanum vulgare*). Ao analisar as estruturas desses compostos, um estudante afirmou que o tipo de isomeria verificada é constitucional de posição, uma vez que o grupo hidroxila ($-OH$) está ligado a átomos de carbono em diferentes posições no anel aromático. Você concorda com essa explicação? Justifique.



Oraclic Art

Na atividade proposta na seção **Ciência por dentro**, se as moléculas forem montadas com materiais alternativos, é importante orientar os estudantes para que considerem os ângulos de ligação, conforme a geometria dos carbonos. Se for usado um kit molecular, essa orientação não é necessária, pois as peças já consideram os ângulos de ligação. Contudo, certifique-se de que eles compreendem as diferentes geometrias.

Ciência por dentro

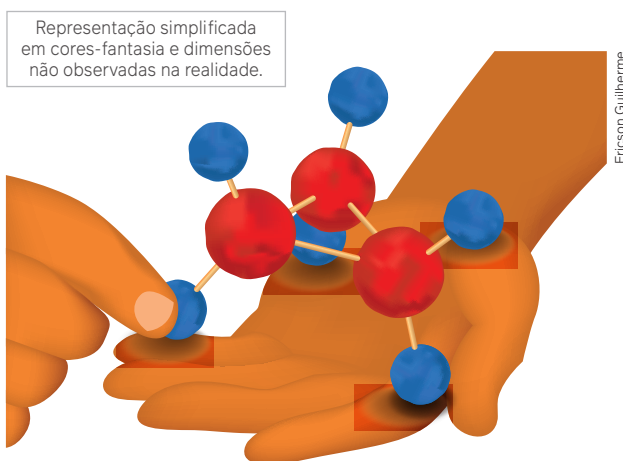


Construindo moléculas

Como estudado em capítulos anteriores, uma habilidade que os cientistas precisam desenvolver é a de compreender e usar modelos para explicar os fenômenos observados, o que é bastante útil para estudar tópicos como isomeria e reações orgânicas. Um modelo muito utilizado é o de esferas e varetas. Para essa atividade, você e sua equipe vão produzir e usar um kit de montagem de moléculas e, para isso, podem usar massa de modelar e palitos de dente, ou outros materiais equivalentes.

Material:

- massa de modelar de diversas cores;
- palitos de dente;
- papel e caneta para identificar os elementos químicos.



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos. Representação da molécula do ciclopropano com massa de modelar e palitos de dente, os átomos de carbonos estão representados em vermelho e os de hidrogênio em azul.

Procedimento

1. Façam esferas de 2 cm a 3 cm de diâmetro com a massa de modelar para representar cada átomo, e atribua uma cor para cada elemento químico. Para esta atividade, vocês vão precisar de materiais para representar átomos de carbono (10), hidrogênio (12) e cloro (4). Usem as cores disponíveis, mas saibam que em *kits* comerciais costumam ser usadas as seguintes cores para os átomos: preto para carbono, branco para hidrogênio, vermelho para oxigênio, azul para nitrogênio e verde para cloro. Nesses *kits*, costuma haver quantidade decrescente de esferas que representam os átomos, nessa ordem: hidrogênio, carbono, oxigênio, nitrogênio, halogênios, enxofre, fósforo e outros.
2. Indiquem quantas ligações cada tipo de átomo pode fazer. Por exemplo, vocês podem indicar que os átomos de carbono podem ser de quatro tipos: um que faz quatro ligações simples; um que faz duas ligações simples e uma dupla; um que faz duas duplas; e um que faz uma simples e uma tripla. Indiquem também a distribuição espacial dessas ligações; no caso dos quatro tipos de átomos de carbono citados, as ligações podem ser distribuídas no espaço de maneira tetraédrica, triangular, linear e linear, respectivamente.
3. Usando os materiais, montem dois modelos para o composto 1,2-diclorociclopropano e dois modelos para o composto 1,2-dicloroeteno. Lembrem-se de que é necessário mudar a distribuição espacial das ligações dos átomos de carbono para fechar o ciclo de três átomos.

Atenção!

Cuidado ao executar o experimento. Evite acidentes.

Trocando ideias

1. As substâncias 1,2-diclorociclopropano e 1,2-dicloroeteno são isômeros? Justifiquem.
2. Analisem os dois modelos para o 1,2-diclorociclopropano. Se eles forem idênticos, escolham um dos modelos e troquem as posições de um dos átomos de cloro com o átomo de hidrogênio ligado ao mesmo carbono.
3. Sem quebrar nenhuma das ligações, verifiquem se é possível sobrepor as estruturas dos dois modelos para o 1,2-diclorociclopropano de modo que as esferas de mesma cor adotem posições coincidentes. Registrem as explicações para suas observações.
4. As diferentes posições dos átomos de cloro nos dois modelos alterariam as propriedades físico-químicas dos compostos, como polaridade e temperatura de ebulição? Justifiquem.
5. Repita os procedimentos dos itens 2 a 4 com as estruturas dos dois modelos para o 1,2-dicloroeteno.
6. As moléculas montadas são idênticas às reais? Há aspectos das moléculas que o modelo de esferas e varetas utilizado não consegue representar? Justifiquem.
7. Há vantagens na utilização de modelos tridimensionais para representar moléculas em relação à representação por meio de fórmulas estruturais? Se tivessem que escolher somente uma forma para representar uma molécula, fórmula estrutural ou modelo de esferas e varetas, qual vocês escolheriam e por quê?

Isomeria espacial

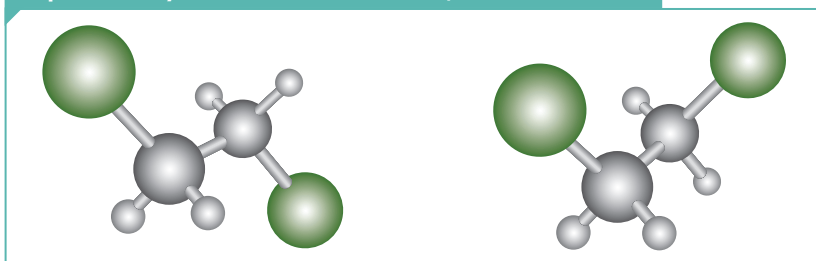
Como estudamos previamente, para identificar a ocorrência de isomeria, deve-se considerar, além da fórmula molecular, a fórmula estrutural para identificar diferenças na organização dos átomos nas moléculas, todavia, há casos de isomeria em que apenas a análise da fórmula estrutural bidimensional pode ser insuficiente. Nesses casos, é preciso considerar também como os átomos estão arranjados no espaço tridimensional. Esse tipo de isomeria é denominado **isomeria espacial** ou **estereoisomeria**.

A isomeria espacial pode ser subdividida em isomeria geométrica e isomeria óptica. Iniciaremos nosso estudo pela isomeria geométrica.

Isomeria geométrica

Nos compostos orgânicos, as ligações simples entre átomos de carbono permitem a livre rotação desses átomos em relação ao eixo dessa ligação; por exemplo, em uma molécula de 1,2-dicloroetano, a posição espacial dos átomos de cloro muda constantemente, conforme é mostrado na imagem a seguir.

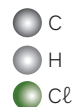
Representações da estrutura do 1,2-dicloroetano



Ericson Guilherme

As imagens desta página são representações simplificadas em cores-fantasia e dimensões não observadas na realidade.

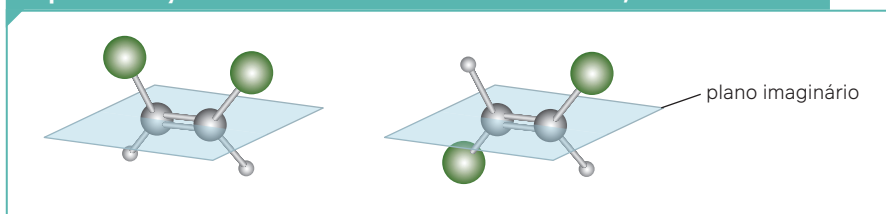
Legenda para os átomos desta página



Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Por outro lado, em uma ligação dupla, a rotação dos átomos ao longo do eixo da ligação é restrita. Sendo assim, quando há dois ligantes – átomos ou grupos de átomos – diferentes entre si ligados a cada átomo de carbono que participa da ligação dupla, haverá isômeros espaciais – nesse caso, **isômeros geométricos**. Por exemplo, na molécula do 1,2-dicloroeteno, há duas possibilidades na posição espacial dos átomos de cloro, ou seja, são dois compostos diferentes.

Representações da estrutura dos isômeros do 1,2-dicloroeteno



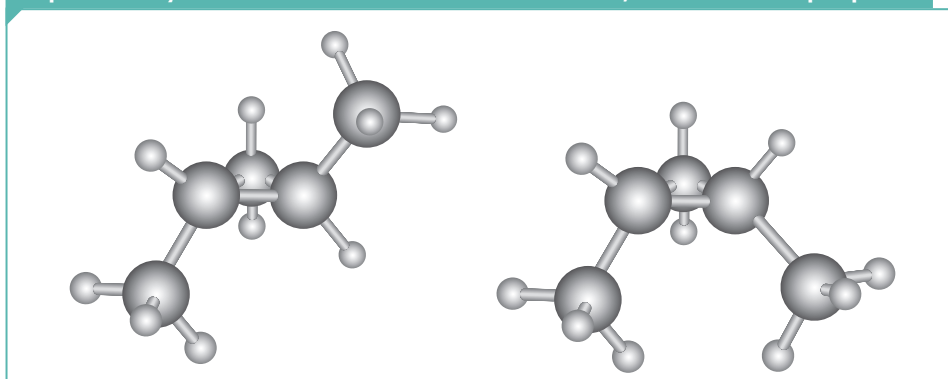
Ericson Guilherme

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Em um deles, os dois átomos de cloro estão um mesmo lado de um plano imaginário determinado pela ligação dupla e, no outro, estão em lados opostos desse plano imaginário.

Nos cicloalcanos, existe isomeria geométrica se houver pelo menos dois átomos de carbono no ciclo ligados a dois ligantes diferentes entre si. Isso ocorre, por exemplo, nas moléculas dos dois isômeros do 1,2-dimetilciclopropano. Em uma cadeia cíclica, a livre rotação dos átomos de carbono é impedida, e as diferentes posições espaciais dos grupos —CH_3 diferenciam os isômeros. Nesses compostos, o plano imaginário coincide com a porção fechada da cadeia.

Representações da estrutura dos isômeros do 1,2-dimetilciclopropano



Ericson Guilherme

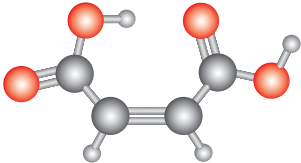
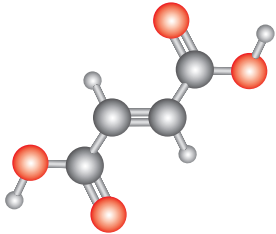
Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Os isômeros geométricos são designados de forma a explicitar as posições espaciais dos átomos ou dos grupos de átomos ligados aos átomos de carbono de uma insaturação ou a dois átomos de carbono saturados adjacentes nas moléculas cíclicas. Atualmente, há duas nomenclaturas para diferenciar os isômeros geométricos.

A nomenclatura *cis/trans* é a mais utilizada delas e prevê o uso do prefixo *cis* (do latim, “aquém de”, ou “do mesmo lado”) em nomes de isômeros que apresentam dois ligantes iguais de um mesmo lado do plano imaginário, determinado pela ligação dupla ou pelo ciclo de carbonos; enquanto o prefixo *trans* (do latim, “além de”, ou “do outro lado”) é utilizado em nomes de isômeros que apresentam os dois ligantes iguais em lados opostos desse plano.

Nos casos em que há três ou quatro substituintes diferentes ligados aos átomos de carbono insaturados, a nomenclatura *cis/trans* não é específica o bastante para diferenciar os isômeros e, nesses casos, utiliza-se a nomenclatura *E/Z*. O descritor *E* (do alemão *Entgegen*, "opostos") é utilizado para isômeros que apresentam dois ligantes de maior prioridade posicionados em lados opostos do plano imaginário determinado pela ligação dupla ou pelo ciclo; enquanto o descritor *Z* (do alemão *Zusammen*, "juntos") é utilizado no nome de isômeros que apresentam dois ligantes de maior prioridade, posicionados de um mesmo lado desse plano. A prioridade dos ligantes é definida pelo número atômico do átomo ligado diretamente aos átomos de carbono insaturados.

A seguir, são apresentadas as nomenclaturas dos dois isômeros do ácido but-2-enodioico ($C_4H_4O_4$): o ácido *cis*-but-2-enodioico, conhecido como ácido maleico, e o ácido *trans*-but-2-enodioico, conhecido como ácido fumárico. Por serem compostos distintos, têm propriedades físico-químicas diferentes.

Propriedades dos ácidos maleico e fumárico		
<p>Legenda para os átomos desta página</p> <p>● C</p> <p>● H</p> <p>● O</p>	 <p>Ericson Guilherme</p> <p>ácido maleico</p>	 <p>Ericson Guilherme</p> <p>ácido fumárico</p>
	<p>Nomes sistemáticos</p> <p>Ácido <i>cis</i>-but-2-enodioico Ácido (2<i>Z</i>)-but-2-enodioico (<i>PIN</i>)</p>	<p>Ácido <i>trans</i>-but-2-enodioico Ácido (2<i>E</i>)-but-2-enodioico (<i>PIN</i>)</p>
<p>Temperatura de fusão</p>	143 °C	122 °C
<p>Densidade, 25 °C</p>	1,590 g/cm ³	1,635 g/cm ³
<p>Solubilidade em 100 g de água, 25 °C</p>	79 g	0,7 g

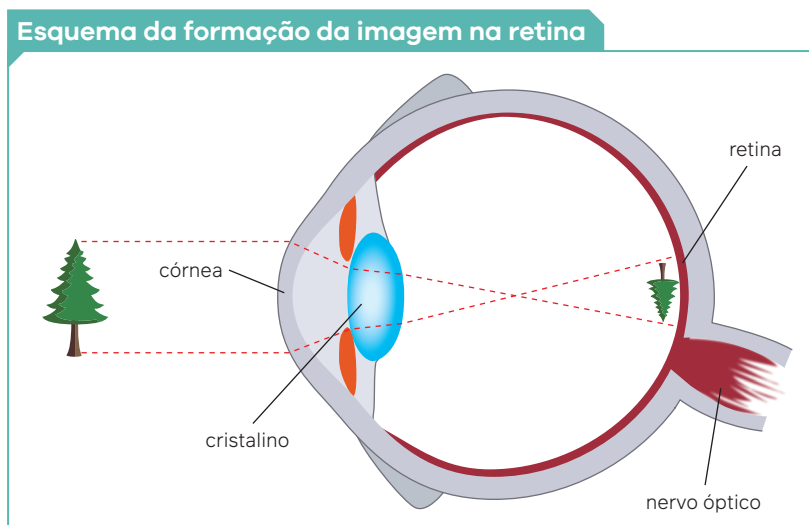
Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

Isomeria geométrica e sua relação com a visão

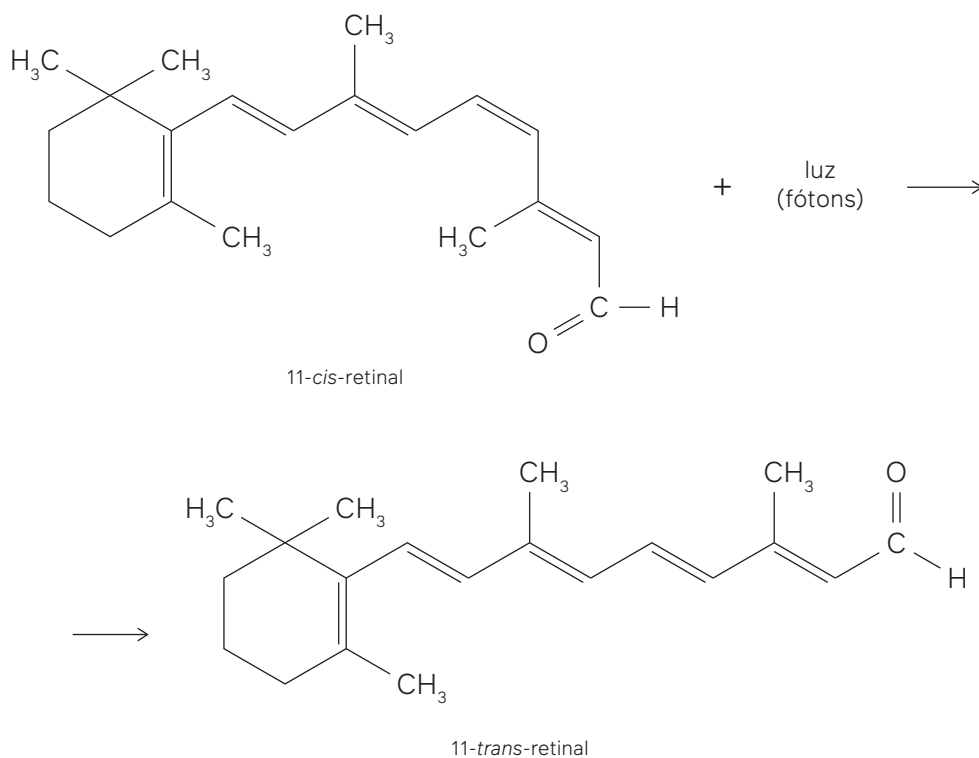
Os compostos com isomeria *cis/trans* têm relevância em aplicações industriais e em processos biológicos, como na visão, que ocorre de forma simplificada: nas células fotorreceptoras da retina, o composto retinal, uma das variações da vitamina A, absorve fótons quando a luz chega aos olhos, o que resulta na isomerização do 11-*cis*-retinal em 11-*trans*-retinal. Essa isomerização, por sua vez, provoca a emissão de um impulso elétrico, transmitido ao cérebro pelo nervo óptico para a tradução do sinal em imagens.

Fonte: SADAVA, D. *et al. Vida: a ciência da Biologia*. 11. ed. Porto Alegre: Artmed, 2020. v. 3.

Representação de um olho humano. A córnea e o cristalino funcionam como lentes de uma câmera, que concentram a luz e permitem sua passagem até a retina. Quando a luz chega à retina, ocorre a isomerização do composto retinal, processo que emite um impulso elétrico para o nervo óptico.



Equação química de isomerização do 11-*cis*-retinal.

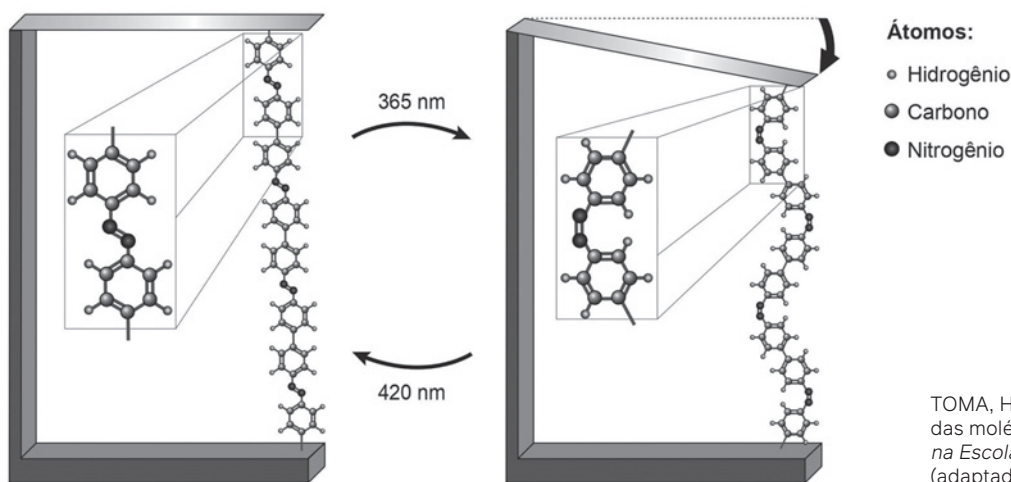


Orac Art

Atividades propostas



- Julgue as afirmações a seguir como verdadeiras ou falsas, corrigindo-as, caso necessário.
 - A isomeria *cis/trans*, ocorre somente em compostos organoclorados, ou seja, aqueles que apresentam pelo menos um átomo de cloro na estrutura química da molécula.
 - O composto 1,2-dibromoetano não apresenta isomeria geométrica.
 - Ter cadeia carbônica cíclica ou ligações duplas e triplas são algumas condições para haver isomeria *cis/trans*.
 - Nos isômeros geométricos, os carbonos da ligação dupla ou do ciclo não estão livres para realizar rotações.
 - O benzeno (C_6H_6) apresenta isomeria geométrica dupla, por ter cadeia fechada e ligações duplas em sua estrutura química.
- Represente as estruturas químicas de cada um dos isômeros geométricos e constitucionais que apresentam a fórmula molecular C_3H_5Cl e nomeie cada um deles conforme as regras da IUPAC.
- (Enem – 2018) Pesquisas demonstram que nanodispositivos baseados em movimentos de dimensões atômicas, induzidos por luz, poderão ter aplicações em tecnologias futuras, substituindo micromotores, sem a necessidade de componentes mecânicos. Exemplo de movimento molecular induzido pela luz pode ser observado pela flexão de uma lâmina delgada de silício, ligado a um polímero de azobenzeno em um material suporte, em dois comprimentos de onda, conforme ilustrado na figura. Com a aplicação da luz ocorrem reações reversíveis da cadeia do polímero, que promovem o movimento observado.



TOMA, H. E. A nanotecnologia das moléculas. *Química Nova na Escola*, n. 21, maio 2005 (adaptado).

O fenômeno de movimento molecular, promovido pela incidência da luz, decorre do(a)

- movimento vibracional dos átomos, que leva ao encurtamento e à relaxação das ligações.
- isomerização das ligações N=N, sendo a forma *cis* do polímero mais compacta que a *trans*.
- tautomerização das unidades monoméricas do polímero, que leva a um composto mais compacto.
- ressonância entre elétrons π do grupo azo e os do anel aromático que encurta as ligações duplas.
- variação conformacional das ligações N=N, que resulta em estruturas com diferentes áreas de superfície.

Isomeria óptica

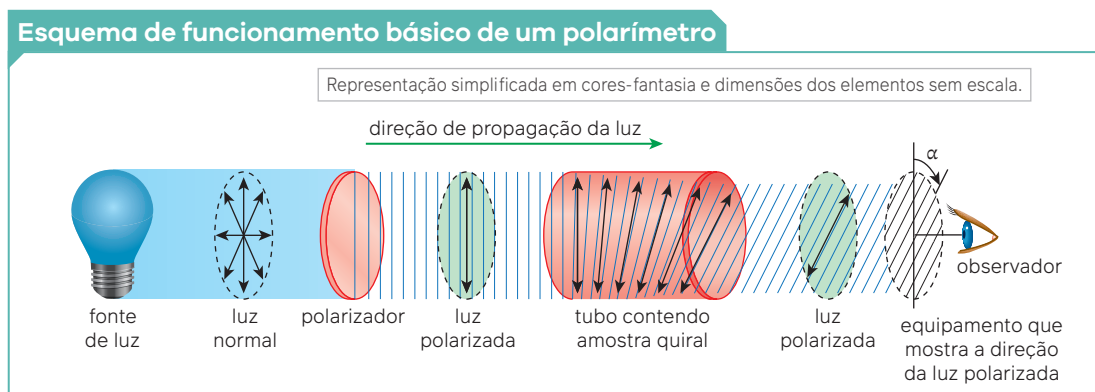
O segundo tipo de estereoisomeria é a isomeria óptica ou **enantiomeria**, do grego *enantio*, que significa “opostos”.

Os isômeros ópticos ou enantiômeros, além de causarem o desvio da luz polarizada, não apresentam diferenças em suas propriedades físico-químicas. Para diferenciar um enantiômero de outro, costuma-se utilizar um polarímetro, que mede a atividade óptica das substâncias.

Enantiômeros e luz polarizada

A luz é composta por campos elétrico e magnético oscilantes, perpendiculares entre si. Em fontes de luz comuns, como uma lâmpada, as ondas liberadas oscilam em todas as direções. Já a luz polarizada atravessa lentes polarizadoras, que fazem o campo elétrico oscilar em uma direção de polarização específica.

Quando um feixe de luz polarizada atravessa um sistema com moléculas de enantiômeros, pode ser detectado um desvio do feixe de luz. Quando o desvio ocorre no sentido horário, por convenção, o enantiômero é denominado de **dextrógiro**; quando o desvio ocorre no sentido anti-horário, o enantiômero é denominado de **levógiro**. As palavras levógiro e dextrógiro são derivadas do latim: *dexter* significa “direita”, e *laevus*, “esquerda”.



Fonte: BRUCE, P. Y. *Química orgânica*. 4. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2006.

Quando é colocada no tubo uma amostra que contém uma substância opticamente ativa, a direção de polarização do feixe de luz que passa através da amostra sofre desvio.

Quiralidade e carbono assimétrico

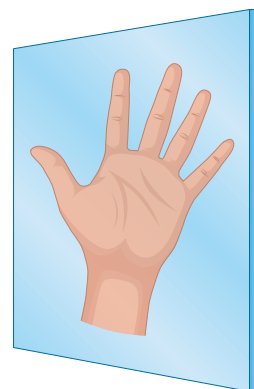
Mas por que enantiômeros diferentes desviam a luz de maneira distinta? A resposta está em suas estruturas químicas. Assim como é impossível sobrepor sua mão esquerda à sua mão direita de modo simétrico, algo semelhante acontece com os enantiômeros. Ao traçar qualquer plano dividindo a mão em duas partes, verifica-se que as partes não são simétricas, ou seja, não há um plano de simetria. A mão direita é a imagem especular da mão esquerda, por isso, elas não são sobreponíveis.

Objetos sobreponíveis e não sobreponíveis

A proporção entre as dimensões das estruturas representadas não é a real.



a cadeira é igual à sua imagem especular



a imagem especular da mão direita é igual à mão esquerda

Ericson Guilherme

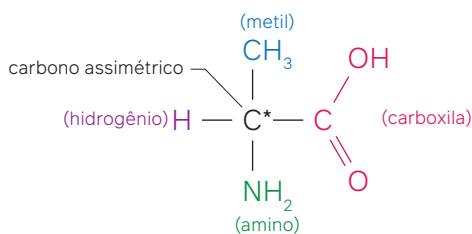
Fonte: BRUCE, P. Y. *Química orgânica*. 4. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2006.

Um espelho pode ser utilizado para mostrar que a cadeira e sua imagem especular se sobrepõem simetricamente, ao contrário da mão direita e sua imagem especular.

Essa propriedade geométrica é denominada quiralidade e é importante não somente na Química, mas também na Matemática, na Genética e na Bioquímica. De modo geral, todos os objetos na natureza podem ser classificados em quirais e aquirais (do grego *cheir*, "mão"). O termo "aquiral" se refere aos objetos que apresentam pelo menos um plano de simetria, e o termo "quiral" se refere aos objetos assimétricos.

Para que uma molécula seja considerada quiral, é necessária a presença de um ou mais centros assimétricos. Em cada centro há um átomo de carbono quiral, ou carbono assimétrico, caracterizado por apresentar quatro ligações com átomos ou grupo de átomos diferentes entre si. Essa não é a única condição necessária para ocorrer assimetria em uma molécula, porém, em nossos estudos, essa condição é suficiente para identificar os centros de quiralidade. Para prever o número de enantiômeros possíveis, podemos utilizar a fórmula 2^n , em que n é o número de carbonos assimétricos. A molécula do aminoácido alanina (ácido 2-aminopropanoico), representada abaixo, é um exemplo de molécula assimétrica, em que o centro assimétrico está assinalado por um asterisco.

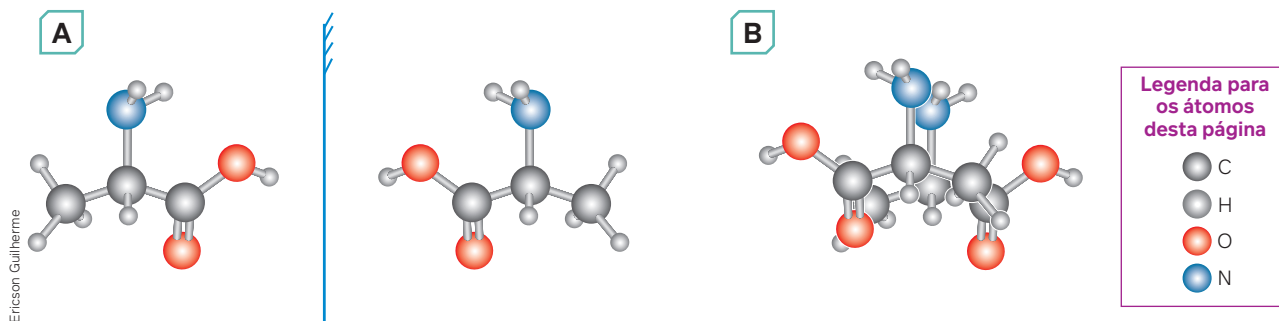
Fórmula estrutural da alanina



Oracite Art

Um enantiômero, portanto, é uma das moléculas de um par de isômeros, que não são sobreponíveis entre si.

Representação simplificada em cores-fantasia e dimensões não são as observadas na realidade.

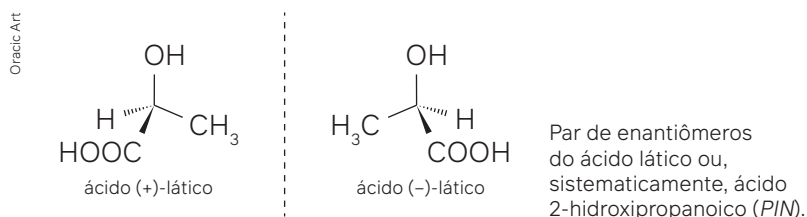


Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

(A) Modelos de esferas e varetas para os dois isômeros ópticos do aminoácido alanina. (B) É mostrado que não é possível sobrepor as estruturas.

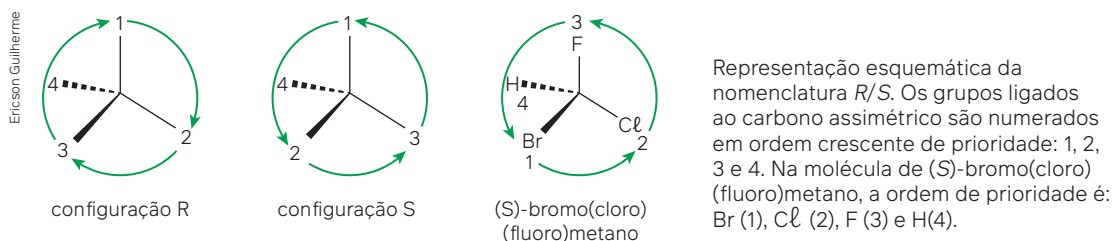
Na imagem acima, note que uma molécula é a imagem da outra no espelho e que, por isso, elas não são perfeitamente sobreponíveis, como representado em (B), à direita. Caso as moléculas fossem totalmente sobreponíveis entre si, não se trataria de um caso de isomeria, mas de duas moléculas idênticas.

Cada um dos isômeros de um par de enantiômeros desviará a luz de forma distinta, o que pode ser verificado experimentalmente ao se observar o sentido de desvio da luz polarizada. Note, na imagem a seguir, que a estrutura à esquerda está representando o enantiômero dextrógiro – identificado na nomenclatura por (+) – e, à direita, está o enantiômero levógiro – identificado na nomenclatura por (–).



Em misturas que contenham quantidades iguais de cada um dos isômeros, não ocorrerá o desvio da luz polarizada. Enquanto um enantiômero desvia a luz em um sentido, o outro desvia no sentido contrário, resultando em um valor de desvio nulo. Esse tipo de mistura é denominado racemato, ou mistura racêmica. Para designar inequivocamente os enantiômeros, adotamos a nomenclatura *R/S*.

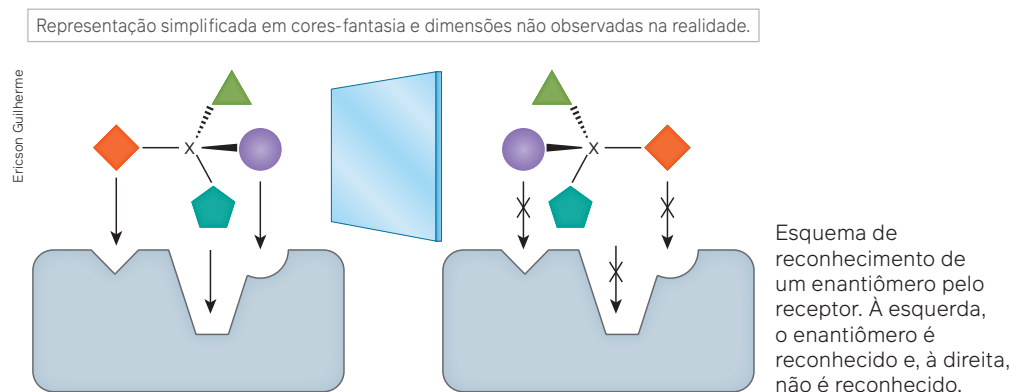
Assim como na nomenclatura *E/Z*, os átomos ou grupos de átomos ligados ao átomo de carbono quiral também são ordenados de acordo com ordem de prioridade e, após isso, deve-se posicionar a molécula de forma que o substituinte de menor prioridade fique para trás da molécula. Em seguida, numera-se os substituintes por ordem de prioridade, do substituinte de maior prioridade para o de menor prioridade, e liga-se a sequência de números. Se a sequência obtida estiver no sentido horário, inclui-se o descritor *R* (do latim *rectus*, “direito”), geralmente, antes do nome do composto e identificando o número do carbono que tem esta configuração. Se a sequência obtida estiver no sentido anti-horário, inclui-se o descritor *S* (do latim *sinister*, “esquerdo”).



Fonte: BARBOSA, L. C. A. *Introdução à Química Orgânica*. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2011.

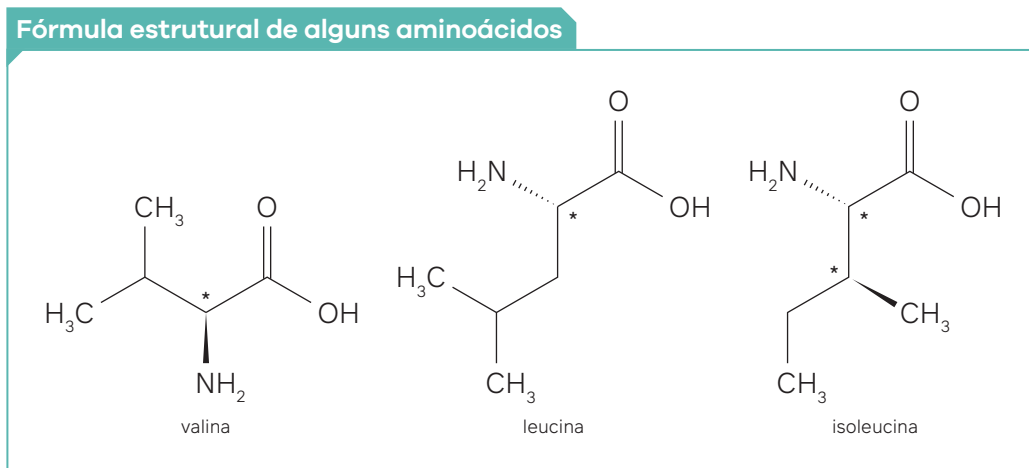
Moléculas quirais e sistemas biológicos

O fenômeno da quiralidade tem grande importância em processos biológicos. Assim como os isômeros geométricos, os enantiômeros são metabolizados de forma distinta pelo organismo. Aminoácidos, além de carboidratos como ribose e desoxirribose, apresentam quiralidade e são fundamentais para a formação de proteínas, do ácido ribonucleico (RNA) e do ácido desoxirribonucleico (DNA), substâncias essenciais para o metabolismo celular. Para que isso ocorra, receptores biológicos, como enzimas, são capazes de distinguir enantiômeros, tal como propõe o modelo chave-fechadura estudado no início deste capítulo.



Fonte: RIBEIRO, A. R.; AFONSO, C.; CASTRO, P. M. L.; TIRITAN, M. E. Fármacos quirais em diferentes matrizes ambientais: ocorrência, remoção e toxicidade. *Química Nova*, São Paulo, v. 39, n. 5, p. 599, 2016.

Com exceção da glicina, os aminoácidos identificados em sistemas biológicos apresentam quiralidade, incluindo a alanina. Note, na imagem a seguir, a presença de carbonos assimétricos, destacados com asteriscos nas estruturas dos três aminoácidos. Os carbonos assimétricos da valina e da leucina apresentam quatro ligantes diferentes entre si, sendo essas ligações com: um grupo carboxila (COOH); grupo amino (NH₂); um grupo de átomos contendo carbono e hidrogênio (R); e um hidrogênio (H), que foi omitido na estrutura.



Como toda molécula quiral, cada um desses aminoácidos apresenta um par de enantiômeros, um enantiômero (-) e outro (+), com exceção da isoleucina que, por ter dois carbonos assimétricos, apresenta dois pares de enantiômeros.

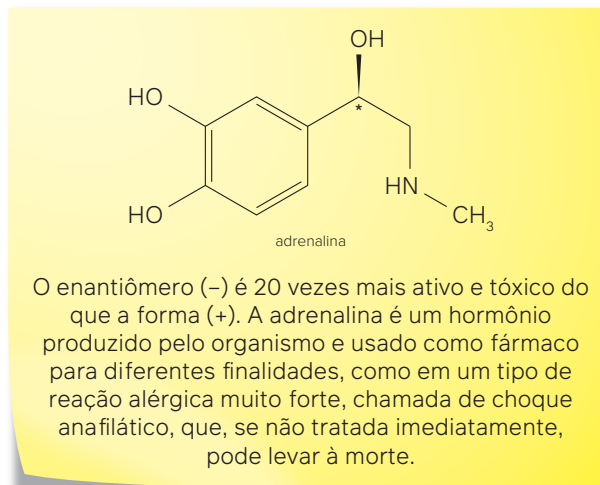
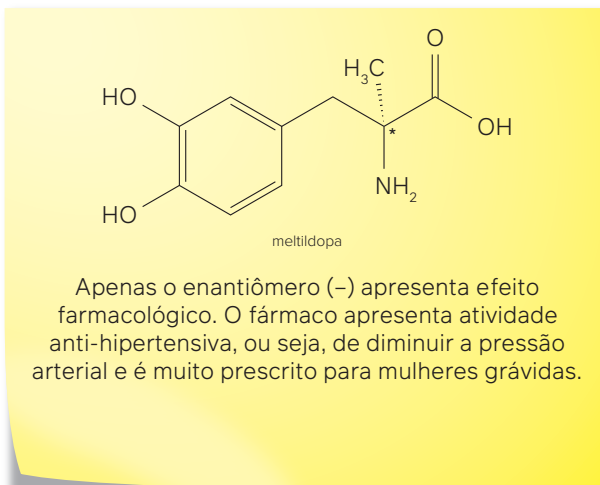


Infográfico clicável
Riscos da automedicação

Fármacos quirais

Quando se trata de fármacos que apresentam moléculas quirais, são esperados um dos seguintes padrões de efeitos biológicos: 1) a atividade biológica, que resulta no efeito terapêutico, é alcançada apenas por um dos enantiômeros; 2) o par de enantiômeros exibe a mesma atividade biológica e o mesmo efeito terapêutico; 3) os enantiômeros podem apresentar atividades biológicas parecidas, mas um deles é mais eficiente que o outro; 4) cada um dos enantiômeros apresentam atividades biológicas muito diferentes entre si, por exemplo, um deles pode apresentar efeito terapêutico, e o outro, efeito tóxico.

Esses efeitos biológicos distintos podem acontecer por causa de diferenças da afinidade do fármaco com o receptor. Podemos explicar isso usando o modelo chave-fechadura: o efeito 1 é alcançado quando a chave (um dos enantiômeros) se encaixa perfeitamente na fechadura (receptor); o efeito 2, quando mais de uma chave (o par de enantiômeros) se encaixa bem na fechadura (receptor); o efeito 3, quando uma das chaves (um enantiômero) se encaixa melhor na fechadura (receptor) do que as outras chaves (os outros enantiômeros); e, por fim, o efeito 4, quando as chaves (o par de enantiômeros) se encaixam em fechaduras diferentes (diferentes receptores).



Oraclic Art

Estruturas químicas de fármacos quirais com destaque para os carbonos assimétricos – destacados por um asterisco – e breve descrição de seus efeitos farmacológicos.

Saiba mais

Inteligência artificial pode acelerar desenvolvimento de novos fármacos

Pesquisadores do Instituto de Tecnologia de Massachusetts (MIT) e da Universidade Tufts, nos Estados Unidos, criaram um modelo computacional com potencial de acelerar o desenvolvimento de novos medicamentos contra doenças diversas.

A ferramenta, chamada ConPLex, baseia-se em um tipo específico de inteligência artificial: os grandes modelos de linguagem (LLM), os quais conseguem analisar enormes quantidades de dados de texto, identificar bilhões de padrões sobre como as pessoas conectam palavras, números e símbolos, e, a partir disso, aprender a gerar textos novos.

No caso do ConPLex, eles analisam sequências de aminoácidos de proteínas, de modo a identificar aquelas que melhor interagem com moléculas candidatas a novas drogas.

Esse tem sido um desafio antigo para os cientistas. Existem milhares de compostos candidatos a novos fármacos armazenados em bancos de dados, uma espécie de biblioteca molecular. O ideal seria testar cada uma delas contra todos os alvos possíveis, mas fazer esse tipo de triagem levaria muito tempo e consumiria muitos recursos.

Nos últimos anos, cientistas computacionais passaram a se concentrar no desenvolvimento de modelos capazes de fazer esse trabalho automaticamente – isto é, calcular a estrutura tridimensional de proteínas a partir de sua sequência de aminoácidos e, então, usar essa informação para estimar com quais moléculas candidatas elas interagem. [...]

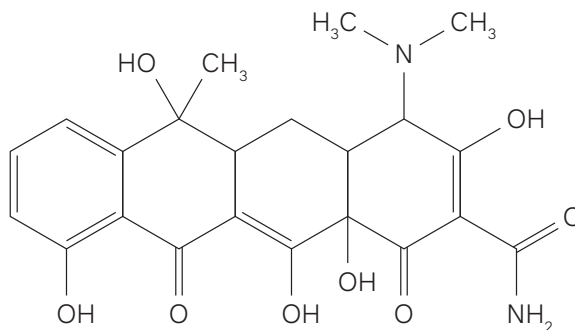
Eles [...] treinaram o algoritmo com base em interações conhecidas de proteínas e fármacos, o que permitiu ao modelo aprender a associar características específicas de proteínas com capacidade de se ligar a moléculas candidatas a novos medicamentos. [...]

“Parte da razão pela qual a descoberta de novas drogas é tão cara é porque tem altas taxas de falha. Se pudermos reduzir essas taxas dizendo de antemão que determinado composto provavelmente não funcionará, isso poderá ajudar a reduzir significativamente o custo da descoberta de novos fármacos”, disse Rohit Singh, especialista em biologia computacional do MIT e um dos autores do estudo, ao MIT News.

ANDRADE, R. Inteligência artificial pode acelerar o desenvolvimento de novos fármacos. *Instituto de Pesquisa Econômica Aplicada*, Rio de Janeiro, 14 jun. 2023. Disponível em: <https://www.ipea.gov.br/cts/pt/central-de-conteudo/noticias/noticias/357-inteligencia-artificial-pode-acelerar-desenvolvimento-de-novos-farmacos>. Acesso em: 11 fev. 2024.



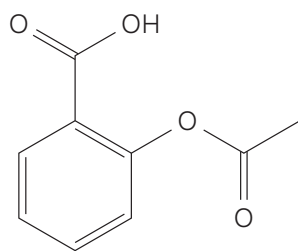
1. A tetraciclina é um antibiótico usado para tratar infecções bacterianas. Sua fórmula estrutural é:



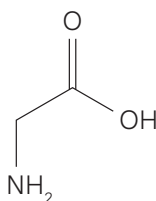
Oraclic Art

Analisando a estrutura da tetraciclina, indique se há isomeria óptica. Justifique sua resposta.

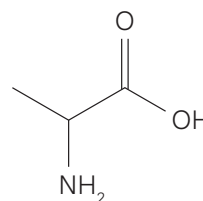
2. Considere as estruturas químicas dos compostos representados a seguir:



ácido acetilsalicílico



glicina



alanina

Oraclic Art

- a) Algum dos compostos apresenta isomeria óptica? Justifique.
b) Explique como um isômero óptico pode ser identificado com base no uso do equipamento polarímetro.

Recapitule



Neste capítulo, estudamos o fenômeno da isomeria e a relação deste fenômeno com efeitos biológicos. Para isso, averiguamos como os cientistas propuseram o conceito de isomeria e seus diferentes tipos: constitucional e espacial. Para estudar a isomeria constitucional, abordamos suas respectivas subdivisões, isomeria de função, de posição e de cadeia. No estudo da isomeria espacial, além de examinar como identificar isômeros geométricos e ópticos, analisamos as relações desse tipo de isomeria com sistemas biológicos e o efeito biológico de fármacos quirais. Para compreender esses processos, também exploramos o modelo chave-fechadura, que é muito útil para entender e explicar como diferentes substâncias interagem com receptores em sistemas biológicos.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do boxe **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio a seguir: Como o estudo da isomeria pode auxiliar na diminuição do custo de pesquisas que visam descobrir novos fármacos?

Agora, para sintetizar as ideias do estudo do capítulo, siga os passos a seguir.

1. Por um a dois minutos, escreva, em uma folha de papel, uma lista de palavras-chave que você julga importantes para a compreensão do conteúdo discutido neste capítulo sem consultar nenhum material, seja a internet, este livro ou suas anotações.
2. Troque com um colega a lista que você criou. Leia atentamente a nova lista de palavras e, durante um a dois minutos, adicione uma nova ideia. A adição pode ser de um detalhe, algo que estava faltando ou uma relação entre as ideias. Repita o processo por pelo menos duas vezes.
3. Retorne à sua lista original e leia as adições que foram feitas. Adicione também outras ideias que podem ter surgido ao ler as listas de seus colegas.

Química dos nutrientes



INFORMAÇÃO NUTRICIONAL			
Porções por embalagem: 000			
Porção: 000 g (medida caseira)			
	100 g	000 g	%VD*
Valor energético (kcal)			
Carboidratos (g)			
Acúcares totais (g)			
Acúcares adicionados (g)			
Proteínas (g)			
Gorduras totais (g)			
Gorduras saturadas (g)			
Gorduras <i>trans</i> (g)			
Fibras alimentares (g)			
Sódio (mg)			

*Percentual de valores diários fornecidos pela porção.

FG Trade/ISTockphoto.com

Reinaldo Vignati

Reinaldo Vignati

Os compostos orgânicos também estão presentes na maior parte dos nutrientes essenciais. Desenvolver e manter hábitos para uma alimentação saudável implica na ingestão equilibrada de macro e micronutrientes, bem como na redução do consumo de alimentos ultraprocessados, que apresentam altos teores de açúcares adicionados, alguns tipos de gordura e sódio. Por isso, sempre que possível, prefira consumir alimentos *in natura* ou minimamente processados – aqueles que não tiveram adicionadas outras substâncias. Na imagem podemos identificar a indicação presente em alguns produtos em que há alto teor de três nutrientes e a informação nutricional padrão presente nas embalagens.



Para refletir

1. Como você explica a distinção entre os macro e os micronutrientes?
2. Quais alimentos são boas fontes de carboidratos, gorduras e proteínas?
3. Qual é a importância desses nutrientes na alimentação?

Objetivos do capítulo

- Relacionar a composição química dos macronutrientes a algumas de suas propriedades e reconhecer a importância dessas biomoléculas para o organismo.
- Conhecer o processo de formação de proteínas a partir de aminoácidos.
- Reconhecer e designar os compostos orgânicos com mais de um grupo funcional.

Macro e micronutrientes

Uma dieta equilibrada, rica em nutrientes, não só fornece a energia necessária para as atividades diárias, como também suporta o crescimento, a reparação dos tecidos e a função imunológica. Nesse contexto, os nutrientes essenciais são divididos em dois grupos. No grupo dos macronutrientes, estão as biomoléculas de que o nosso corpo necessita em grandes quantidades – os carboidratos, as proteínas e as gorduras. No grupo dos micronutrientes estão os compostos de que precisamos em menores quantidades – as vitaminas e os minerais, que são compostos orgânicos e inorgânicos, respectivamente.

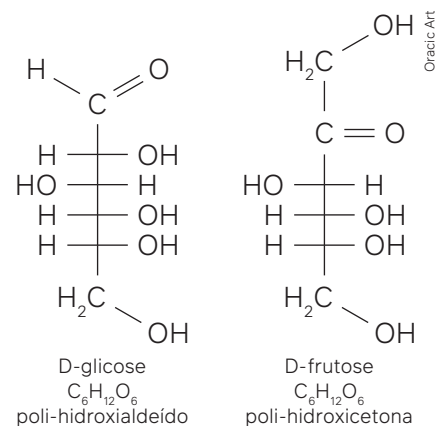
A tabela de informação nutricional, como a mostrada na imagem que abre este capítulo, é um item obrigatório nos rótulos dos alimentos industrializados para informar a composição desses produtos, considerando os teores dos três macronutrientes e de sódio. O valor energético indicado nessas tabelas é uma medida da energia que pode ser liberada quando os macronutrientes são metabolizados pelo organismo – em média, 9,4 kcal/g de gorduras, 5,6 kcal/g de proteínas e 4,2 kcal/g de carboidratos. Os micronutrientes, embora essenciais na nossa alimentação, não são utilizados pelo nosso corpo como fontes de energia.

Carboidratos

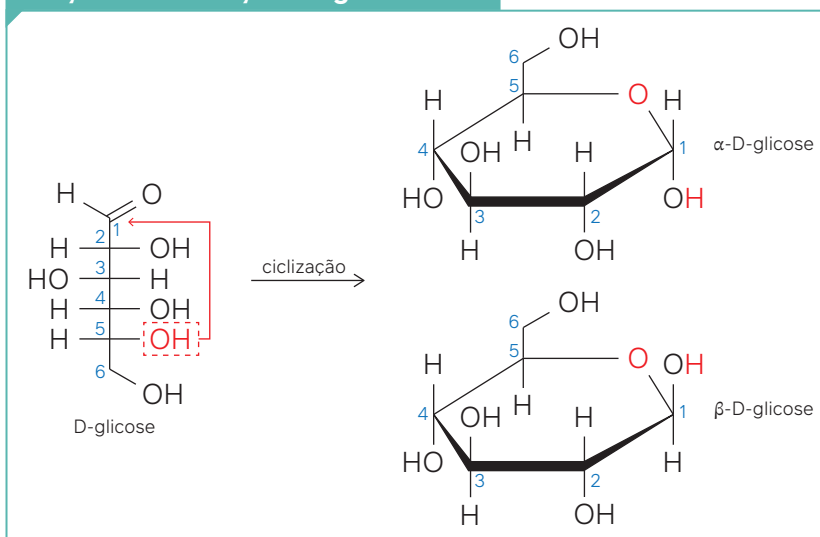
Os **carboidratos**, também chamados de **glicídios** ou **sacarídeos**, são a principal fonte de energia das células. É a oxidação dessas biomoléculas que fornece a energia necessária para o correto funcionamento do nosso corpo. A maioria dos carboidratos apresenta moléculas formadas por átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio na proporção de 1 : 2 : 1, representada pela fórmula geral $C_x(H_2O)_x$, e é classificada como poli-hidroxialdeídos ou poli-hidroxicetonas. Mas há alguns carboidratos com moléculas formadas também por átomos de nitrogênio, fósforo ou enxofre.

Esses nutrientes também podem ser classificados de acordo com o número de unidades moleculares constituintes. As unidades moleculares são denominadas **monossacarídeos** e apresentam pelo menos três átomos de carbono. Os monossacarídeos mais comuns são os formados por seis átomos de carbono e são chamados de hexoses. Por exemplo, a glicose e a frutose.

Os monossacarídeos com mais de quatro átomos de carbono tendem a formar estruturas cíclicas estáveis por meio da reação entre o grupo carbonila e um dos grupos hidroxila da molécula ($-OH$). A reação de ciclização da glicose está representada, de maneira simplificada, a seguir.



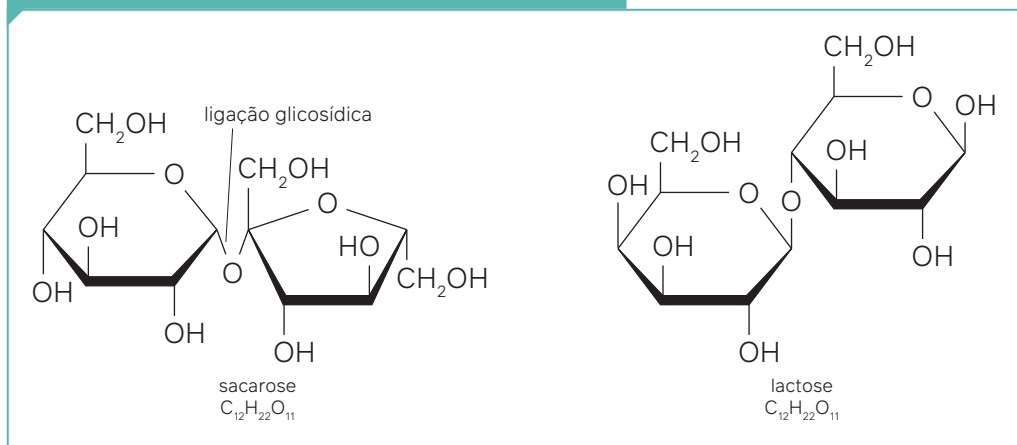
Reação de ciclização da glicose



Reforce com os estudantes que esses monossacarídeos são isômeros entre si. Além disso, a molécula de glicose apresenta quatro átomos de carbono assimétricos, e a molécula de frutose, três. O "D" em D-glicose e em D-frutose refere-se à configuração espacial do átomo de carbono quiral mais distante do grupo carbonila. Com base na projeção de Fischer, se o grupo hidroxila ($-OH$) do carbono quiral mais distante estiver à direita, a molécula é designada como "D", e se o grupo hidroxila estiver à esquerda, a molécula é designada como "L"; esta nomenclatura, no entanto, praticamente só é usada em biomoléculas e não precisa ser apresentada.

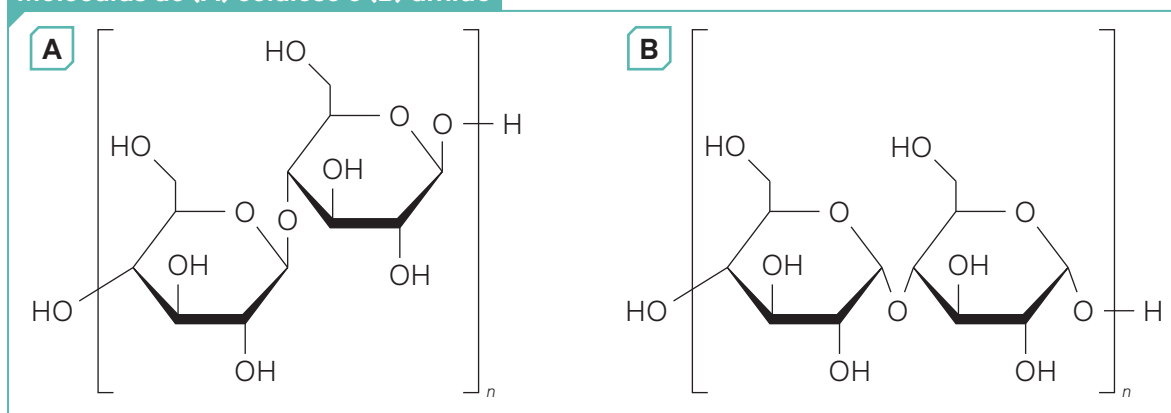
Os **oligossacarídeos** são os carboidratos formados pela união de dois até dez monossacarídeos. A reação química é um exemplo de desidratação intermolecular, e a ligação formada é denominada **ligação glicosídica**. Por exemplo, a sacarose – o açúcar da cana-de-açúcar –, é formada por uma unidade de D-glicose e uma unidade de D-frutose; e a lactose – o açúcar do leite –, é formada por uma unidade de D-glicose e uma unidade de D-galactose.

Fórmulas estruturais da sacarose e da lactose



Já os **polissacarídeos** são formados por longas cadeias que contêm centenas ou milhares de unidades de monossacarídeos, por exemplo, a celulose – carboidrato com função estrutural, encontrado na parede celular de plantas; o amido – com função de reserva energética das plantas; e o glicogênio – reserva energética dos animais.

Moléculas de (A) celulose e (B) amido



O papel dos carboidratos na dieta

A lista de alimentos que são fontes de carboidratos é bastante extensa e engloba os cereais e derivados (como trigo, arroz, milho, farinhas, massas, macarrão, pães, biscoitos, cuscuz e polenta), os tubérculos (como batata, batata-doce, inhame, cará e macaxeira), e as leguminosas (como feijão, ervilha, lentilha, grão-de-bico e soja). Como cada indivíduo tem uma demanda energética diferente, em função de diversos fatores, como a idade e a prática de atividades físicas, não há uma quantidade padronizada para a ingestão desse nutriente. Contudo, considerando o valor energético total dos alimentos consumidos, recomenda-se que os carboidratos representem cerca de 50% a 60% desse valor.

Se houver um excesso de carboidratos ingeridos, as moléculas de glicose não metabolizadas podem ser transformadas em glicogênio e armazenadas no fígado. Quando necessário, as moléculas de glicogênio são quebradas em moléculas de glicose, mantendo o nível desse açúcar no sangue estável. Esse excesso também pode causar a formação de gordura, que, por sua vez, pode ser convertida em energia por um processo diferente. Por outro lado, dietas pobres em carboidratos fazem o organismo buscar outras fontes de energia e passar a metabolizar, em casos extremos, as proteínas – que constituem os músculos. Por isso, as dietas que envolvem algum tipo de restrição alimentar devem ter o acompanhamento de profissionais da saúde; sem essa supervisão, por exemplo, cortar os carboidratos da dieta pode levar à perda de massa muscular.



Alguns alimentos ricos em carboidratos.

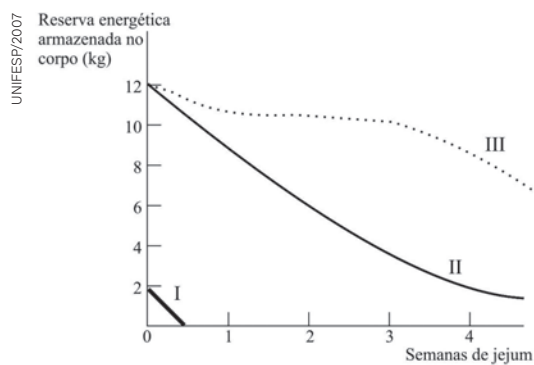
Robyn Mackenzie/Shutterstock.com

As fibras alimentares também são carboidratos, mas não têm função energética direta, uma vez que não são digeridas: elas passam pelo trato digestivo sem serem quebradas em moléculas menores. As fibras são oligossacarídeos ou polissacarídeos que podem ser solúveis ou insolúveis em água. As fibras solúveis aumentam a sensação de saciedade e podem ajudar no controle do peso, além disso, algumas podem atuar no controle dos níveis de glicose, sendo importantes para quem tem diabetes. Já as fibras insolúveis são importantes para a manter a regularidade do trânsito intestinal.

Atividades propostas



1. Considerando que carboidratos, proteínas e gorduras podem fornecer, em média, 4,2 kcal/g, 5,6 kcal/g e 9,4 kcal/g, respectivamente, determine a massa em gramas de proteínas presente em uma porção de um alimento que apresenta valor energético de 500 kcal e tem em sua composição 70 g de carboidratos e 5 g de gorduras.
2. (Unifesp – 2007) No gráfico, as curvas I, II e III representam o consumo das principais reservas de energia no corpo de uma pessoa em privação alimentar.



A curva que se relaciona corretamente ao tipo de reserva que representa é

- a) I – gordura; II – proteína; III – carboidrato.
- b) I – proteína; II – gordura; III – carboidrato.
- c) I – proteína; II – carboidrato; III – gordura.
- d) I – carboidrato; II – proteína; III – gordura.
- e) I – carboidrato; II – gordura; III – proteína.

Ciência por fora



Diabetes e desigualdade social

Dados da Sociedade Brasileira de Diabetes (SBD) apontam que existem mais de 13 milhões de pessoas diabéticas no Brasil. A maior prevalência (cerca de 90%) é do diabetes tipo 2 – caracterizado pelo aproveitamento parcial da insulina produzida pelo organismo. Já o diabetes tipo 1, por sua vez, é caracterizado pela produção insuficiente de insulina. Além disso, existe também o diabetes gestacional, que ocorre quando a produção e o aproveitamento de insulina não acontecem corretamente durante a gravidez.

O diabetes tipo 2 está diretamente relacionado ao sobrepeso, ao sedentarismo, à hipertensão e a hábitos alimentares inadequados. O texto a seguir analisa como as desigualdades sociais e alguns hábitos estão relacionados de forma direta com o aumento no número de casos dessa doença no mundo.

Desigualdades sociais contribuem para a diabetes ser um grave problema de saúde pública

Maria Elizabeth Rossi argumenta que a diabetes é a doença do século: número de afetados pela patologia aumentou em 100% nos últimos 30 anos

Artigo publicado na revista científica *The Lancet* aponta a diabetes tipo 2, ou seja, aquela adquirida ao longo da vida, como um problema de saúde pública global; desigualdades sociais aceleram a crise, na medida em que três em cada quatro dos afetados viverão em países de baixa e de média renda. O estudo também traça uma perspectiva de que 1,3 bilhão de pessoas irão contrair a doença até 2050, com maior tendência para os jovens.

Maria Elizabeth Rossi, professora da Faculdade de Medicina da USP, endocrinologista do Hospital das Clínicas e chefe do Laboratório de Investigação Médica da FMUSP, ressalta a importância da contribuição do paciente com o tratamento e mudança de hábitos para um melhor resultado. “Diabetes é a doença do século,

porque tem opção terapêutica e tem opção de prevenção, mas isso implica acesso maior à informação no sentido de informar, chamar atenção e orientar”, considera a professora.

Fatores

De acordo com o estudo, a frequência de pessoas que foram diagnosticadas com a patologia aumentou em 100% nos últimos 30 anos e a perspectiva é de repetição dessa alta até 2050. Além do impacto no sistema de saúde apontado pela médica, a projeção é preocupante por se tratar de uma patologia que implica inúmeras incapacidades do organismo, comprometendo muito a qualidade de vida. “A diabetes pode levar ao alto risco de doença cardiovascular, é a principal causa de cegueira em adultos e é uma das principais causas da necessidade de hemodiálise ou de transplante renal”, pontua Maria Elizabeth.

Esse cenário alarmante foi ocasionado por uma série de fatores e a professora chama a atenção para o quadro assintomático dos dez ou 15 primeiros anos da doença, que podem impactar o tratamento adequado, caso não sejam feitos exames de rotina. Assim, a professora estabelece um importante paralelo entre o estilo de vida e o desenvolvimento da patologia. “Por exemplo, a obesidade é o fator mais importante no desencadeamento da diabetes e no Brasil tem-se observado um quadro muito parecido: nos últimos 20 anos, a frequência de obesidade na população dobrou e a frequência de diabetes seguiu na mesma linha”, menciona a médica.

O perfil da dieta dos brasileiros também se relaciona com o aumento na frequência de casos, visto que, mesmo com o quadro de insegurança alimentar, grande parte da alimentação tem alto nível calórico, mas baixo valor nutricional. “Nosso prato preferido, que é o arroz, feijão, uma verdura e uma carne tem sido deixado de lado e substituído por alimentos açucarados que não cumprem essas necessidades nutricionais”, nota Maria Elizabeth.

Desigualdade e diabetes

Um quadro social dos afetados ou mais vulneráveis à doença também é percebido pela professora, já que a dieta é muito influenciada pelo tempo disponível para o preparo da alimentação. Maria Elizabeth comenta que, por exemplo, aqueles que cumprem uma jornada de trabalho maior possuem menos tempo para o preparo de uma refeição mais adequada. Além disso, o próprio estresse de uma condição social mais vulnerável também pode contribuir para o desencadeamento da doença.

O estigma também se relaciona diretamente com o tratamento da diabetes, já que, muitas vezes, a doença é vista como um empecilho e até mesmo um fator excludente do mercado de trabalho. “Muitos pacientes escondem que eles têm diabetes porque eles têm receio de perder o emprego ou não vão buscar o atendimento médico, porque isso implica perder um dia de trabalho”, exemplifica a médica.

Além da maior dificuldade no acesso aos medicamentos e tratamentos pelos países de baixa renda, o nível de escolaridade também é visto como crucial para o enfrentamento da diabetes. Segundo Maria Elizabeth, a maior disponibilidade de informações sobre a doença favorece uma melhor prevenção e combate à diabetes.

Ações

Para o enfrentamento da patologia, a médica explica que cerca de 80% do tratamento parte da mudança de hábitos do paciente e a parte restante corresponde aos medicamentos. No Brasil, já é possível notar um grande suporte da saúde pública com medicamentos e do Sistema de Saúde Pública, apesar de não haver acesso a novas opções terapêuticas. Assim, a professora acredita que seja necessário um novo olhar para a educação da população sobre o assunto e, acima de tudo, sobre a possibilidade de prevenção à diabetes.

DESIGUALDADES sociais contribuem para a diabetes ser um grave problema de saúde pública. *Jornal da USP*, São Paulo, 14 ago. 2023. Disponível em: <https://jornal.usp.br/radio-usp/jornal-da-usp-no-ar-2/jornal-da-usp-no-ar/desigualdades-sociais-contribuem-para-a-diabetes-ser-um-grave-problema-de-saude-publica/>. Acesso em: 04 set. 2024.

Nota dos autores: Embora a Sociedade Brasileira de Diabetes adote o *diabetes* como padrão em suas publicações, diabetes é um substantivo de dois gêneros e dois números; isto é, pode vir precedido dos artigos a ou o e pode ser grafado *diabete* ou *diabetes*.

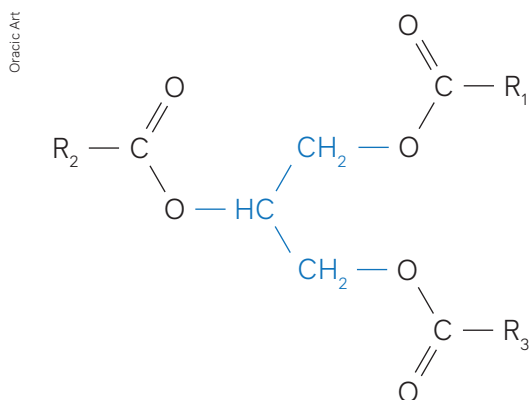
Trocando ideias

1. O texto afirma que 1,3 bilhão de pessoas irão contrair diabetes tipo 2 até 2050, especialmente os jovens. Como isso pode impactar as futuras políticas de saúde pública em países de baixa e média renda?
2. Considerando a análise da professora Maria Elizabeth Rossi sobre a dieta brasileira e a frequência de obesidade, como as mudanças socioeconômicas das últimas duas décadas influenciaram no aumento dos casos de diabetes tipo 2?

Lipídios

A gordura corporal é uma reserva de biomoléculas conhecidas como **lipídios**, entre as quais também se encontram os óleos vegetais. Nos organismos, os lipídios exercem importantes funções, como a reserva energética, mas também atuam, por exemplo, como isolantes térmicos, precursores de hormônios e auxiliares no sistema digestório.

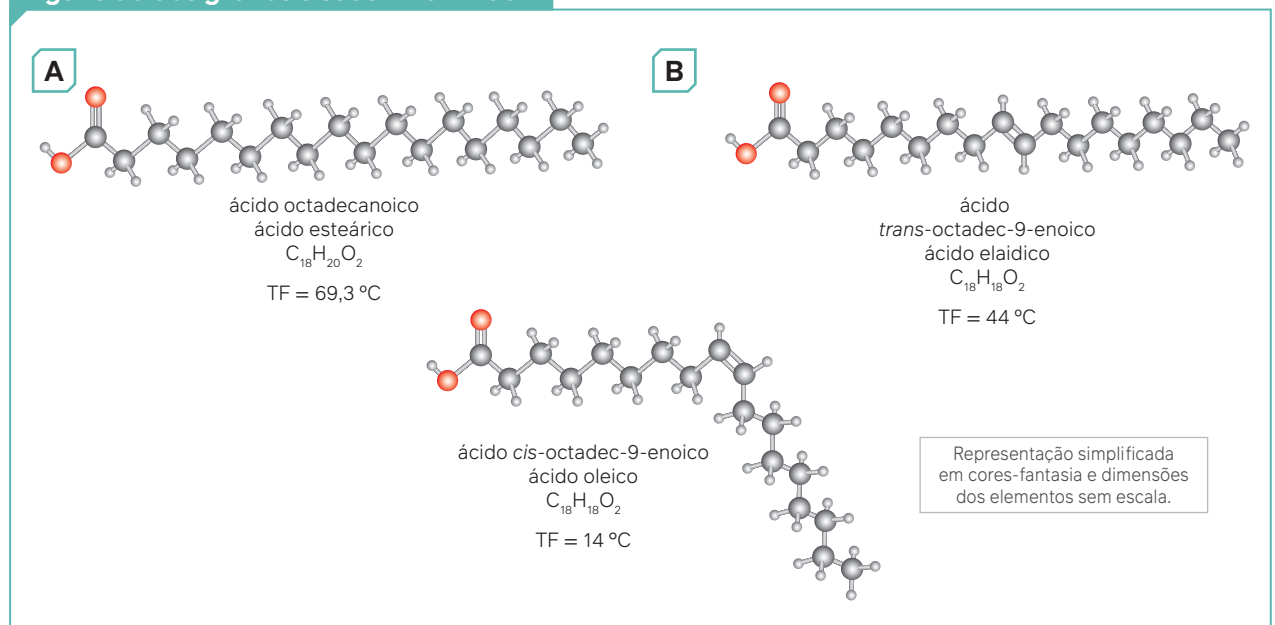
Os lipídios mais comuns são triacilgliceróis: triésteres produzidos pela reação entre glicerol ($C_3H_8O_3$) e ácidos graxos.



Fórmula estrutural dos triacilgliceróis, em que os grupos R (R_1 , R_2 e R_3) representam cadeias carbônicas.

Quando as moléculas desses ácidos de cadeia longa ou dos lipídios deles derivados contêm dupla ligação na cadeia carbônica, podem apresentar isomeria geométrica ou isomeria *cis/trans*. As gorduras *trans*, que podem estar presentes em diversos alimentos, como gordura de animais e frituras feitas em óleo vegetal reutilizado, são prejudiciais à saúde, uma vez que não são metabolizadas da mesma maneira que a gordura *cis*.

Alguns ácidos graxos e suas TF em 1 atm



Fonte: HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.

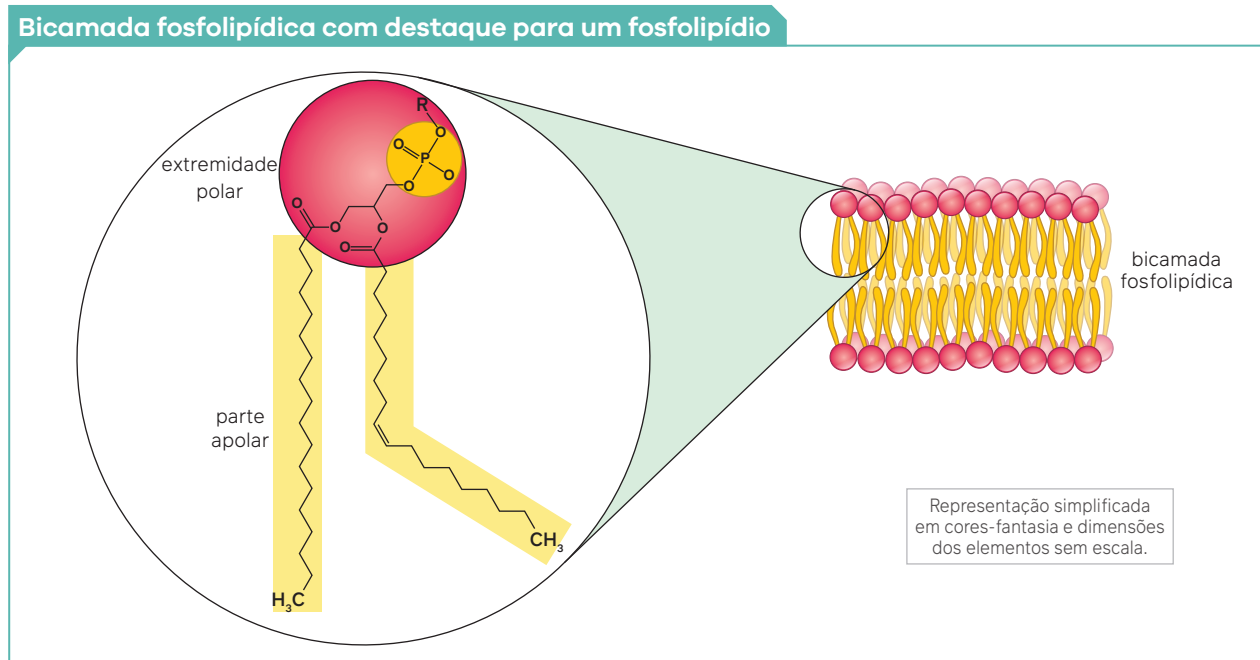
A diferença no processamento da gordura *trans* em relação à gordura *cis* se deve ao fato de que a mudança na configuração espacial da molécula faz ela não ser reconhecida pelas enzimas. Dessa forma, as gorduras *trans* podem bloquear a ação de algumas enzimas e interferir no metabolismo de ácidos graxos.

Pelo risco à saúde que a ingestão descontrolada das gorduras *trans* representa, no Brasil, é obrigatório descrever nas informações nutricionais dos rótulos dos alimentos a quantidade desse tipo de gordura, a fim de que o consumidor possa fazer a opção de consumi-lo ou não de forma mais consciente.

Fosfolipídios

Os **fosfolipídios** são tipos de lipídio que constituem as membranas biológicas, como as membranas plasmáticas e mitocondriais. Eles são os responsáveis pelo transporte de outros lipídios no sangue, e são importantes para a sinalização celular.

A estrutura básica dos fosfolipídios é formada por uma molécula de glicerol ligada a duas cadeias de ácidos graxos e a um grupo fosfato ($-\text{PO}_4^-$). Essa estrutura confere aos fosfolipídios uma natureza anfipática, com uma extremidade polar (hidrofílica) e uma porção apolar (hidrofóbica). Essa característica permite que fosfolipídios formem bicamadas, que são a base estrutural das membranas celulares, criando uma barreira seletiva que controla a entrada e a saída de substâncias na célula.



Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018.

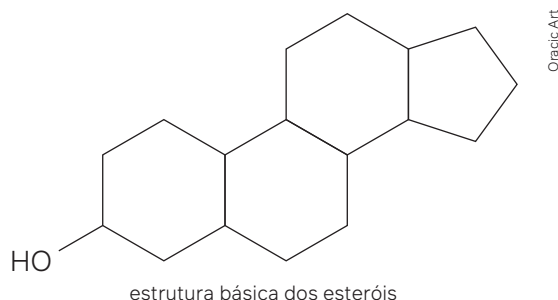
O grupo R pode ser uma molécula de colina, etanolamina ou serina.

A ingestão de fosfolipídios garante a manutenção da integridade e a funcionalidade dessas membranas celulares e, embora o corpo possa sintetizar essas moléculas, a dieta contribui para a sua disponibilidade. Alguns suplementos alimentares de fosfolipídios, como a lecitina, podem ser recomendados por profissionais habilitados para melhorar a saúde do fígado e o metabolismo dos lipídios.

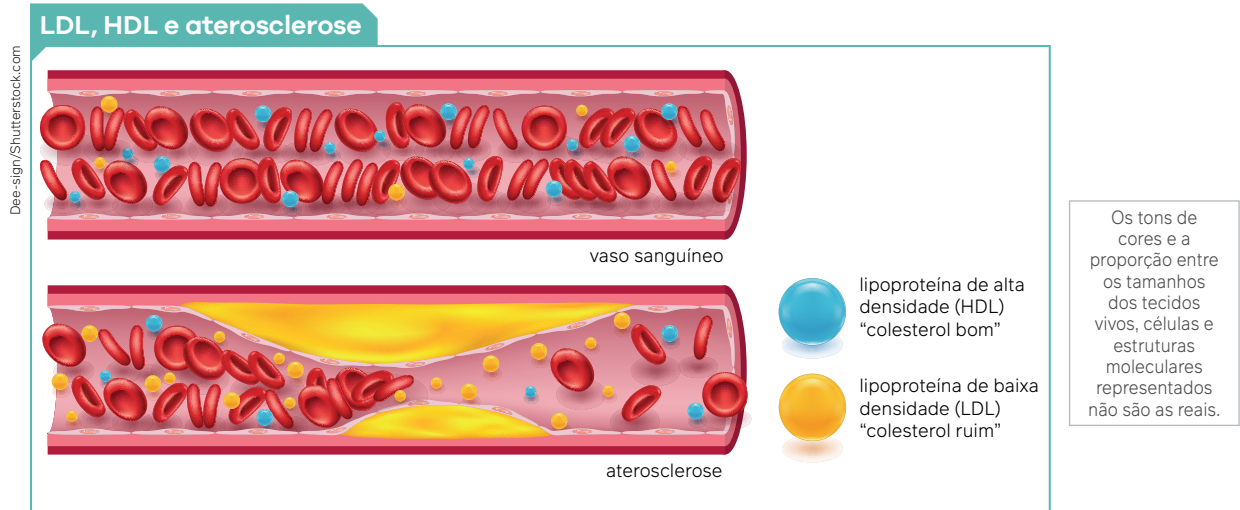
Colesterol

O colesterol é um exemplo de um dos tipos de lipídios, os **esteróis**. Esses lipídios, além de constituintes das membranas biológicas, são precursores de alguns hormônios, como os sexuais, e dos sais biliares, necessários para a digestão e absorção de lipídios.

A estrutura básica dos esteróis é formada por quatro ciclos de átomos de carbono unidos, uma cadeia carbônica lateral, que são apolares, e uma extremidade polar.



É importante ressaltar que o colesterol não é uma biomolécula maléfica ao organismo, pelo contrário, é essencial para o bom funcionamento de diversos processos biológicos. Boa parte do colesterol de que precisamos (cerca de 75%) é produzido no fígado e transportado por agregados formados por lipídios e proteínas conhecidos como lipoproteínas, também produzidas no fígado. A lipoproteína de baixa densidade ou LDL (da sigla em inglês *low density lipoprotein*) transporta o colesterol do fígado para o resto do organismo, e a lipoproteína de alta densidade ou HDL (da sigla em inglês *high density lipoprotein*) transporta o colesterol dos tecidos para o fígado. É por isso que LDL é frequentemente chamado de “colesterol ruim”, enquanto HDL é considerado o “colesterol bom”, uma vez que ajuda a remover o colesterol das artérias e transportá-lo de volta ao fígado para ser processado e eliminado do corpo. A deposição desses agregados nas paredes das artérias, processo conhecido como aterosclerose, pode obstruir o fluxo sanguíneo e aumentar o risco de doenças cardiovasculares, como infartos e acidentes vasculares cerebrais.



Fonte: NELSON, D. L.; COX, M. M. *Lehninger Principles of Biochemistry*. 8th ed. New York: Macmillan Learning, 2021.

O papel dos lipídios na dieta

Os lipídios estão presentes em diversos alimentos, como óleos vegetais (de oliva, de soja, de canola e de milho), oleaginosas (noz, amêndoa, castanhas e avelã), sementes (chia, linhaça e girassol) e produtos de origem animal (manteiga, bacon, banha, carnes, peixes e laticínios integrais). Embora a quantidade ideal de lipídios na dieta varie de acordo com fatores como idade, nível de atividade física e estado de saúde, recomenda-se que os lipídios representem de 20% a 35% do valor energético total dos alimentos consumidos. Mas é importante considerar a qualidade dos lipídios ingeridos, priorizando fontes de ácidos graxos insaturados, como os do tipo ômega 3 – um tipo de ácido graxo poli-insaturado – e limitando o consumo de gorduras saturadas e *trans*.



Alguns alimentos que são fontes de lipídios.

Os triacilgliceróis são a forma mais comum de lipídios no corpo e são armazenados em células de gordura para serem utilizados como fonte de energia. Quando a ingestão de lipídios é excessiva, eles podem ser armazenados como tecido adiposo, contribuindo para o ganho de peso e aumentando o risco de doenças cardiovasculares. Por outro lado, uma ingestão insuficiente de lipídios pode comprometer a absorção de vitaminas lipossolúveis (A, D, E e K) e afetar negativamente a saúde da pele e o sistema nervoso.



Comece com você!

Leia o texto para responder às atividades 1 a 4.

Saiba o que é gordura *trans*, substância banida em alimentos no Brasil

Regra passou a valer em janeiro deste ano, seguindo orientação da OMS

5 bilhões de pessoas em todo o planeta estão expostas aos males provocados pela gordura *trans*. É o que aponta um relatório da Organização Mundial da Saúde (OMS), que em 2018 pediu a eliminação global da gordura *trans* produzida industrialmente com a meta definida para 2023.

O consumo deste tipo de gordura, presente em bolos, biscoitos, alimentos processados e óleos de cozinha, é responsável por até 500 mil mortes por doenças do coração a cada ano.

Mas, afinal, o que é a gordura *trans* e por que ela faz mal à saúde? O médico cardiologista Marcelo Cantarelli explica que se trata de uma gordura produzida artificialmente.

“O problema da gordura na alimentação vem de uma invenção humana de transformar um óleo vegetal em uma gordura sólida pra se utilizar no preparo de alimentos, um processo chamado de hidrogenação. E essa gordura *trans* recebe o nome de gordura vegetal hidrogenada, e é essa que vai levar aos problemas se ingerido”.

O Brasil é um dos países que implementaram a política para banir o uso de gordura *trans* nos alimentos a partir de 2023. A norma, aprovada em dezembro de 2019, foi dividida em três etapas, para reduzir gradualmente o ingrediente até chegar à proibição pela Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa), válida desde primeiro de janeiro deste ano.

A decisão é motivada pelos prejuízos causados à saúde, como destaca o médico Marcelo Cantarelli.

“A gordura *trans* leva ao acúmulo de colesterol na parede das artérias, provocando angina, infarto, derrame e aumentando os níveis do colesterol ruim. Ela baixa também o colesterol bom, que protege contra os efeitos do colesterol ruim. Além disso, leva à formação ou à piora do diabetes”.

A nutricionista e professora Ruth Lima explica que a eliminação da gordura *trans* pelo organismo ainda é uma incógnita, pois não há estudos conclusivos sobre como ocorre esse processo.

“A gente não tem grandes trabalhos científicos mostrando o metabolismo completo desse tipo de gordura. Ao contrário, por exemplo, dos outros tipos de gordura que a gente conhece. A gente não consegue elucidar completamente o mecanismo com o qual essa gordura é eliminada. E muitos cientistas até colocam que ela de fato não sofre um processo de degradação. O que acontece com ela? Há uma preferência pra se depositar justamente nas artérias lesionadas”. [...]

De acordo com o relatório da OMS, a criação de políticas de melhores práticas para a população aumentou quase seis vezes, com a implementação em 43 países e a proteção de 2,8 bilhões de pessoas em todo o mundo.

Atualmente, nove dos 16 países com a maior proporção estimada de mortes por doenças coronarianas causadas pela ingestão de gordura *trans* não possuem uma política de melhores práticas.

SEIXAS, T. Saiba o que é gordura *trans*, substância banida em alimentos no Brasil. *Agência Brasil*, Salvador, 5 fev. 2023. Disponível em: <https://agenciabrasil.ebc.com.br/radioagencia-nacional/saude/audio/2023-02/saiba-o-que-e-gordura-trans-substancia-banida-em-alimentos-no-brasil>. Acesso em: 15 jun. 2024.

1. Pesquise rótulos de alimentos industrializados e analise as informações contidas neles. Quais tipos de gordura estão descritos nos rótulos analisados?

Agora, vamos compartilhar!

2. Reúna-se com mais três colegas da turma para compartilhar os registros sobre as pesquisas e as análises de rótulos realizadas na atividade 1.
3. Elaborem um roteiro para a gravação de um *podcast*. Nesse roteiro, expliquem o que é isomeria geométrica e como esse fenômeno pode ser verificado nas gorduras; ao final, façam um alerta de divulgação sobre os malefícios da ingestão de gorduras *trans*, usando os conhecimentos adquiridos neste capítulo.

Todos juntos aprendemos mais!

Os *podcasts* podem ter formato narrativo, debate entre pares, entrevista com profissionais etc. Acompanhe-os na elaboração do roteiro, sugerindo diferentes formatos.

4. Combinem com o professor um dia para que os *podcasts* possam ser ouvidos por toda a turma.

Proteínas e peptídeos



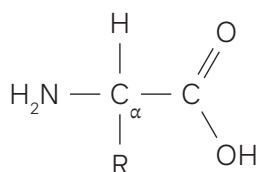
As **proteínas** e os **peptídeos** são biomoléculas que exercem diferentes funções no organismo. As enzimas, por exemplo, são proteínas que atuam como catalisadores biológicos; a hemoglobina é a proteína responsável pelo transporte do gás oxigênio; a actina e a miosina são proteínas que atuam no movimento dos músculos; e a insulina é um peptídeo que atua como hormônio para o metabolismo da glicose.

Tanto os peptídeos quanto as proteínas são formados pela combinação de vinte unidades estruturais, chamadas de **aminoácidos**. A principal diferença entre essas biomoléculas está no número de aminoácidos que compõe cada uma, isto é, enquanto os peptídeos são, geralmente, formados por até cerca de 50 aminoácidos combinados, as proteínas podem conter centenas ou até milhares dessas unidades estruturais.

Todos os vinte aminoácidos formadores dos peptídeos e das proteínas apresentam na estrutura um átomo de carbono, chamado de carbono α , ao qual estão ligados um átomo de hidrogênio, um grupo amino, um grupo carboxila e uma cadeia lateral ($-R$), diferente em cada um deles.

Outra diferença importante entre os peptídeos e as proteínas está na complexidade das estruturas. Os peptídeos podem formar estruturas lineares ou, ocasionalmente, conter dobras ou hélices simples, já as proteínas apresentam estrutura primária, secundária (alfa-hélices e folhas-beta), terciária (dobras tridimensionais) e, em alguns casos, quaternária (associação de múltiplas cadeias polipeptídicas). Essa diferenciação está além dos objetivos deste capítulo.

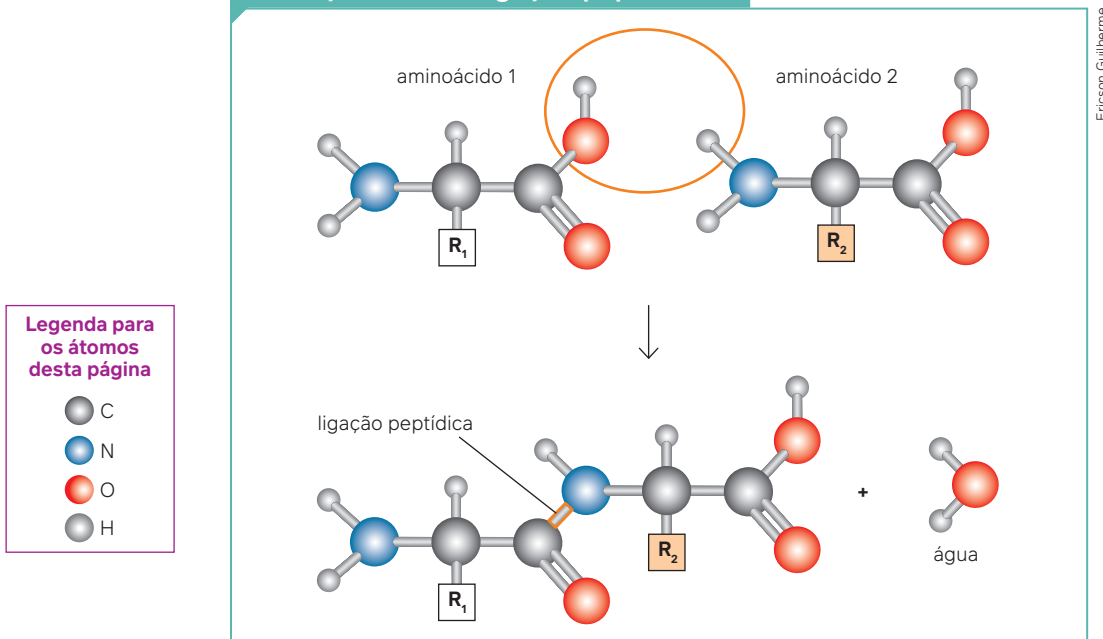
Estrutura básica de um aminoácido



Oracic Art

Para formar proteínas, as moléculas dos aminoácidos são unidas por ligações peptídicas, ligações do tipo amida que são formadas por uma reação entre o grupo carboxila de um aminoácido e o grupo amino de outro, com eliminação de uma molécula de água, e, por isso, pode ser considerada como um exemplo de reação de desidratação intermolecular. Observe, a seguir, um exemplo que ilustra a formação de uma ligação peptídica entre dois aminoácidos genéricos.

Formação de uma ligação peptídica



Fonte: KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018.

O papel das proteínas na dieta

A presença de proteínas na dieta é muito importante, uma vez que, além de serem uma fonte secundária de energia, são fontes de aminoácidos, responsáveis pelo crescimento e pela manutenção do organismo.

Os alimentos ricos em proteínas são as carnes de todos os tipos, os ovos, o leite e o queijo. As leguminosas são excelentes fontes de proteínas vegetais, junto das castanhas e das nozes.

O organismo humano é capaz de sintetizar boa parte dos aminoácidos de que precisa, por isso, eles são chamados de **não essenciais**. Por outro lado, há nove aminoácidos que nosso organismo não consegue sintetizar; esses, considerados **aminoácidos essenciais**, devem ser obtidos por meio da dieta em todas as fases da vida (fenilalanina, histidina, isoleucina, leucina, lisina, metionina, treonina, triptofano e valina).

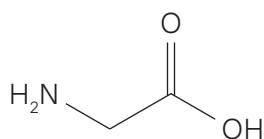
Embora possam ser designados por meio da nomenclatura sistemática, como veremos ainda neste capítulo, os aminoácidos receberam nomes triviais com base em alguma característica da substância e são frequentemente indicados por meio de códigos de três letras que fazem referência ao nome do aminoácido em inglês, como é mostrado a seguir. Por exemplo, a glicina tem sabor adocicado, que lembra os glicídios; a asparagina foi isolada pela primeira vez do aspargo (*Asparagus officinalis*); e a tirosina, do queijo (*tyros*, em grego); e, por sua vez, a fenilalanina apresenta um grupo fenil ligado a uma estrutura semelhante à do aminoácido alanina.



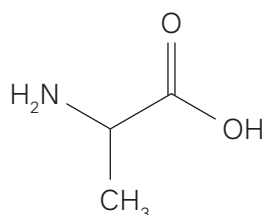
Africa Studio/Shutterstock.com

Alguns alimentos que são fontes de proteínas.

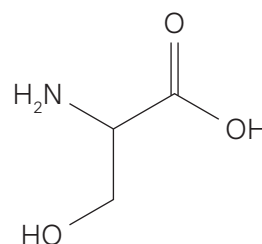
Fórmula estrutural de alguns aminoácidos



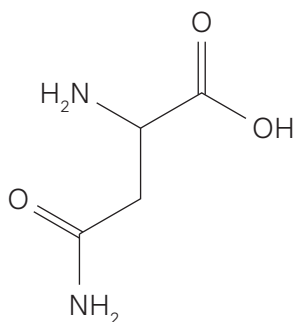
glicina
Gli



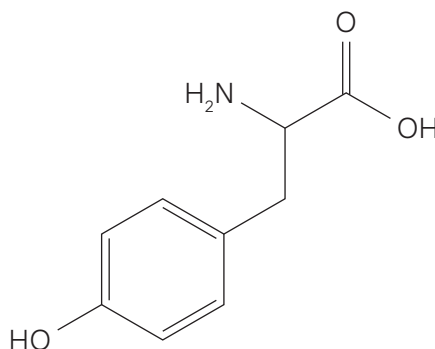
alanina
Ala



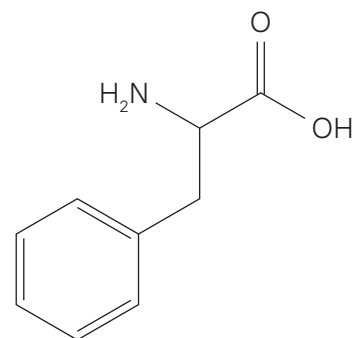
serina
Ser



asparagina
Asn



tirosina
Tyr



fenilalanina
Phe

Oracis Art

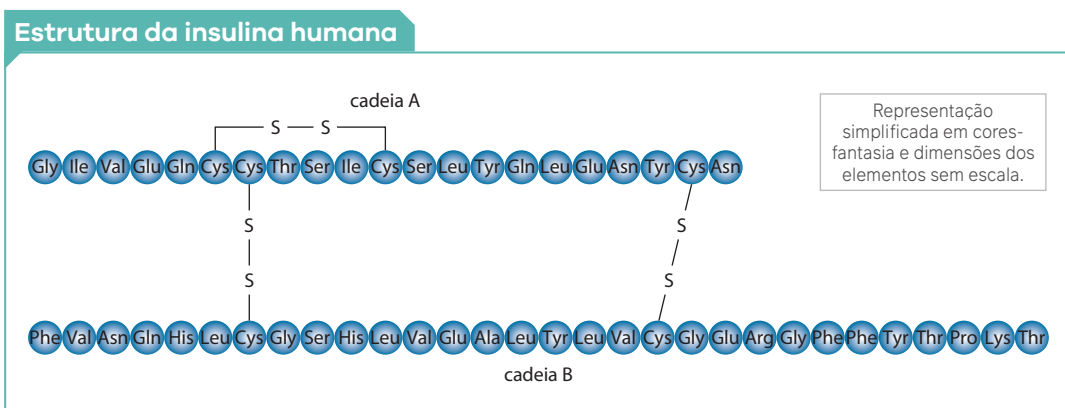
Nomes e códigos de três letras dos demais aminoácidos	
Nome	Abreviatura
Ácido aspártico	Asp
Ácido glutâmico	Glu
Arginina	Arg
Cisteína	Cys
Glutamina	Gln
Histidina	His
Isoleucina	Ile
Leucina	Leu
Lisina	Lys
Metionina	Met
Prolina	Pro
Treonina	Thr
Triptofano	Trp
Valina	Val

Fonte: SADAVA, D. et al. *Vida: a Ciência da Biologia*. 11. ed. Porto Alegre: Artmed, 2020.

Insulina

A insulina é um hormônio peptídico produzido em células especializadas do pâncreas, as células beta. A função primária dessa biomolécula é regular os níveis de glicose no sangue: ela promove a entrada das moléculas desse carboidrato nas células, com isso, quando os níveis de glicose aumentam, as células betas respondem liberando insulina na corrente sanguínea.

A molécula de insulina humana é formada por duas cadeias peptídicas, uma formada por 21 aminoácidos (cadeia A), e outra, por 30 aminoácidos (cadeia B). Nessas cadeias, todos os aminoácidos são unidos por meio de ligação peptídica. Entretanto, os átomos de enxofre das cadeias laterais das cisteínas também estão ligados entre si por meio de ligações dissulfeto.



Fonte: SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. B. *Organic Chemistry*. 10th ed. New Jersey: John Wiley & Sons, 2011.

Cada esfera representa um resíduo de aminoácido orientado com o grupo amino à esquerda e o grupo carboxila à direita.

A disposição espacial dos resíduos de aminoácidos, a parte deles que ficou na cadeia peptídica, é importante para a função das proteínas. Ela é resultado de diversas interações, como a interação dipolo-dipolo e a ligação de hidrogênio. Diversos fatores podem causar mudanças na estrutura tridimensional das proteínas, que pode levar à perda da atividade biológica dessas moléculas. Esse processo é chamado de **desnaturação proteica** e pode ser resultado do aumento da temperatura e de alterações no pH do meio, por exemplo.

Teste do pezinho

O teste do pezinho é uma triagem neonatal realizada nos primeiros dias de vida, geralmente entre o terceiro e o sétimo dia após o nascimento. Nesse teste, são coletadas algumas gotas de sangue do calcanhar do bebê com a finalidade de identificar deficiências ou anormalidades metabólicas – e muitas delas envolvem alterações no metabolismo de aminoácidos, como a fenilcetonúria, ou de vitaminas, como a deficiência de biotinidase, por exemplo.

No Brasil, essas triagens são coordenadas pelo Ministério da Saúde no âmbito do Programa Nacional da Triagem Neonatal (PNTN), um conjunto de ações com foco na prevenção, na intervenção precoce e no acompanhamento permanente das pessoas diagnosticadas. O PNTN tem em seu escopo seis grupos de doenças:

- Hipotireoidismo congênito (HC): uma condição em que a glândula tireoide do bebê não produz hormônios suficientes para um desenvolvimento normal.
- Fibrose cística (FC): uma doença genética que afeta principalmente os pulmões e o sistema digestivo.
- Doenças falciformes (DF), anemia falciforme e outras hemoglobinopatias: condições genéticas que afetam a hemoglobina, proteína nos glóbulos vermelhos que transporta oxigênio.
- Hiperplasia adrenal congênita (HAC): um grupo de doenças genéticas que afetam as glândulas adrenais, responsáveis pela produção de hormônios essenciais para várias funções corporais.
- Deficiência de biotinidase (DB): um distúrbio metabólico hereditário raro que afeta a capacidade do corpo de reciclar adequadamente a biotina, uma vitamina do complexo B essencial para o metabolismo de proteínas, carboidratos e gorduras.
- Fenilcetonúria (PKU): uma doença metabólica na qual o corpo não pode processar o aminoácido fenilalanina adequadamente e que, se não tratada desde cedo, o acúmulo desse aminoácido no organismo pode causar danos irreversíveis ao sistema nervoso central, levando a problemas de desenvolvimento intelectual e físico.

Atividades propostas



1. (Etec-SP – 2020) Na alimentação humana, a preservação da saúde depende dos nutrientes utilizados pelo organismo, pois tanto os de origem vegetal quanto animal são importantes na obtenção de energia, na formação de novas células e na regulação do metabolismo celular.
Considere que, após uma determinada refeição, com o processo digestivo totalmente realizado, verificou-se que as substâncias absorvidas pelo sistema digestório em maior quantidade foram os aminoácidos, que certamente foram obtidos dos alimentos que predominavam nessa refeição, tais como
 - a) batata e mandioca.
 - b) arroz e salada de folhas.
 - c) macarrão.
 - d) polenta frita.
 - e) contrafilé na brasa.
2. Durante a digestão das proteínas, as ligações peptídicas são quebradas, e os aminoácidos são liberados e absorvidos pelo organismo. A quebra das ligações é decorrente de reações de
 - a) esterificação.
 - b) desidratação.
 - c) saponificação.
 - d) condensação.
 - e) hidrólise.



Desnaturação da albumina

Nesta atividade, você e sua equipe irão investigar alguns fatores que podem causar a desnaturação da albumina, uma proteína presente na clara dos ovos.

Material:

- clara de 1 ovo de galinha;
- suporte com 4 tubos de ensaio ou 4 copos transparentes pequenos;
- caneta para identificar os tubos de ensaio;
- água à temperatura ambiente;
- água quente;
- vinagre;
- álcool etílico 46 °INPM (54 °GL);
- 5 pipetas Pasteur ou seringas de 5 mL sem agulhas.

Atenção!

Siga as orientações do professor durante todo o experimento. Não cheire e nem prove nenhuma das amostras.

Procedimento

1. Identifiquem os tubos de ensaio com os números de 1 a 4, e, em cada um deles, adicionem 3 mL da clara do ovo.
2. Adicionem 3 mL de água à temperatura ambiente ao tubo de número 1.
3. Ao tubo de número 2, adicionem 3 mL de água quente. Tenham especial atenção a esta etapa para evitar acidentes. *A temperatura da água deve ser a maior que for seguro nas condições que estiver sendo feita a atividade.*
4. Ao tubo de número 3, adicionem 3 mL de vinagre.
5. Ao tubo de número 4, adicionem 3 mL de álcool.
6. Agitem todos os tubos com cuidado e aguardem 10 minutos, anotando no caderno as observações.

Trocando ideias

1. Qual é a função do tubo 1 neste experimento?
2. Em qual das amostras houve desnaturação da albumina? Expliquem como chegaram a essa conclusão.
3. Quais dos resultados observados evidenciam a ocorrência da desnaturação da albumina?
4. Houve algum agente de desnaturação mais eficaz? Expliquem.

Compostos com mais de um grupo funcional

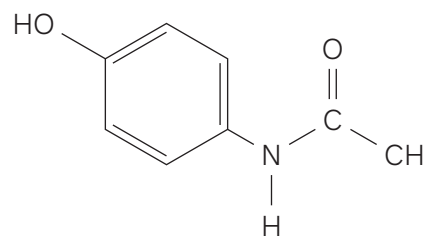
Os monossacarídeos e os aminoácidos são mais alguns exemplos de moléculas que apresentam mais de um grupo funcional em suas moléculas e, por isso, podem ser classificados em diferentes classes funcionais. Embora esses compostos sejam designados por nomes triviais bastante conhecidos, a IUPAC prevê a aplicação da nomenclatura sistemática para algumas dessas moléculas. Nesses casos, uma das classes funcionais será considerada prioritária, o nome da substância seguirá as regras de nomenclatura dessa classe e os demais grupos funcionais serão especificados por meio de prefixos específicos, que serão localizados na cadeia principal.

A tabela a seguir informa a ordem a ser seguida para decidir a classe funcional prioritária e os prefixos a serem utilizados para especificar os demais grupos funcionais eventualmente presentes.

Atividades propostas



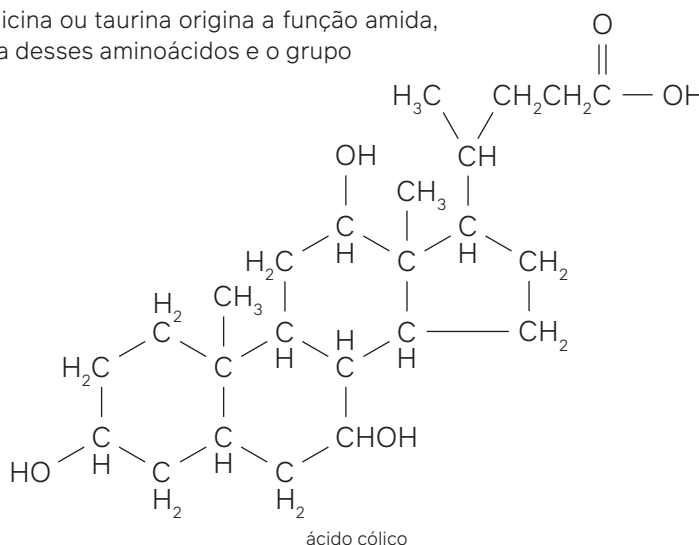
1. O paracetamol é um dos analgésicos mais utilizados no mundo. Analise a estrutura desse fármaco e indique em quais classes funcionais esse composto pode ser classificado.
2. A serina é um aminoácido em que um grupo hidroximetil também está ligado ao carbono alfa. Indique a fórmula estrutural e o nome sistemático desse aminoácido.
3. (Enem – 2011) A bile é produzida pelo fígado, armazenada na vesícula biliar e tem papel fundamental na digestão de lipídeos. Os sais biliares são esteroides sintetizados no fígado a partir do colesterol, e sua rota de síntese envolve várias etapas. Partindo do ácido cólico representado na figura, ocorre a formação dos ácidos glicocólico e taurocólico; o prefixo glico- significa a presença de um resíduo do aminoácido glicina, e o prefixo tauro-, do aminoácido taurina.



fórmula do paracetamol

A combinação entre o ácido cólico e a glicina ou taurina origina a função amida, formada pela reação entre o grupo amina desses aminoácidos e o grupo

- a) carboxila do ácido cólico.
- b) aldeído do ácido cólico.
- c) hidroxila do ácido cólico.
- d) cetona do ácido cólico.
- e) éster do ácido cólico.



Fonte: UCKO, D. A. *Química para as Ciências da Saúde: uma Introdução à Química Geral, Orgânica e Biológica*. São Paulo: Manole, 1992 (adaptado).

ácido cólico

Recapitule



Neste capítulo, estudamos sobre a química dos três macronutrientes – os carboidratos, os lipídios e as proteínas. Os carboidratos são a principal fonte de energia para o corpo humano, já os lipídios e as proteínas desempenham funções diversas e necessárias para seu bom funcionamento. Estudamos que os aminoácidos são as unidades que formam as proteínas e são exemplos de compostos orgânicos com mais de um grupo funcional e que há regras específicas para designar esses compostos.

- Retome as respostas que você apresentou às perguntas do boxe **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
 - Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da próxima questão: Por que casos de febre alta são considerados perigosos à saúde, principalmente em bebês e crianças? Agora, para sintetizar as ideias do estudo do capítulo, siga os passos:
1. Por um a dois minutos, escreva em uma folha de papel uma lista de palavras-chave que você julga importantes para a compreensão do conteúdo discutido neste capítulo sem consultar nenhum material, seja a internet, este livro ou suas anotações.
 2. Troque a lista que você criou com um colega. Leia atentamente a nova lista de palavras e, durante um a dois minutos, adicione uma nova ideia. A adição pode ser de um detalhe, algo que estava faltando ou uma relação entre as ideias. Repita o processo por pelo menos duas vezes.
 3. Retorne à sua lista original e leia as adições que foram feitas. Adicione também outras ideias que podem ter surgido ao ler as listas de seus colegas.

Materiais poliméricos



As próteses, como as utilizadas pelos atletas paralímpicos, são exemplos de tecnologias que promovem a inclusão de pessoas com deficiência, possibilitando que participem de diversas atividades, incluindo competições esportivas de alto nível. Essas próteses são desenvolvidas pela combinação de diferentes materiais, como fibras de carbono e polímeros, que oferecem leveza e resistência adequadas às necessidades específicas dos atletas. Na imagem, em primeiro plano, estão as próteses utilizadas pelo atleta paralímpico brasileiro Alan Fonteles Cardoso Oliveira nos Jogos Paralímpicos de Londres, em 2012.



Para refletir

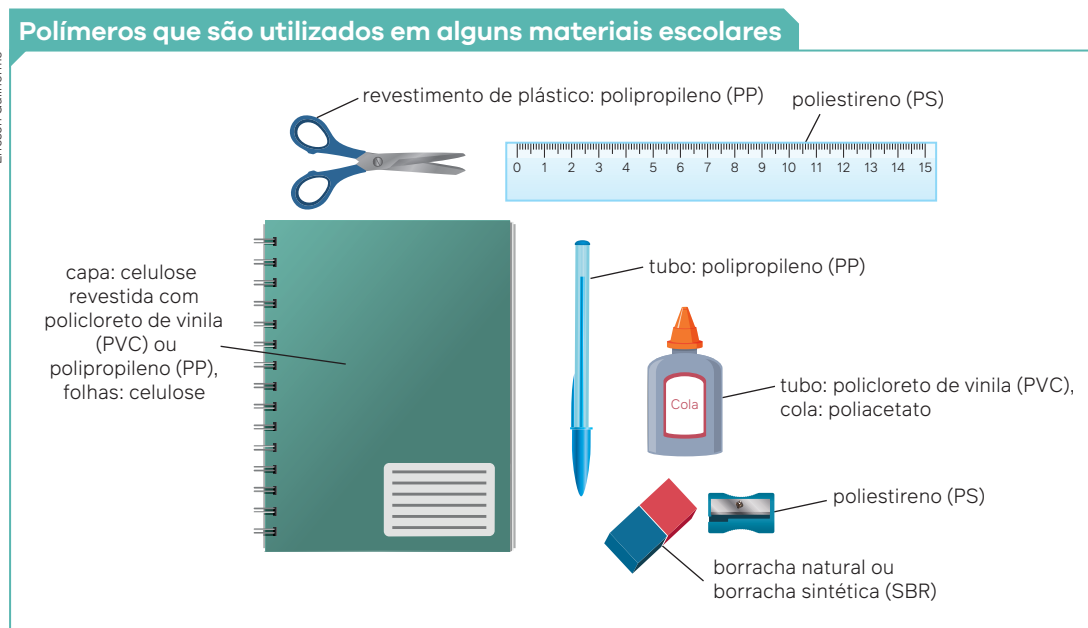
1. O que é um polímero? Dê um exemplo de um polímero que você conhece.
2. Como o polímero que você citou impacta o seu modo de vida?
3. Quais são os principais problemas ambientais decorrentes da utilização desse polímero?

Objetivos do capítulo

- Reconhecer e classificar os polímeros.
- Representar a estrutura básica dos polímeros, relacionando-a com a estrutura dos monômeros.
- Classificar as reações de polimerização em adição e condensação, prevendo os produtos formados.
- Conhecer as principais aplicações de polímeros sintéticos e naturais.

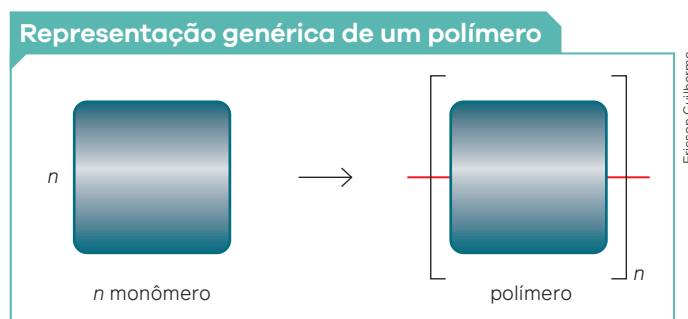
Polímeros

Pare por um instante e observe atentamente os objetos do seu material escolar. Com certeza, você irá notar algum material polimérico, como as páginas deste livro, o cabo da tesoura e, muito provavelmente, o tubo da caneta e a régua que utiliza. **Polímero** (do grego, *poli*, muitas ou várias, e *meros*, partes ou segmentos) é o termo utilizado para descrever as macromoléculas que apresentam unidades estruturais regularmente repetidas. Essas unidades estruturais que se repetem são denominadas **monômeros**, e os processos de obtenção dos polímeros são chamados de **polimerização**.



Representação e classificação dos polímeros

Os polímeros são representados por meio da indicação de sua **estrutura básica** da cadeia polimérica, também conhecida como **unidade de repetição**. Essas unidades são estruturalmente relacionadas à molécula dos monômeros que dão origem ao polímero representado, elas variam nos diferentes polímeros e conferem-lhes características distintas. O esquema a seguir ilustra uma representação da estrutura básica de um polímero.



Os colchetes delimitam a unidade de repetição ou estrutura básica da cadeia, e o índice (n) indica que a estrutura básica se repete.

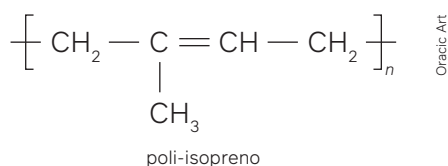
Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Os polímeros podem ser classificados segundo diferentes critérios. De acordo com a origem, sendo naturais, como a borracha natural, ou sintéticos, como o polietileno (PE) – o primeiro polímero a ser sintetizado. Desde a primeira metade do século XX, a síntese de polímeros vem sendo impulsionada pela demanda de novos materiais com características específicas, que não eram plenamente supridas pelos polímeros naturais.

O poli-isopreno, conhecido como borracha natural, é obtido a partir do látex, seiva extraída de algumas árvores, como a seringueira (*Hevea brasiliensis*). A borracha natural, ou borracha crua, é um material com baixa resistência ao calor e às variações de temperatura; por isso, para que possa ser utilizada industrialmente, passa por um processo de beneficiamento, a vulcanização.



Muniqué Bassoll/Pulsar Imagens

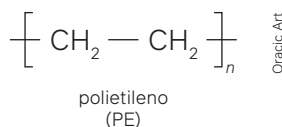


Oraclic Art

Extração de látex de uma seringueira. A árvore da seringueira pode chegar a 30 m de altura e a extração do látex pode ocorrer por até 35 anos. Olímpia (SP), 2020. Ao lado, fórmula estrutural do poli-isopreno.

O polietileno (PE) é um dos polímeros mais utilizados no mundo. Esse material de baixo custo apresenta alta resistência à umidade e à maioria dos produtos químicos. Também possui boa flexibilidade e resistência ao impacto, mas sua resistência mecânica é relativamente baixa. É utilizado na confecção de embalagens, sacolas plásticas, garrafas, tubulações, filmes plásticos e revestimentos.

New Africa/Shutterstock.com;
Lipsky/Shutterstock.com; Info/Shutterstock.com; Deyan Georgiev/Shutterstock.com; New Africa/Shutterstock.com



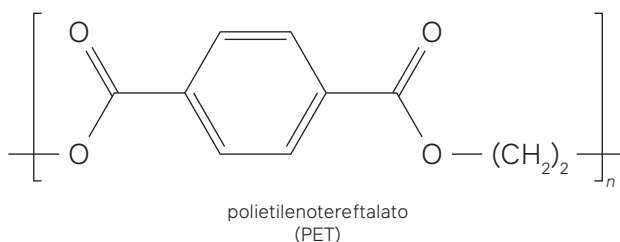
Oraclic Art

Embalagens produzidas com polietileno (PE) e fórmula estrutural do polietileno.

Os polímeros também podem ser classificados considerando as diferentes classes funcionais dos compostos orgânicos. O polietileno (PE) e a borracha natural são exemplos dos polímeros classificados como poli-hidrocarbonetos, enquanto o polietileno tereftalato (PET) é um tipo de poliéster, e os náilons são exemplos de poliamidas.

O polietileno tereftalato (PET) é um exemplo de poliéster que tem alta resistência à umidade e à maioria dos produtos químicos. Os materiais confeccionados com esse polímero são, em geral, leves. É empregado na confecção de embalagens de alimentos, garrafas, tubulações, filmes plásticos, revestimentos, utensílios domésticos e brinquedos.

Shutterstock.com; KPad/Shutterstock.com; pics five/Shutterstock.com; Pavel Kruglov/Shutterstock.com; JpegPhotographer/Shutterstock.com

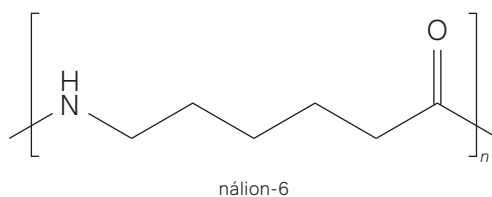
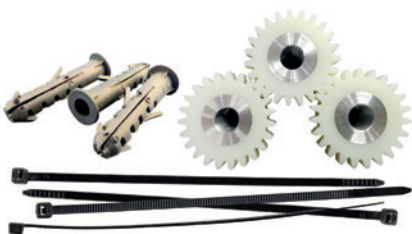


Oraclic Art

Objetos produzidos com PET e fórmula estrutural do polietileno tereftalato.

O náilon-6 é um exemplo de poliamida de alta resistência mecânica e durabilidade, boa elasticidade e que também resiste ao desgaste por produtos químicos. É utilizado na produção de diferentes materiais, como fios, parafusos e buchas de fixação, roldanas e engrenagens.

Edinaldo Maciel/Shutterstock.com;
Mykhailo Baidala/Shutterstock.com;
MOONG H/Shutterstock.com

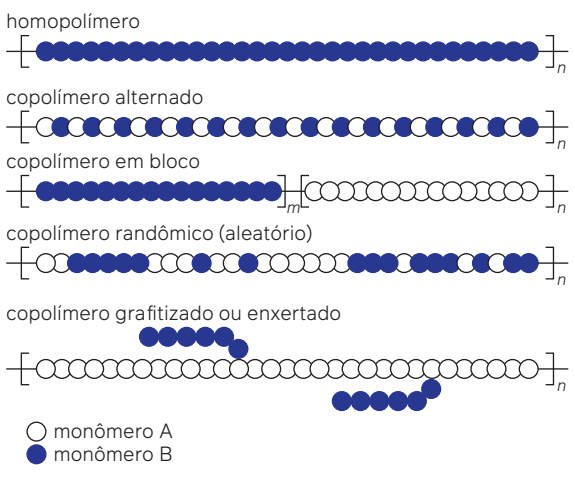


Oraclic Art

Objetos produzidos com náilon e fórmula estrutural do náilon-6.

Além das classificações que consideram a origem e a classe funcional, os polímeros podem ser divididos considerando os tipos de monômeros utilizados nos processos de produção. Quando um polímero é formado por um único tipo de monômero, é chamado de **homopolímero** e, quando são utilizados dois ou mais monômeros diferentes na fabricação, é considerado um **copolímero**. Nos copolímeros, as unidades de repetição podem estar alternadas de maneira regular ou irregular (aleatória). Com isso, é possível ter blocos de repetição de apenas um dos monômeros, que se alternam com blocos formados pelo outro tipo de monômero ao longo da cadeia polimérica. É também possível enxertar blocos de repetição de um monômero ao longo de uma cadeia homopolimérica, originando, assim, cadeias ramificadas.

Representação genérica de alguns tipos de polímeros

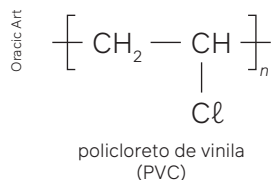


As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.

Os polímeros também podem ser classificados em **termoplásticos**, ou seja, polímeros que, depois de produzidos, podem ser amolecidos por aquecimento e moldados em formatos variados e **termorrígidos** ou **termofixos**, que são aqueles que só podem ser moldados uma única vez logo após a sua formação, não sendo possível amolecê-los e remoldá-los.

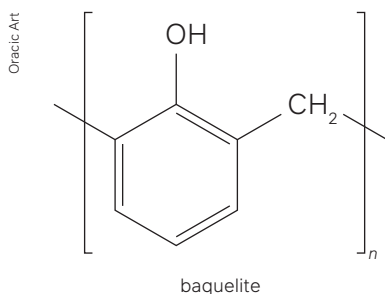
O policloreto de vinila (PVC) é um polímero termoplástico que tem boa rigidez e resistência ao impacto, mas pode ser menos flexível em baixas temperaturas. Sua utilização mais comum é na confecção de tubulações e conexões hidráulicas.



Fórmula estrutural do policloreto de vinila e objetos produzidos com PVC.



A baquelite é um polímero termorrígido com alta resistência ao calor. Possui alta rigidez e durabilidade, mas baixa flexibilidade. Por conta de suas propriedades isolantes (térmicas e elétricas), é empregado em peças elétricas e materiais isolantes.



Fórmula estrutural da baquelite, ela pode ser utilizada para produzir cabos de panela.





Identificação de polímeros

Nesta atividade, você e sua equipe irão comparar e identificar diferentes polímeros pelo método da flutuação, usando soluções de diferentes densidades.

Material:

- 6 provetas de 100 mL;
- 6 béqueres de 100 mL;
- 1 pinça metálica;
- amostras de PET, PEAD, PEBD, PVC, PS (rígido e expandido);
- etanol hidratado em três graduações: 54 GL – 54% (V/V), 38% (V/V) e 24% (V/V);
- solução aquosa de cloreto de cálcio 6% (m/V);
- solução aquosa de cloreto de cálcio 32% (m/V);
- solução aquosa de cloreto de cálcio 40% (m/V);
- balança digital com precisão de 1 casa decimal;
- 1 termômetro com escala de 0 °C a 100 °C;
- papel-toalha;
- caneta marcadora de vidro.

Atenção!

Siga as orientações do professor durante todo o experimento. Não cheire e nem prove nenhuma das soluções.

Procedimento

1. No caderno, reproduzam uma tabela que compare a densidade obtida no experimento, chamada de **densidade experimental**, com a encontrada em uma publicação de referência, que será denominada **densidade teórica**, de diferentes soluções, como exemplificado a seguir.

Solução	Soluto/Concentração	Temperatura (°C)	Densidade experimental (g/cm ³)	Densidade teórica (g/cm ³)
1	Etanol 54% (V/V)			0,905
2	Etanol 38% (V/V)			0,939
3	Etanol 24% (V/V)			0,964
4	Cloreto de cálcio 6% (m/V)			1,069
5	Cloreto de cálcio 32% (m/V)			1,368
6	Cloreto de cálcio 40% (m/V)			1,460

Fonte: FRANCHETTI, S. M. M.; MARCONATO, J. C. A importância das propriedades físicas dos polímeros na reciclagem. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 18, p. 42-45. 2003. Disponível em: <http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc18/A09.PDF>. Acesso em: 9 ago. 2024.

2. Determinem, experimentalmente, a densidade de cada solução indicada na tabela anterior utilizando as provetas, os béqueres, a balança e 50 mL de cada solução. Não se esqueçam de identificar cada béquer contendo a solução analisada e de registrarem a temperatura de cada solução.
3. Observem e manuseiem as amostras dos diferentes polímeros fornecidas pelo professor.
4. Escolham uma das amostras de polímero e, com o auxílio da pinça, despejem-na no béquer com solução de menor densidade (béquer 1) e verifiquem se a amostra flutua ou afunda.
5. Caso a amostra afunde na solução, retirem-na do béquer, sequem-na com papel-toalha e repitam o procedimento anterior utilizando a solução 2.

6. Sigam as etapas 4 e 5 para o restante das amostras de polímeros, até que cada uma flutue em uma solução. Anotem em qual solução isso ocorreu.
7. Organizem os dados em uma tabela que destaque se os plásticos, nas soluções analisadas, flutuam ou não.

Trocando ideias

1. Com base nos dados indicados na tabela a seguir e nos obtidos de forma experimental, identifiquem o tipo de polímero em cada amostra.

Polímero	Faixa de densidade a 20 °C (g/cm ³)
Policloreto de vinila – PVC (rígido)	1,30-1,58
Poli(etileno)tereftalato – PET	1,29-1,40
Policloreto de vinila – PVC (flexível)	1,16-1,35
Poliestireno – PS (sólido)	1,04-1,05
Poli(etileno) de alta densidade – PEAD	0,94-0,97
Poli(etileno) de baixa densidade – PEBD	0,92-0,93
Polipropileno – PP	0,90-0,91
Poliestireno – PS (expandido)	Menor que 1,00

Fonte: FRANCHETTI, S. M. M.; MARCONATO, J. C. A importância das propriedades físicas dos polímeros na reciclagem. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 18, p. 42-45, 2003. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc18/A09.PDF>. Acesso em: 9 ago. 2024.

2. Compartilhem com as demais equipes as observações e os resultados obtidos.
3. Os valores calculados para a densidade das soluções diferem dos valores teóricos apresentados? Em caso positivo, como vocês podem explicar essa diferença?

Reações de polimerização

Em 1929, o químico estadunidense Wallace Hume Carothers (1896-1937) propôs que os polímeros fossem classificados de acordo com o mecanismo com que a reação de polimerização se processa. Segundo essa proposta, os polímeros podiam ser classificados, principalmente, como **polímeros de adição** ou **de condensação**.

Vamos relembrar que o mecanismo de uma reação é a descrição da sequência de reações elementares que ocorrem para que os reagentes formem os produtos. Nos mecanismos das polimerizações, é importante reconhecer as ligações que são rompidas na estrutura do monômero e as que são formadas para constituir a cadeia dos polímeros.

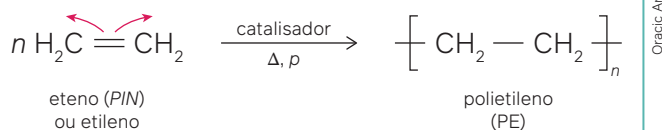
Polimerização por adição

Nas reações de polimerização por adição, ou poliadições, as moléculas dos monômeros são adicionadas umas às outras para formar a cadeia do polímero. Esses processos químicos ocorrem sem a perda de massa, ou seja, todos os átomos dos monômeros farão parte da cadeia polimérica.

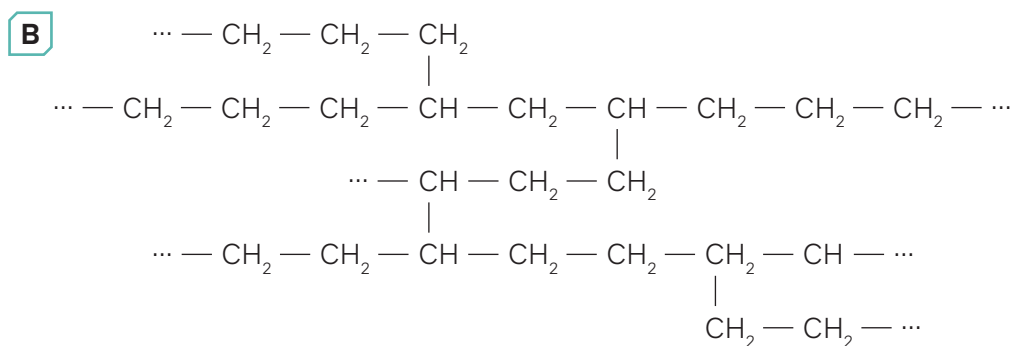
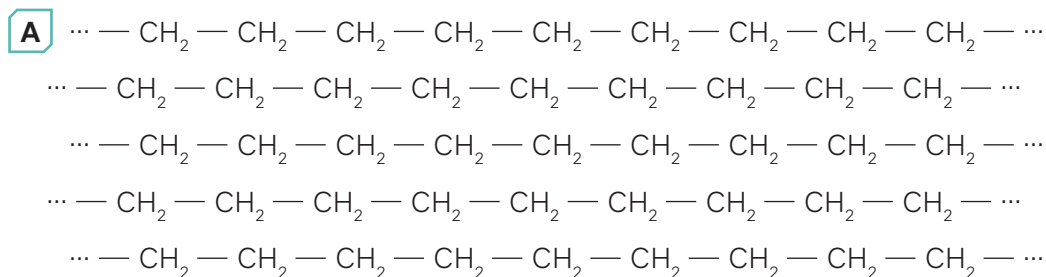
O mecanismo das polimerizações por adição envolve a quebra de ligações insaturadas entre átomos de carbono nas moléculas dos monômeros, permitindo a formação de novas ligações covalentes, o que leva à obtenção das cadeias poliméricas. O polietileno (PE), apresentado no início deste capítulo, é um exemplo de polímero de adição.

O eteno (*PIN*) ou etileno é o monômero utilizado na obtenção do polietileno (PE). A estrutura desse monômero e a estrutura básica do polímero estão representadas na equação química simplificada apresentada a seguir.

Equação química da polimerização do etileno



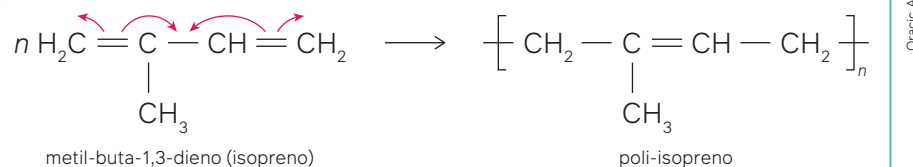
Em função das condições reacionais aplicadas na síntese, pode-se obter polietilenos de diferentes densidades. Os mais comuns são o polietileno de alta densidade (PEAD) – utilizado em embalagens – e o polietileno de baixa densidade (PEBD) – utilizado em sacolas e filmes plásticos. As cadeias de PEAD são lineares, por isso, interagem com mais intensidade entre si. Essas interações compactam as cadeias poliméricas, resultando em um material plástico bastante resistente. Já as cadeias de PEBD são ramificadas, o que impede uma compactação eficiente dessas estruturas, por isso, o PEBD é menos rígido e resistente quando comparado ao PEAD.



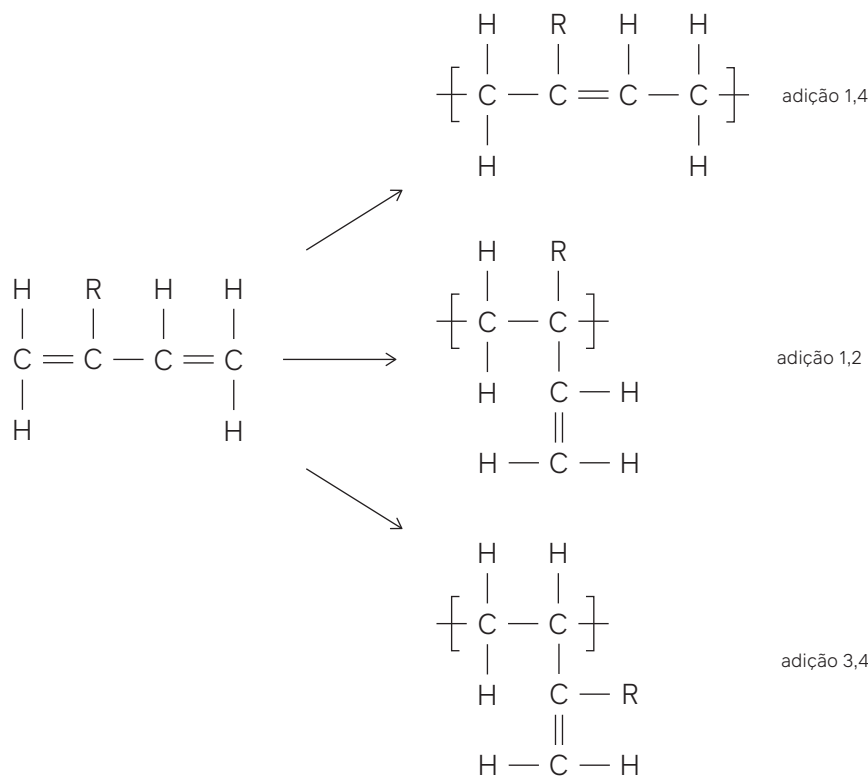
Representações parciais das estruturas do PEAD (**A**) e do PEBD (**B**).

Um exemplo de polímero de adição é a borracha natural, resultante da polimerização de moléculas de metil-buta-1,3-dieno (*PIV*), composto usualmente conhecido como isopreno. Esse processo pode ser representado, simplificada, pela equação química a seguir:

Equação química da polimerização do isopreno

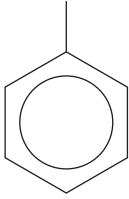
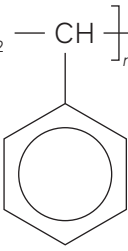


Na formação do poli-isopreno, ambas as ligações duplas – na estrutura do monômero – são rompidas e novas ligações covalentes se formam para unir as unidades de repetição, ao passo que uma nova ligação dupla se forma nessas unidades. Note que as novas ligações covalentes conectam os átomos de carbono que ocupam as posições 1 e 4 da cadeia do isopreno; por esse motivo, essa reação de polimerização é classificada como adição 1,4. Considerando os dienos formados por quatro átomos de carbono, também é possível a ocorrência de poliadições 1,2 e de poliadições 3,4. Em todos os casos, o polímero formado apresentará cadeia insaturada.



Equação química das possibilidades de poliadições envolvendo dienos formados por quatro átomos de carbono. Nessa representação, R representa um átomo de hidrogênio ou um grupo substituinte. Se o dieno for simétrico, as poliadições 1,2 e 3,4 originam o mesmo polímero.

Exemplos e aplicações de homopolímeros de adição

Monômero	Estrutura básica	Características e aplicações
$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}$  <p>estireno ou vinilbenzeno</p>	$\left[\text{CH}_2 - \text{CH} \right]_n$  <p>poliestireno (PS)</p>	<p>Polímero com boa rigidez e leveza, mas com baixa resistência ao impacto e a produtos químicos. É utilizado em embalagens, copos descartáveis, brinquedos e isolantes térmicos.</p>
$\text{H}_2\text{C} = \text{CH}$ $ $ CH_3 <p>propileno ou propeno (PIN)</p>	$\left[\text{CH}_2 - \text{CH} \right]_n$ $ $ CH_3 <p>polipropileno (PP)</p>	<p>Polímero com alta resistência a produtos químicos e ao desgaste, além de boa flexibilidade e rigidez. Utilizado em embalagens, peças automotivas, utensílios domésticos e tecidos não tecidos (TNT).</p>
$\text{H}_2\text{C} = \text{C} - \text{CH} = \text{CH}_2$ $ $ Cl <p>cloropreno ou 2-clorobuta-1,3-dieno (PIN)</p>	$\left[\text{CH}_2 - \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2 \right]_n$ $ $ Cl <p>neopreno</p>	<p>Polímero com alta resistência a produtos químicos e altas temperaturas. Possui baixa fricção e não adere a outras substâncias. Usado em revestimentos antiaderentes, isolamentos elétricos e aplicações industriais de alta temperatura.</p>

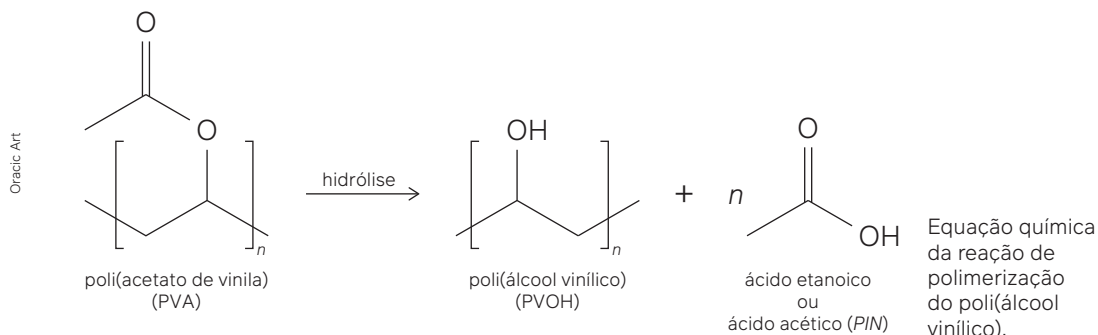
$\text{CF}_2 = \text{CF}_2$ <p>tetrafluoroeteno (<i>PIN</i>)</p>	$\left[\text{CF}_2 - \text{CF}_2 \right]_n$ <p>politetrafluoroeteno (PTFE)</p>	<p>Polímero com alta resistência ao calor e à tração, além de boa estabilidade química. Utilizado em fibras acrílicas para tecidos, como em roupas e carpetes, e também em aplicações industriais e técnicas.</p>
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{C} = \text{C} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{O} - \text{CH}_3 \end{array}$ <p>metacrilato de metila ou 2-metilprop-2-enoato de metila (<i>PIN</i>)</p>	$\left[\text{CH}_2 - \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{O} - \text{CH}_3 \end{array} \right]_n$ <p>polimetilmetacrilato (PMMA)</p>	<p>Polímero transparente com boa resistência ao impacto e à intempérie. Possui alta clareza óptica e é utilizado em vidros acrílicos, sinais luminosos e lentes para óculos.</p>
$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} = \text{CH} \\ \\ \text{O} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <p>acetato de vinila ou etanoato de vinila</p>	$\left[\text{CH}_2 - \begin{array}{c} \text{CH} \\ \\ \text{O} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \right]_n$ <p>poli(acetato de vinila) (PVA)</p>	<p>Polímero solúvel em água com boa adesão e flexibilidade. Usado em adesivos, filmes e revestimentos, além de aplicações em papel e produtos de limpeza.</p>

Fonte: RAVVE, A. *Principles of Polymer Chemistry*. 3rd ed. New York: Springer, 2012.

Saiba mais

O poli(álcool vinílico), cuja sigla é PVOH, é um polímero solúvel em água, com boa adesão e flexibilidade. Devido a essas propriedades, é amplamente utilizado em adesivos, revestimentos, filmes e como agente de espessamento em produtos de limpeza e cosméticos.

Teoricamente, poderia ser obtido a partir da polimerização do etenol (*PIN*) ou álcool vinílico, contudo, esse composto é instável e converte-se em etanal ou acetaldeído (*PIN*). Por esse motivo, o PVOH é produzido por meio de reações de hidrólise ou de alcoólise do PVA.



Exemplos e aplicações de copolímeros de adição		
Monômero	Estrutura básica	Características e aplicações
<p> $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} = \text{CH} \\ \\ \text{C} \equiv \text{N} \end{array}$ acrilonitrila </p> <p> $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ buta-1,3-dieno </p> <p> $\begin{array}{c} \text{HC} = \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$ estireno </p>	<p> $\left[\text{CH}_2 - \underset{\text{C} \equiv \text{N}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}} - \text{CH}_2 \right]_n$ ABS (do inglês <i>acrylonitrile-butadiene styrene</i>) </p>	<p>Polímero com alta resistência, durabilidade e boa capacidade de moldagem, amplamente utilizado em peças plásticas para eletrônicos, brinquedos e componentes automotivos.</p>
<p> $\begin{array}{c} \text{HC} = \text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$ estireno </p> <p> $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} = \text{CH} \\ \\ \text{C} \equiv \text{N} \end{array}$ acrilonitrila </p>	<p> $\left[\text{CH}_2 - \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{N} \equiv \text{C}}{\text{CH}} \right]_n$ SAN (do inglês <i>styrene-acrylonitrile</i>) </p>	<p>Polímero de alta rigidez, resistência ao impacto e boa clareza óptica. Usado em utensílios de cozinha, peças de automóveis e dispositivos médicos.</p>

Fonte: RAVVE, A. *Principles of Polymer Chemistry*. 3rd ed. New York: Springer, 2012.

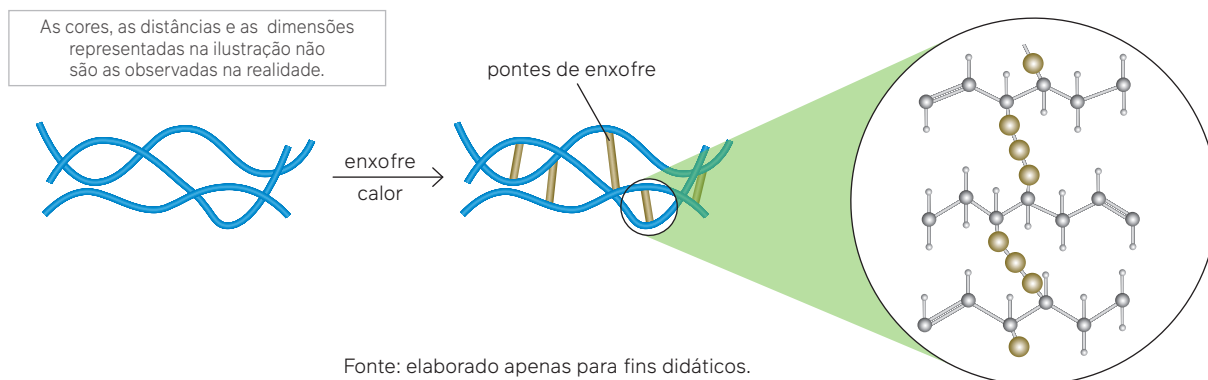
Vulcanização da borracha

A vulcanização é um processo de beneficiamento que altera as propriedades da borracha natural e das borrachas sintéticas. Esses materiais não são muito resistentes às mudanças de temperatura, sendo mais viscosos e pegajosos em temperaturas elevadas, além de rígidos e quebradiços quando resfriados.

Esse processo foi descoberto, em 1839, pelo inventor americano Charles Goodyear (1800-1860), que também observou importância de catalisadores no processo. A quantidade de enxofre utilizada na vulcanização varia conforme a aplicação. Para as borrachas vulcanizadas mais comuns, são adicionados de 2% a 10% de massa de enxofre. Já para as borrachas utilizadas na confecção de câmaras de ar, de 1,5% a 5%. Borrachas utilizadas como revestimentos industriais chegam a ter até 30% em massa de enxofre. Em alguns casos, como na vulcanização das borrachas sintéticas, além do enxofre, adiciona-se negro de fumo, ou óxido de zinco, para melhorar a qualidade desses materiais.

Muito embora a elasticidade da borracha vulcanizada e a da borracha crua sejam similares, a vulcanização torna esses materiais mais resistentes ao desgaste e à abrasão, e permite também que suportem melhor as variações de temperatura, além de promover maior resistência frente a produtos químicos e ao ozônio.

O mecanismo das reações entre a borracha e o enxofre não são totalmente compreendidos, mas, no produto final, verifica-se que o enxofre não está simplesmente dissolvido ou disperso no material: ele está quimicamente ligado, formando ligações cruzadas, chamadas de “pontes de enxofre”, entre as cadeias poliméricas.



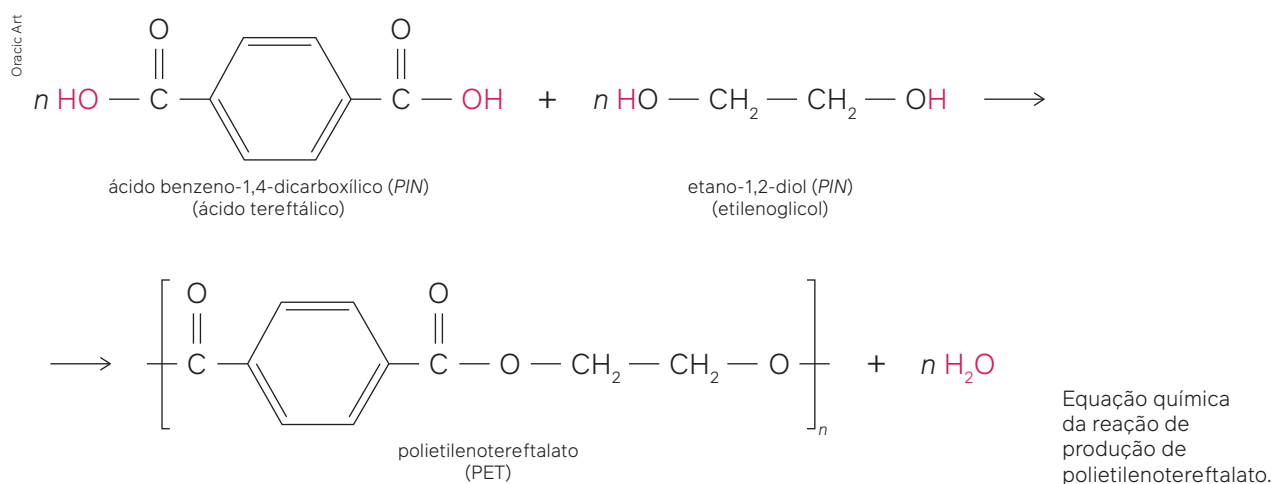
Representação do processo de vulcanização da borracha. À esquerda, as cadeias poliméricas de borracha não vulcanizada. À direita, as cadeias já vulcanizadas. No detalhe, modelo de esferas e varetas da estrutura do poli-isopreno e das ligações cruzadas entre as cadeias.

Polimerização por condensação

Em uma reação de polimerização por condensação, as moléculas dos monômeros apresentam dois grupos funcionais e, ao se combinarem com outras unidades monoméricas, pode haver a liberação de pequenas moléculas como água (H_2O), amônia (NH_3) e metanol (CH_3OH), que podem ser chamados de subprodutos.

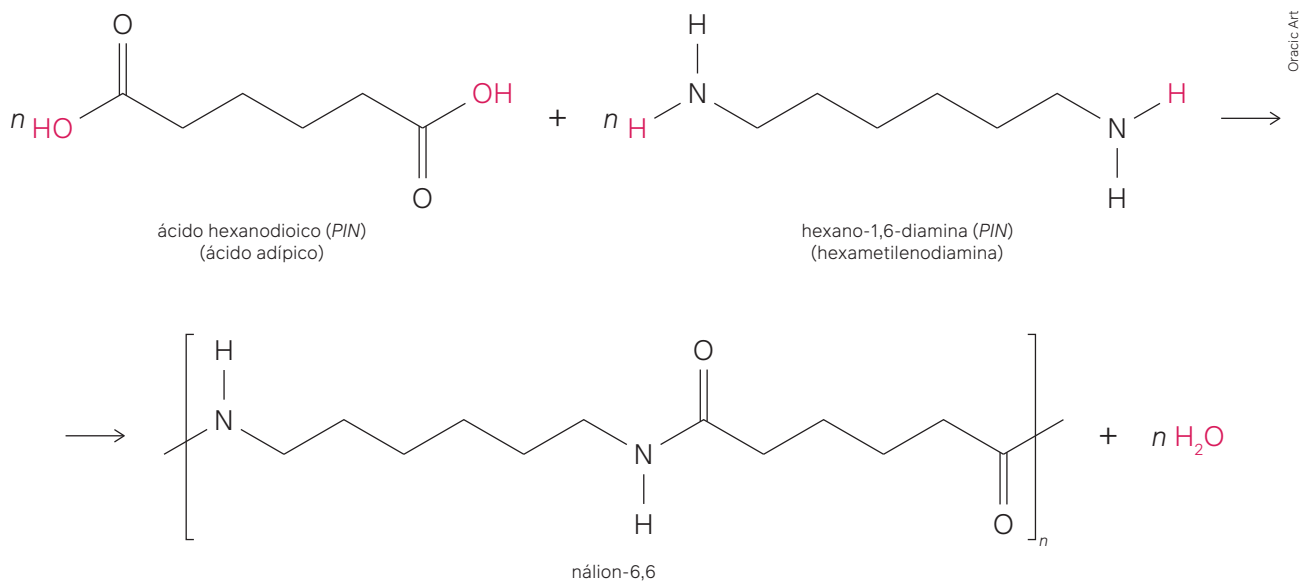
Os poliésteres e as poliamidas são exemplos de materiais poliméricos obtidos por meio dessas reações que também podem ser denominadas **policondensações**.

O poliéster mais comum é o polietileno-tereftalato (PET), que é formado pela reação de polimerização entre o ácido benzeno-1,4-dicarboxílico (PIN), ou ácido tereftálico, e o etano-1,2-diol (PIN) ou etilenoglicol. Nessa reação, que também pode ser interpretada como uma reação de desidratação intermolecular, há liberação de moléculas de água como subproduto.



O PET é um polímero 100% reciclável! Se descartado adequadamente, pode ser coletado, lavado e reprocessado para produzir novos produtos, desde novas garrafas até fibras para roupas e tapetes. Segundo dados da Associação Brasileira da Indústria do PET (Abipet), o índice de reciclagem de embalagens PET descartadas pela população brasileira foi de 56,4% em 2021.

Os diferentes tipos de náilon são poliamidas que também podem ser obtidas por policondensação. O náilon mais comum é o náilon-6,6, um copolímero que tem alta resistência mecânica, o que o torna bastante durável. Na indústria têxtil, esse polímero é utilizado na fabricação de tecidos e fibras. No setor automotivo, é usado em componentes como engrenagens, rolamentos e conectores, graças à capacidade de resistir a altas temperaturas. O conjunto de números que acompanham o nome do náilon, 6 e 6, se refere ao número de átomos de carbono das moléculas dos monômeros empregados em sua síntese – o ácido hexanodioico (PIN), ou ácido adípico, e a hexano-1,6-diamina (PIN), ou hexametilenodiamina, ambos contendo seis átomos de carbono.



Equação química da reação de produção do náilon-6,6.

Exemplos e aplicações de homopolímeros de condensação

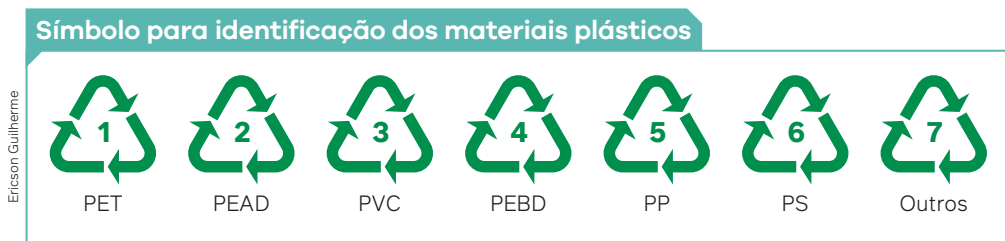
Monômero	Estrutura básica	Características e aplicações
<p style="text-align: center;"> <chem>HOOC-CH2-OH</chem> ácido glicólico ou ácido hidroxietanoico </p>	<p style="text-align: center;"> <chem>[*]O-CH2-C(=O)-CH2-[*]</chem> poli(ácido glicólico) (PGA) </p>	<p>Polímero biodegradável que tem boa resistência mecânica e térmica. Usado como fio para sutura absorvível e em sistemas de liberação controlada de fármacos.</p>
<p style="text-align: center;"> <chem>O=C=N-C6H4-N=C=O</chem> di-isocianato de <i>para</i>-fenileno <chem>H-O-CH2-CH2-O-H</chem> etilenoglicol ou etano-1,2-diol (PIN) </p>	<p style="text-align: center;"> <chem>[*]C(=O)-NH-C6H4-NH-C(=O)-O-CH2-CH2-O-[*]</chem> poliuretano </p>	<p>Os poliuretanos são polímeros de condensação formados pela reação entre diisocianatos e dióis. As propriedades desses polímeros variam em função da estrutura dos monômeros. São encontrados em espumas para estofados e colchões.</p>
<p style="text-align: center;"> <chem>HOOC-C6H4-COOH</chem> ácido tereftálico <chem>H2N-C6H4-NH2</chem> <i>para</i>-benzenodiamina </p>	<p style="text-align: center;"> <chem>[*]C(=O)-C6H4-C(=O)-NH-C6H4-NH-[*]</chem> poli(<i>para</i>-fenileno tereftalamida) </p>	<p>Polímero que tem alta resistência à tração, leveza, boa resistência ao calor e alta durabilidade. Empregado em coletes à prova de balas, equipamentos de proteção (capacetes, luvas), cabos e cordas de alta resistência.</p>

Fonte: RAVVE, A. *Principles of Polymer Chemistry*. 3rd ed. New York: Springer, 2012.



Reciclagem de materiais plásticos

Para facilitar a identificação, a separação e a reciclagem dos diferentes tipos de plásticos, são utilizados símbolos nas embalagens. Eles estão previstos na Norma Brasileira 13230:2008, *Embalagens e acondicionamento plásticos recicláveis – Identificação e simbologia*, publicada pela Associação Brasileira de Normas Técnicas (ABNT), e são compostos por um número indicado em um triângulo de flechas.



PET: polietileno tereftalato; PEAD: polietileno de alta densidade; PVC: policloreto de vinila; PEBD: polietileno de baixa densidade; PP: polipropileno; PS: poliestireno.

Os textos a seguir trazem diferentes abordagens para o tema da reciclagem desses materiais. Após a leitura, leia as atividades e registre suas reflexões no caderno.

Apenas 9% do plástico global é reciclado; no Brasil, a porcentagem é ainda menor

Um estudo polêmico da ONG norte-americana *Center for Climate Integrity* mostrou que apenas 9% do plástico produzido globalmente é reciclado. No Brasil, a porcentagem é ainda mais preocupante: apenas 1,3% do plástico passa pelo processo.

A professora Tereza Cristina Melo de Brito Carvalho, coordenadora do Laboratório de Sustentabilidade da Escola Politécnica (Poli) da USP, explica por que o plástico é tão difícil de reciclar e por que essa porcentagem é tão baixa.

O plástico não é um grande vilão

Embora frequentemente associado à poluição dos oceanos e ao consumo de micro plásticos, a professora explica que o material não é totalmente negativo. Na verdade, o consumo do plástico perpassa todos os aspectos da vida contemporânea: “O plástico tem aspectos negativos e aspectos positivos muito grandes. Por exemplo, quando eu era criança, a gente tomava injeção em seringa de vidro. A seringa de plástico viabilizou acessibilidade de medicina, de remédios, a uma gama da população muito maior”, conta Tereza.

Plásticos misturados e de uso único

Contudo, o que dificulta muito o processo de reciclagem, segundo indica a professora, é a maneira como o plástico é misturado com outros materiais na produção: “Vamos pensar numa embalagem de batata frita, por exemplo. Geralmente é uma embalagem plástica e misturada com metal alumínio, e isso é de muito difícil reciclagem, porque é muito difícil separar os materiais. Tecnicamente, mesmo que seja possível, é tão caro que não faz sentido”.

A professora conta que, hoje em dia, boa parte dos produtos plásticos produzidos é de uso único, não é pensada para ser reciclada ou reutilizada, mas descartada após o uso. “A questão do sintético que vai na roupa, isso também é considerado plástico. Então, vamos imaginar o maiô de quem pratica natação: muitas vezes o maiô dura apenas um mês. Não existem ainda soluções viáveis para esse tipo de coisa,” explica a professora.

Regulação

Outro desafio imenso ao pensar na reciclagem do plástico é a má identificação do tipo de plástico utilizado nos produtos. Os diferentes tipos de plástico, com diferentes densidades, não podem ser reciclados da mesma forma e é papel das produtoras identificar quais plásticos foram utilizados nos produtos. Contudo, é comum que essa identificação seja feita de maneira errônea: “Na hora de fazer a mistura, você perde todo o material.

Então, isso sim, a regulação e identificação do plástico de maneira correta, seria um primeiro passo para facilitar sua reciclagem” expõe Tereza Cristina.

Há ainda grandes desafios para alcançarmos o uso sustentável do plástico, mas a professora se mostra otimista: “Paulatinamente o plástico foi crescendo em diversos setores da economia e nunca a humanidade teve tanta preocupação com a sustentabilidade e o descarte correto. A gente tem que viver processos. Mas me parece uma consequência natural da evolução do uso do plástico, porque se descobriu que o plástico possui grande versatilidade e flexibilidade. Algumas coisas vão ser mantidas usando os procedimentos mais apropriados de descarte, outras têm que ser banidas, como esse caso do saquinho dos salgadinhos, por exemplo”, conclui a professora Tereza Cristina Melo de Brito Carvalho.

APENAS 9% do plástico global é reciclado; no Brasil, a porcentagem é ainda menor. *Jornal da USP*, São Paulo, 6 mar. 2024. Disponível em: <https://jornal.usp.br/radio-usp/apenas-9-do-plastico-global-e-reciclado-no-brasil-porcentagem-ainda-e-menor/>. Acesso em: 21 jul. 2024.

Sobras de plástico são recicladas para produção de mobiliário escolar

Resíduo da indústria de calçados é transformado em material resistente, isolante elétrico e antichamas

No Instituto de Arquitetura e Urbanismo (IAU) da USP, em São Carlos, pesquisadores desenvolveram uma técnica de reciclagem de plásticos não reutilizáveis, que poderão ser empregados na produção de mobiliário escolar. O material reciclado, produzido a partir dos resíduos gerados por uma indústria de calçados, é isolante térmico, elétrico e possui excelente resistência mecânica, além de ser antichamas. Além da fabricação de cadeiras e estantes, entre outros móveis, o material pode ser aplicado na construção civil, na construção de forros e paredes.

O plástico reciclado foi desenvolvido no Laboratório de Construção Civil (LCC) do IAU, em pesquisa coordenada pelo professor Javier Mazariegos Pablos. No que se refere ao comportamento frente à temperatura, existem dois tipos de plásticos (polímeros): os termoplásticos que, ao serem aquecidos, tornam-se maleáveis e, portanto, podem ser reutilizados. Já os polímeros termofixos, mesmo aquecidos, não são maleáveis e, portanto, não reutilizáveis. Mazariegos Pablos, os alunos de doutorado Gustavo Ribeiro Palma e Victor José dos Santos Baldan, e o arquiteto Everton Randal Gavino, ex-aluno do IAU, decidiram reciclar os polímeros termofixos, construindo mobiliários escolares.

A matéria-prima vem de uma indústria calçadista de Nova Hamburgo (Rio Grande do Sul), que utiliza polímeros termofixos para produção de saltos de sapatos, rodas de skate, entre outras coisas. E é justamente com as sobras desses materiais que os pesquisadores trabalham. “As indústrias não sabem o que fazer com essas sobras, e mandam tudo para os aterros sanitários”, conta o professor do IAU.

Isolante e resistente

Durante seu mestrado, Santos Baldan fez a caracterização completa desse material, verificando que se trata de um isolante térmico, isolante elétrico e antichamas, além de ter ótima resistência mecânica, características que o tornam excelente para utilização na construção civil. “A partir disso, foi criada uma metodologia que previa a caracterização completa do material, visando sua aplicação, por meio dos ensaios de condutividade térmica e elétrica e de flamabilidade”, relata. “A descoberta de que o material é antichamas foi de fundamental importância, o que garante a sua ampla aplicação, tendo em vista os acidentes recentes relacionados à proteção e combate a incêndios”.

Entretanto, a “fórmula certa” para reciclagem do material consistiu em encontrar a granulometria (tamanho do grão) ideal. Neste caso, duas granulometrias diferentes. “Misturar metade de grãos finos com metade de grãos grossos foi a solução, pois os grãos maiores sempre deixam vazios, que, por sua vez, são preenchidos pelos menores”, explica o professor.

Na mistura dos grãos, foi feita a adição de resina de mamona, prensada em uma prensa térmica por 15 minutos, a uma temperatura de 50 graus celsius (°C), com força de 5 toneladas (ton). “O resíduo utilizado na pesquisa não era de dureza muito alta, por isso, o material confeccionado apresentava flexibilidade”, relata Santos Baldan. “Como a ideia do mestrado era aplicar o material desenvolvido como elemento de construção civil, a partir de algumas observações em laboratório, resolveu-se incorporar uma manta de fibra de vidro entre duas camadas do material, aumentando sua rigidez e resistência mecânica em cerca de 50%”.

[...]

SOBRAS de plástico são recicladas para produção de mobiliário escolar. *Jornal da USP*, São Paulo, 21 mar. 2019. Disponível em: <https://jornal.usp.br/ciencias/ciencias-ambientais/sobras-de-plastico-sao-recicladas-para-producao-de-mobiliario-escolar/>. Acesso em: 21 jul. 2024.

Trocando ideias

1. De acordo com as informações dos textos, quais são os principais fatores associados ao baixo índice de reciclagem dos materiais plásticos?
2. Os textos usam abordagens diferentes para tratar da identificação dos materiais poliméricos. Identifique essas abordagens e descreva como elas estão relacionadas aos processos de reciclagem mencionados.
3. Faça um inventário dos materiais plásticos que você utiliza diariamente e das ações que você pratica para promover a reciclagem desse tipo de material.
4. Escolha um colega para formar uma dupla e compartilhar seus registros com ele. Juntos, pensem em uma estratégia para implantar, melhorar ou intensificar essas ações.
5. Elaborem uma proposta de projeto para reciclar um dos tipos de materiais plásticos usados em seu cotidiano (por exemplo, embalagens de alimentos, materiais escolares etc.). Nessa proposta, considerem as propriedades dos plásticos para propor maneiras de transformá-los em novos produtos úteis, inspirando-se nas soluções apresentadas no segundo texto.
6. Reúnam-se com toda a turma e compartilhem a proposta com os demais colegas de turma classe, explicando os materiais utilizados, o processo de reciclagem proposto e os benefícios do produto final.



Atividades propostas



1. Sobre as reações de polimerização, assinale a alternativa correta.
 - a) Uma polimerização por adição resulta na formação de subprodutos como água ou metanol.
 - b) Na polimerização por condensação, os monômeros se unem sem a formação de subprodutos.
 - c) A polimerização por adição envolve a quebra de ligações duplas em monômeros para formar o polímero.
 - d) Polímeros de condensação são formados por monômeros que possuem apenas um grupo funcional.
 - e) Polímeros de adição são formados por monômeros com grupos funcionais reativos.
2. Considere as seguintes estruturas de monômeros:
 - I. $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$
 - II. $\text{HOOC} - \text{R} - \text{COOH}$
 - III. $\text{H}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH}_2$Qual(is) deles pode(m) ser utilizado(s) em uma polimerização por condensação?
 - a) Somente I.
 - b) Somente II.
 - c) Somente III.
 - d) I e III.
 - e) II e III.
3. O ácido acrílico, ou ácido propenoico, é um composto muito útil na síntese polimérica.
 - a) Por qual processo de polimerização o poli(ácido acrílico) pode ser obtido? Explique sua resposta.
 - b) A esterificação do ácido acrílico, na presença de metanol, permite obter o monômero utilizado na síntese de qual polímero? Apresente a estrutura do monômero para justificar sua resposta.
4. (UFPA – 2011) O polietileno é um dos polímeros mais empregados na fabricação de utensílios utilizados no cotidiano. Esse polímero pode ser sintetizado por diferentes rotas, obtendo-se cadeias carbônicas longas e altamente lineares, praticamente sem ramificações, ou cadeias carbônicas de menor tamanho e com maior número de ramificações. As propriedades físicas desse polímero são alteradas de acordo com o tipo de cadeia carbônica formada.

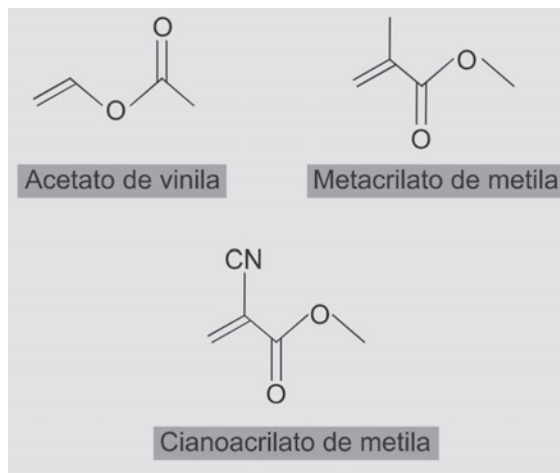
A esse respeito, é correto afirmar:

 - a) As cadeias altamente lineares permitem a máxima interação entre elas e conduzem à formação de um polietileno com maior resistência mecânica.
 - b) As cadeias com ramificações permitem a formação de ligações cruzadas e conduzem à formação de um polietileno mais cristalino.
 - c) As cadeias com ramificações aumentam a densidade do polímero e levam à formação do polietileno de alta densidade (PEAD).
 - d) As cadeias altamente lineares diminuem a densidade do polímero e levam à formação do polietileno de baixa densidade (PEBD).
 - e) As cadeias com ramificações levam à formação de um polímero termofixo e impedem que o polietileno possa ser moldado em temperaturas elevadas.

5. (UFSM-RS – 2011) A química e a física constituem a base para determinar os processos de preservação e restauro mais convenientes para esculturas e monumentos históricos. Produtos químicos sintéticos são utilizados para restaurar, preservar e proteger tanto as esculturas de Miguel Ângelo e as dos guerreiros chineses de terracota de Qin Shi Huangdi quanto a Estátua da Liberdade. Nesses casos, os revestimentos com adesivos à base de solventes e resinas poliméricas são muito utilizados, pois proporcionam uma camada protetora, que é impermeável, resistente à luz solar e autolimpante. Dentre as resinas poliméricas aplicadas na proteção de monumentos, estão os poliácridatos, que são ésteres vinílicos polimerizados.

Considerando os monômeros de poliácridatos apresentados, é correto afirmar que

- possuem isômeros geométricos.
- sofrem polimerização por adição.
- somente o acetato de vinila sofre polimerização por adição.
- o cianoacrilato de metila sofre polimerização por condensação.
- são todos ésteres derivados do ácido acético.



UFSM/2011

Polímeros naturais

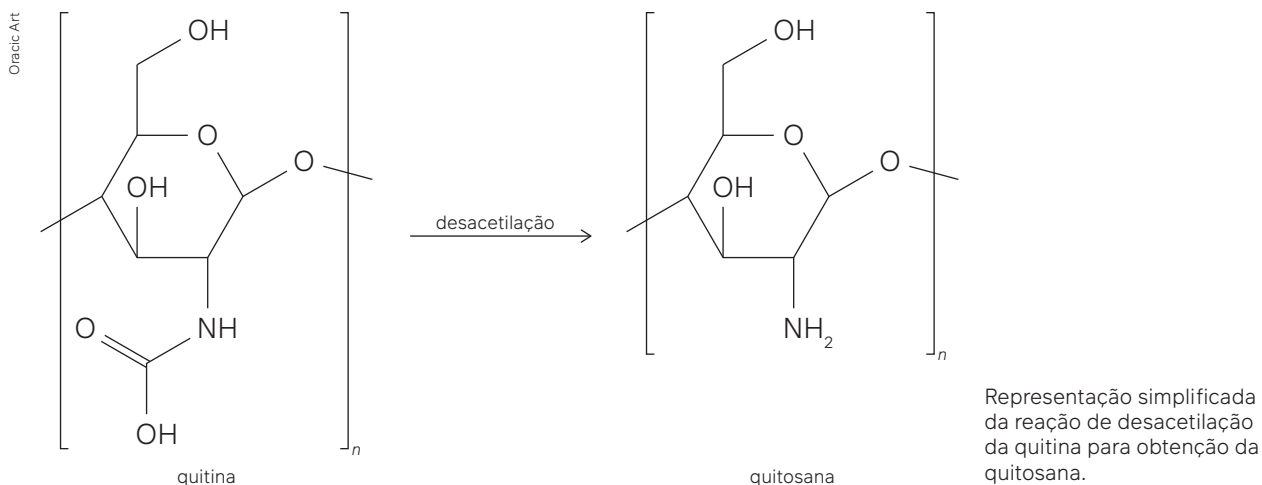
Para além dos polissacarídeos – como a celulose e o amido – e da borracha natural – o poli-isopreno –, outros materiais poliméricos podem ser obtidos de fontes naturais. Esses materiais e seus derivados são alternativas sustentáveis e biodegradáveis aos polímeros sintéticos.

Quitina e quitosana

A quitina é um polímero natural formado pela condensação de moléculas de *N*-acetilglicosamina. Esse polímero pode ser obtido a partir dos exoesqueletos de artrópodes, como insetos e crustáceos, e das paredes celulares de fungos. É utilizado em diferentes materiais, como suturas cirúrgicas, fibras dietéticas, agentes antimicrobianos e conservantes de alimentos, contudo, a quitosana, que é derivada da quitina, possui ainda mais aplicações e propriedades únicas.

Após a obtenção da quitina, os grupos acetil ($-\text{COCH}_3$) da estrutura podem ser hidrolisados, resultando na quitosana, um polissacarídeo com uma estrutura molecular similar à da celulose, diferenciando-se pelos grupos funcionais presentes. Esse polímero é utilizado em implantes ortopédicos e odontológicos, no tratamento de água, como componente de alimentos funcionais e em cosméticos, por exemplo.

Muito embora a desacetilação não ocorra em todas as unidades repetitivas da quitina, na quitosana, os grupos amino ($-\text{NH}_2$) conferem propriedades especiais a esse polímero. O grau de desacetilação da quitosana influencia diretamente as propriedades físico-químicas desse polímero, como a solubilidade, a capacidade de formação de géis e a interação com outros compostos. Por exemplo, em meio ácido diluído, a quitosana se torna solúvel, formando um polímero catiônico devido à protonação dos grupos amino.

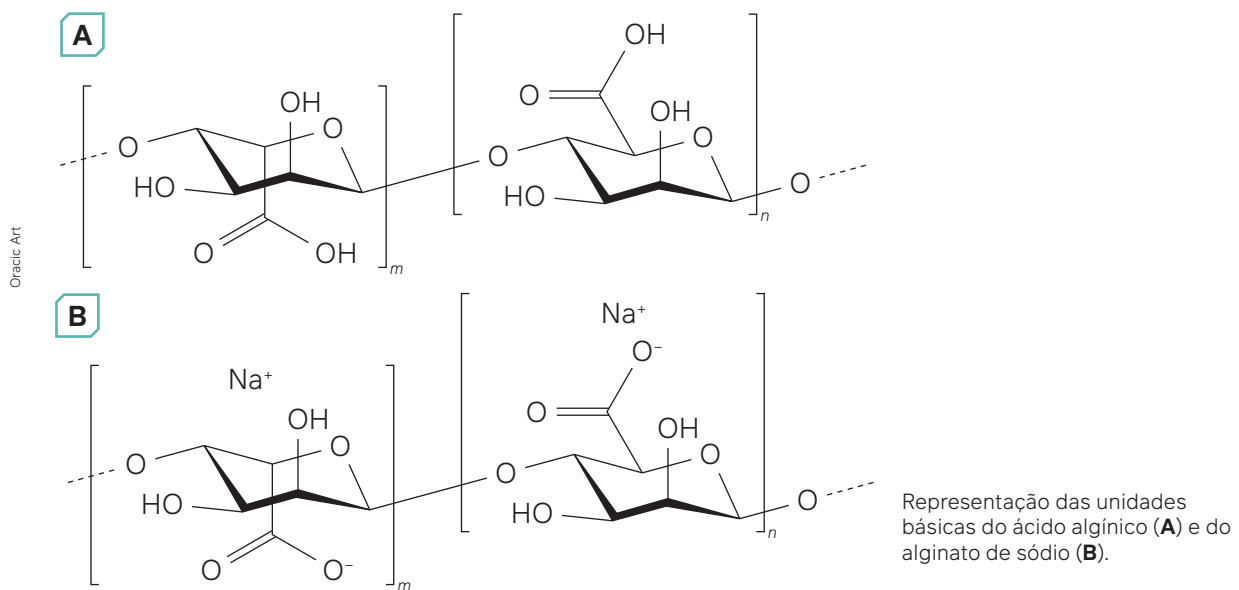


Ácido alginico e alginato

O ácido alginico é um copolímero formado pela condensação de moléculas de ácido β -D-manurônico e ácido α -L-gulurônico, em diferentes proporções. Como as unidades repetitivas estão arranjadas em blocos, esse polímero linear pode apresentar seções rígidas e regiões flexíveis na cadeia polimérica.

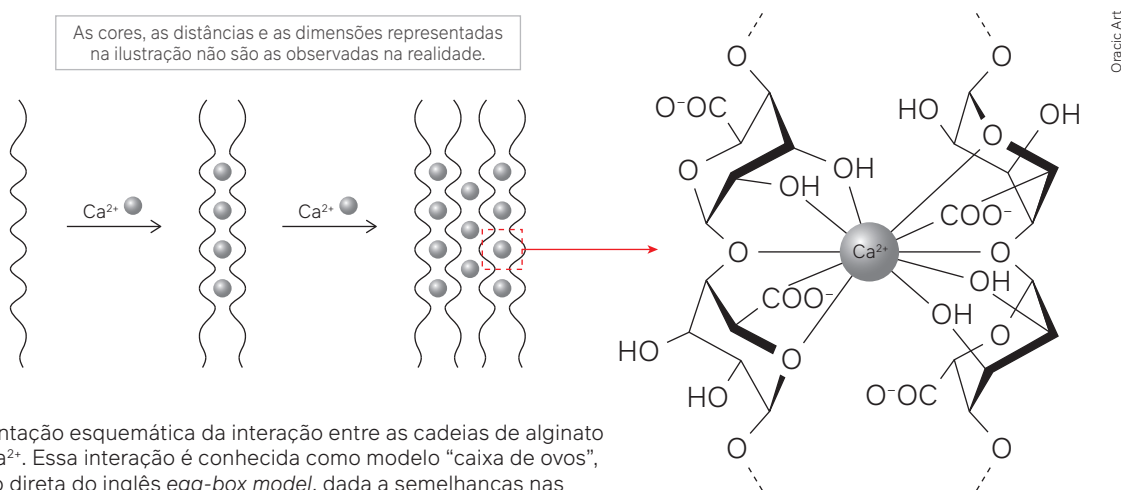
Uma das fontes naturais de ácido alginico são de algas marrons (*Phaeophyceae* sp) e, por ser um polímero insolúvel em água, durante o processo de extração – geralmente na presença de bases de Arrhenius –, esse polímero é convertido em alginatos solúveis, entre os quais o alginato de sódio é o mais comum.

O ácido alginico é usado na produção de curativos para feridas, como agente estabilizante e espessante em formulações farmacêuticas e em produtos de cuidados com a pele devido às suas propriedades hidratantes. Já o alginato de sódio é utilizado, pela indústria alimentícia, como espessante, gelificante e estabilizante em produtos como sorvetes, pudins, molhos e bebidas; na agricultura, como componente de fertilizantes e melhoradores de solo; e, na Medicina, para a produção de cápsulas de medicamentos, implantes dentários e ortopédicos, além de aplicações em tratamento de queimaduras.



No tratamento da água, o alginato pode ser utilizado como material floculante, ou seja, pode aglutinar partículas finas e formar flocos que podem ser removidos por sedimentação ou filtração, permitindo a retirada de partículas em suspensão. Quando as cadeias poliméricas se aproximam de cátions bivalentes, é formada uma estrutura organizada e pouco solúvel em que os íons com carga positiva interagem com os grupos carboxilato (—COO^-), ocupando os espaços entre as cadeias. Essa interação é responsável pela capacidade dos alginatos atuarem na remoção de metais potencialmente tóxicos, contaminantes que não são removidos pelas técnicas de filtração comuns. A afinidade das cadeias de alginato com cátions bivalentes decresce na seguinte ordem: $\text{Pb}^{2+} > \text{Cu}^{2+} > \text{Cd}^{2+} > \text{Ba}^{2+} > \text{Sr}^{2+} > \text{Ca}^{2+} > \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Zn}^{2+} > \text{Mn}^{2+}$.

As cores, as distâncias e as dimensões representadas na ilustração não são as observadas na realidade.



Representação esquemática da interação entre as cadeias de alginato e íons Ca^{2+} . Essa interação é conhecida como modelo "caixa de ovos", tradução direta do inglês *egg-box model*, dada a semelhanças nas formas do material polimérico.

Fonte: elaborado apenas para fins didáticos.



1. Sobre os polímeros naturais, são feitas as seguintes afirmações:
 - I. O amido é um polímero natural que pode ser encontrado em alimentos como batatas e milho. Ele é biodegradável porque pode ser decomposto por enzimas e microrganismos presentes no ambiente.
 - II. A celulose é um componente das paredes celulares das plantas e também é biodegradável, no entanto, sua degradação é lenta e depende de condições específicas, como umidade e temperatura adequadas.
 - III. Polímeros naturais biodegradáveis, como a quitina e o alginato, apresentam vantagens ambientais em relação aos polímeros sintéticos, pois a biodegradação desses materiais reduz a quantidade de resíduos plásticos persistentes no ambiente.
 - IV. A produção de polímeros biodegradáveis a partir de fontes naturais não tem vantagens ambientais significativas em relação aos polímeros sintéticos, pois ambos têm impacto semelhante sobre o meio ambiente.

Após analisar as afirmações, pode-se concluir que

- a) apenas I e II são corretas.
 - b) apenas I e III são corretas.
 - c) apenas I, II e III são corretas.
 - d) todas são corretas.
 - e) nenhuma é correta.
2. (Enem – 2020) Na indústria farmacêutica, é muito comum o emprego de substâncias de revestimento em medicamentos de uso oral, pois trazem uma série de benefícios como alteração de sabor em medicamentos que tenham gosto ruim, melhoria da assimilação do composto, entre outras ações. Alguns compostos poliméricos à base do polissacarídeo celulose são utilizados para garantir que o fármaco somente seja liberado quando em contato com soluções aquosas cujo pH se encontre próximo da faixa da neutralidade.

BORTOLINI, K. et al. Análise de perfil de dissolução de cápsulas gastrorresistentes utilizando polímeros industriais com aplicação em farmácias magistrais. *Revista da Unifebe*, n. 12, 2013 (adaptado).

Qual é a finalidade do uso desse revestimento à base de celulose?

- a) Diminuir a absorção do princípio ativo no intestino.
- b) Impedir que o fármaco seja solubilizado no intestino.
- c) Garantir que o fármaco não seja afetado pelas secreções gástricas.
- d) Permitir a liberação do princípio ativo pela ação das amilases salivares.
- e) Facilitar a liberação do fármaco pela ação dos sais biliares sobre o revestimento.

Recapitule



Neste capítulo, aprendemos que os polímeros são um tipo de macromoléculas em que a(s) mesma(s) estrutura(s) básica(s) se repetem ao longo da cadeia. Esses materiais podem ser classificados segundo diferentes critérios, como a origem, a classe funcional, o número de monômeros formadores, o tipo de cadeia e o processo de polimerização. Em relação à origem dos polímeros, há os naturais, como o poli-isopreno, a quitina e o ácido algínico e os sintéticos, que representam a maioria dos materiais conhecidos hoje, sendo esses grandes agentes de poluição ambiental. Em relação à forma de obtenção, os polímeros podem ser classificados como de adição ou de condensação.

- Retome as respostas apresentadas às perguntas do box **Para refletir**, na abertura deste capítulo. Com base no que você estudou, proponha novas respostas.
- Se considerou simples responder às mesmas perguntas, encare o desafio da próxima questão: Explique as diferenças de solubilidade em água verificadas entre o PVOH e o PVA.

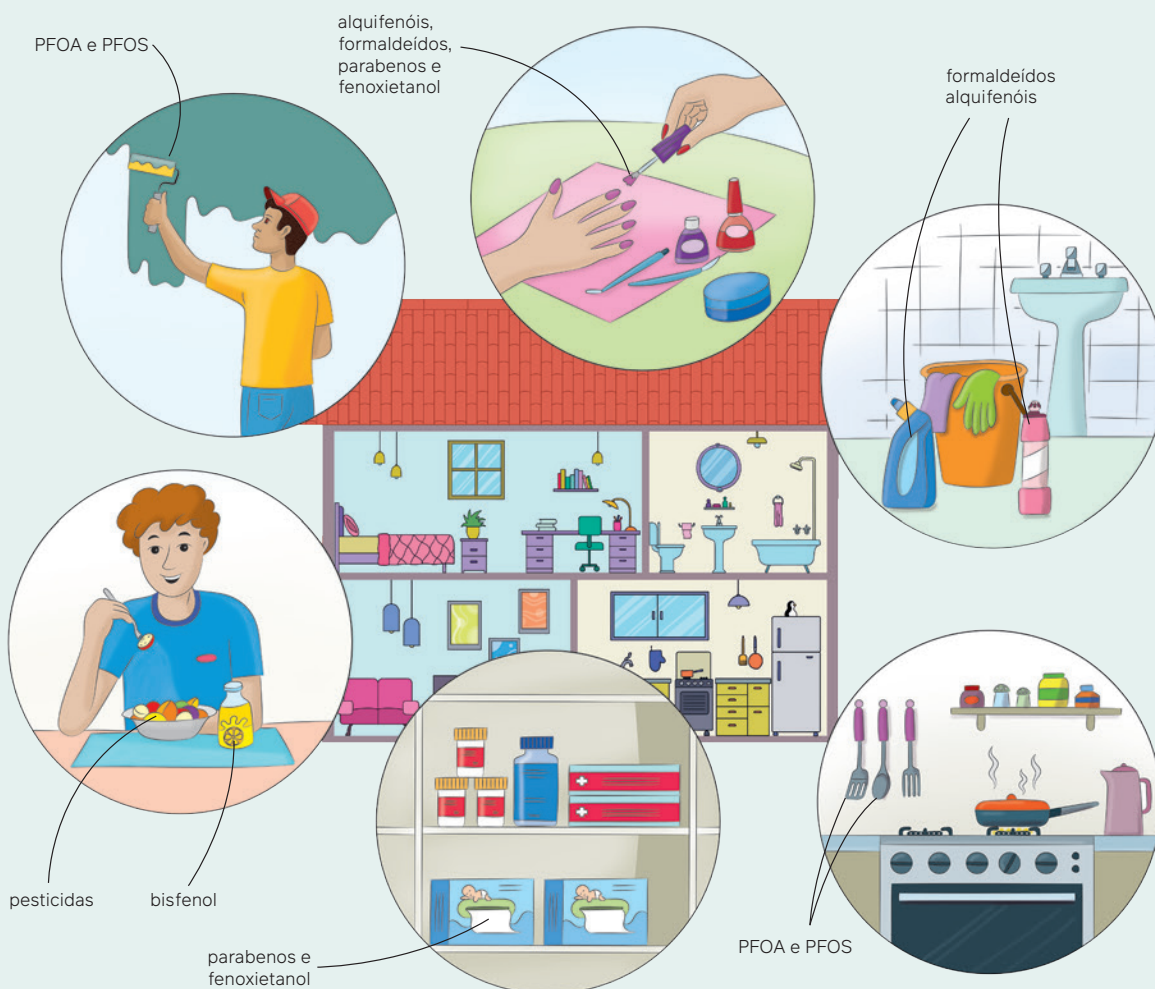
Agora, realize as atividades a seguir para sintetizar os assuntos trabalhados neste capítulo:

1. Por um a dois minutos, escreva em uma folha de papel uma lista de palavras-chave que você julga importantes para a compreensão do conteúdo discutido neste capítulo sem consultar nenhum material, seja a internet, este livro ou suas anotações.
2. Troque com um colega a lista que você criou. Leia atentamente a nova lista de palavras e, durante um a dois minutos, adicione uma nova ideia. A adição pode ser de um detalhe, algo que estava faltando ou uma relação entre as ideias. Repita o processo por pelo menos duas vezes.
3. Retorne à sua lista original e leia as adições que foram feitas. Adicione também outras ideias que podem ter surgido ao ler as listas de seus colegas.

O perigo dos desreguladores endócrinos

Os desreguladores endócrinos são substâncias que alteram o sistema endócrino e a função hormonal de seres humanos e animais. Quando sua origem é artificial, eles podem se acumular por longos períodos ou mesmo por toda a vida. Essas substâncias agem imitando o comportamento dos hormônios ou, ainda, bloqueando-os, impedindo a circulação de mensagens e o funcionamento adequado do organismo. Pesquisas indicam que, mesmo em pequeníssimas doses, essas substâncias podem afetar a saúde, ocasionando diferentes tipos de problemas, como distúrbios metabólicos e da saúde reprodutiva, processos inflamatórios e imunológicos, patologias da tireóide, problemas no desenvolvimento neuronal e aumento nas chances de desenvolvimento de câncer.

Onde estão os desreguladores endócrinos em uma residência?



Fonte elaborado com base em: LES PERTURBATEURS endocriniens. *Institut National du Cancer*, [s. l.], 6 jan. 2023. Disponível em: <https://www.e-cancer.fr/Comprendre-prevenir-depister/Reduire-les-risques-de-cancer/Environnement/Les-perturbateurs-endocriniens>. Acesso em: 2 ago. 2024.

Representação simplificada de objetos que contêm substâncias que atuam como desreguladores endócrinos.

Agora é com você!

Planeje e desenvolva um sistema de etiquetagem para informar as pessoas sobre os riscos que podem estar escondidos nos materiais que utilizamos. Para isso, pesquise sobre como são feitas as indicações de determinadas substâncias em rótulos e elabore selos indicando a presença dessas substâncias ou apontando o nível de risco associados aos produtos e materiais. Lembre-se de utilizar o resultado de suas pesquisas e aprendizagens, tanto sobre essas substâncias quanto sobre saúde para justificar a sua análise.



1. (Enem – 2023) Na formulação de detergentes sintéticos, são encontradas diversas substâncias que possuem ação específica. Entre essas substâncias, estão os tensoativos aniônicos, dos quais o dodecilbenzenossulfonato de sódio é o mais comum em detergentes para cozinha. O dodecilbenzenossulfonato de sódio é um tensoativo em razão da presença

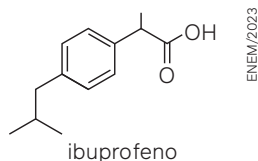
- do íon Na^+ hidrofílico e pela porção sulfonato lipofílica.
- das porções sulfonato hidrofílica e dodecilbenzeno lipofílica.
- da porção benzenossulfonato, que possui característica lipofílica.
- do íon Na^+ , que possui tanto característica hidrofílica quanto lipofílica.
- do dodecilbenzeno, que possui tanto característica hidrofílica quanto lipofílica.

2. (Enem – 2014) A capacidade de limpeza e a eficiência de um sabão dependem de sua propriedade de formar micelas estáveis, que arrastam com facilidade as moléculas impregnadas no material a ser limpo. Tais micelas têm em sua estrutura partes capazes de interagir com substâncias polares, como a água, e partes que podem interagir com substâncias apolares, como as gorduras e os óleos.

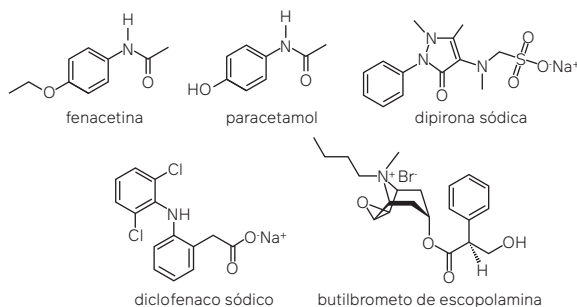
SANTOS, W. L. P.; MÓL, G. S. (coord.). *Química e sociedade*. São Paulo: Nova Geração, 2005 (adaptado).

A substância capaz de formar as estruturas mencionadas é

- $\text{C}_{18}\text{H}_{36}$.
 - $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COONa}$.
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa}$.
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$.
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.
3. (Enem – 2023) Entre os medicamentos mais consumidos para o alívio da dor está o ibuprofeno, um composto quiral com ação anti-inflamatória e efeito analgésico, que é comercializado como fármaco opticamente puro, ou seja, sem a mistura com outro isômero óptico. A fórmula estrutural plana do ibuprofeno é:



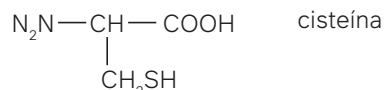
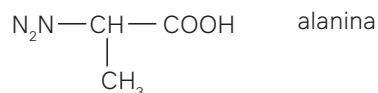
Além do ibuprofeno, destacam-se também os princípios ativos a seguir, presentes em outros medicamentos para alívio da dor:



ENEM/2023

O princípio ativo que apresenta o mesmo tipo de isomeria espacial que o ibuprofeno é o(a):

- fenacetina.
 - paracetamol.
 - dipirona sódica.
 - diclofenaco sódico.
 - butilbrometo de escopolamina.
4. (UFRGS-RS – 2012) Observe os seguintes aminoácidos.



UFRGS/2012

A reação entre o grupo ácido carboxílico de uma molécula de aminoácido e o grupo amina de outra molécula de aminoácido, com eliminação de água, forma uma ligação peptídica ($-\text{CO}-\text{NH}-$), gerando um dipeptídeo.

Qual é o número máximo de dipeptídeos diferentes que podem ser formados a partir de uma mistura equimolar de glicina, alanina e cisteína?

- 2.
 - 3.
 - 6.
 - 8.
 - 9.
5. (Unicamp-SP – 2023) Uma notícia veiculada na internet afirma:

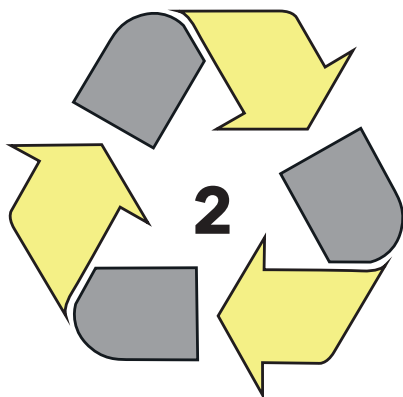
“A nova rotulagem de alimentos entrará em vigor a partir de 9 de outubro de 2022. Com isso, os rótulos frontais dos produtos passarão a ter uma lupa identificando quantidades excessivas de açúcar, sódio e gorduras.”

Essa medida está sendo adotada a fim de conscientizar os consumidores: em excesso, esses nutrientes

fazem mal à saúde, uma vez que o açúcar se relaciona a

- a) problemas de diabetes, o sódio a problemas de pressão alta, e as gorduras a níveis altos de colesterol.
 - b) problemas de diabetes, o sódio a níveis altos de colesterol, e as gorduras a problemas de pressão alta.
 - c) problemas de pressão alta, o sódio a problemas de diabetes, e as gorduras a níveis altos de colesterol.
 - d) níveis altos de colesterol, o sódio a problemas de diabetes, e as gorduras a problemas de pressão alta.
6. (UPM-SP – 2023) Os alfa-aminoácidos são moléculas de grande importância química e biológica, pois são os constituintes básicos das proteínas e são classificados de acordo com sua cadeia lateral em aminoácidos apolares, polares, polares ácidos e polares básicos. Entre os vinte α -aminoácidos, destaca-se a serina, cuja nomenclatura oficial da IUPAC é ácido 2-amino-3-hidroxiopropanoico. Assim, analise as afirmações abaixo, a respeito do aminoácido serina.
- I. Trata-se de um alfa-aminoácido de cadeia lateral polar.
 - II. Em solução aquosa, é capaz de fazer ligação de hidrogênio intermolecular.
 - III. É um composto orgânico de função mista: ácido carboxílico, amina primária e álcool.
 - IV. Possui fórmula molecular $C_3H_7NO_3$. Das afirmações acima, são verdadeiras:
- a) todas.
 - b) somente I, III e IV.
 - c) somente II e IV.
 - d) somente II e III.
 - e) somente III.
7. (UEA-AM – 2024) A figura apresenta a figura de um polímero reciclável.

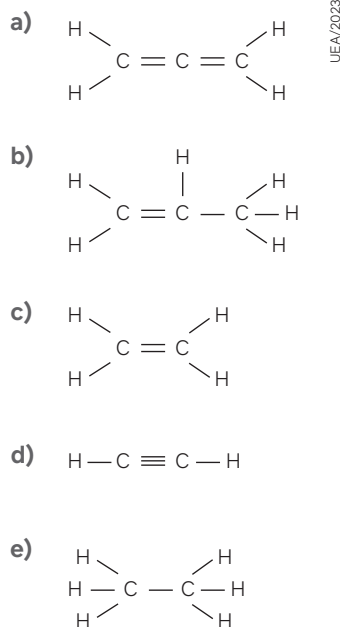
UEA/2023



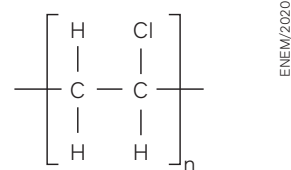
(<http://qnesc.sbg.org.br>. Adaptado.)

Trata-se do polietileno de alta densidade, que é muito empregado em embalagens.

Sua produção é feita por reação de adição do monômero etileno (eteno), que é representado pela fórmula estrutural:



8. (Enem – 2020) Nos dias atuais, o amplo uso de objetos de plástico gera bastante lixo, que muitas vezes é eliminado pela população por meio da queima. Esse procedimento é prejudicial ao meio ambiente por lançar substâncias poluentes. Para constatar esse problema, um estudante analisou a decomposição térmica do policloreto de vinila (PVC), um tipo de plástico, cuja estrutura é representada na figura



Policloreto de vinila (PVC)

ENEM/2020

Para realizar esse experimento, o estudante colocou uma amostra de filme de PVC em um tubo de ensaio e o aqueceu, promovendo a decomposição térmica. Houve a liberação majoritária de um gás diatômico heteronuclear que foi recolhido em um recipiente acoplado ao tubo de ensaio. Esse gás, quando borbulhado em solução alcalina diluída contendo indicador ácido-base, alterou a cor da solução. Além disso, em contato com uma solução aquosa de carbonato de sódio (Na_2CO_3), liberou gás carbônico. Qual foi o gás liberado majoritariamente na decomposição térmica desse tipo de plástico?

- a) H_2
- b) Cl_2
- c) CO
- d) CO_2
- e) HCl

SEGURANÇA NO LABORATÓRIO



Armário de reagentes

É fundamental verificar os símbolos e as informações presentes nos rótulos dos frascos de reagentes e nas fichas de informações de segurança de produtos químicos (FISPQ), que devem acompanhar esses produtos.

Resíduos

Não devemos descartar os resíduos químicos diretamente nas pias. Siga as orientações do professor ou responsável pelo laboratório.

Equipamentos de proteção

Calças compridas, calçados fechados, avental, óculos de proteção e luvas são equipamentos de proteção para a atividade prática.

Gás e eletricidade

Devem ser utilizados com atenção e cuidado. A voltagem de equipamentos elétricos deve ser observada antes de ligá-los. Não devemos manipular substâncias inflamáveis próximas de chamas. Ao final das atividades, certifique-se de ter desligado o registro de gás e os interruptores elétricos.

Primeiros socorros

Em caso de acidente, devemos comunicar ao professor ou a outro responsável da escola. Tente lembrar-se das substâncias químicas ou aparelhos eletrônicos envolvidos no acidente. Os telefones de emergência são 192 (Samu) e 193 (Corpo de Bombeiros).

Capela de exaustão

Local onde se deve manipular substâncias que liberam gases ou vapores tóxicos e/ou inflamáveis, pois dispõe de um sistema de exaustão, que os impede de se concentrarem dentro do laboratório.

Lava-olhos e chuveiro

Equipamento que permite a lavagem dos olhos e do corpo de maneira rápida. Caso uma substância química entre em contato com seu corpo, lave-se com água em abundância.

Fabio Niernow

O que fazer?

Devemos prestar muita atenção às explicações do professor antes de iniciar uma atividade prática. Se mesmo assim houver dúvidas ou acontecer algum imprevisto, comunique ao professor.

- Amarre cabelos longos.
- Não leve as mãos à boca, aos olhos ou ao nariz enquanto estiver no laboratório, principalmente ao manusear produtos químicos.
- Entre no laboratório apenas na presença de um responsável.
- Não se sente nas bancadas do laboratório.
- Nunca entre na sala de estoque de produtos químicos.
- Nos experimentos em que há aquecimento, fique atento à fonte de calor.
- Se quebrar ou derramar algo, avise o professor imediatamente.
- Não coloque produtos químicos na pia, a não ser que tenha sido orientado.
- Não coma ou beba no laboratório.

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Reinaldo Vignati

18																	
2																	
1	2																
H HIDRÓGENIO 1,008(1)	He HÉLIO 4,0026																
3																	
4																	
3	4																
Li LÍTIO 6,941	Be BERÍLIO 9,0122																
5																	
6																	
5	6																
B BÓRIO 10,811(7)	C CARBONO 12,011(7)																
7																	
8																	
7	8																
N NITROGÊNIO 14,007	O OXIGÊNIO 15,999																
9																	
10																	
9	10																
F FLUÓRIO 18,998	Ne NEÔNIO 20,180																
11																	
12																	
11	12																
Na SÓDIO 22,990	Mg MAGNÉSIO 24,305(7)																
13																	
14																	
13	14																
Al ALUMÍNIO 26,982	Si SILÍCIO 28,0855																
15																	
16																	
15	16																
P FÓSFORO 30,974	S ENXOFRE 32,06(7)																
17																	
18																	
17	18																
Cl CLORO 35,45	Ar ARGÔNIO 39,948(1)																
19																	
20																	
19	20																
K POTÁSSIO 39,098	Ca CÁLCIO 40,078(4)																
21																	
22																	
21	22																
Sc ESCÂNDIO 44,956	Ti TITÂNIO 47,887																
23																	
24																	
23	24																
V VANÁDIO 50,942	Cr CRÔMIO 51,996																
25																	
26																	
25	26																
Mn MANGANÊS 54,938	Fe FERRO 55,845(2)																
27																	
28																	
27	28																
Co COBALTO 58,933	Ni NÍQUEL 58,693																
29																	
30																	
29	30																
Cu COBRE 63,546(3)	Zn ZINCO 65,38(2)																
31																	
32																	
31	32																
Ga GALIO 69,723	Ge GERMÂNIO 72,630(8)																
33																	
34																	
33	34																
As ARSENÍO 74,922	Se SELÊNIO 78,971(8)																
35																	
36																	
35	36																
Br BROMO 79,904(1)	Kr KRIPITÔNIO 83,798(2)																
37																	
38																	
37	38																
Rb RUBÍDIO 85,468	Sr ESTRÔNCIO 87,62																
39																	
40																	
39	40																
Y ÍTRIO 88,906	Zr ZIRCONÍO 91,224(2)																
41																	
42																	
41	42																
Nb NÍOBIO 92,906	Mo MOLIBDÊNIO 95,95																
43																	
44																	
43	44																
Tc TECNÉCIO 98,906	Ru RÚTÊNIO 101,07(2)																
45																	
46																	
45	46																
Rh RÓDIO 102,91	Pd PALÁDIO 106,42																
47																	
48																	
47	48																
Ag PRATA 107,87	Cd CADMÍO 112,41																
49																	
50																	
49	50																
In ÍNDIO 114,82	Sn ESTANHO 118,71																
51																	
52																	
51	52																
Sb ANTIMÔNIO 121,76	Te TELÚRIO 127,60(3)																
53																	
54																	
53	54																
I IODO 126,90	Xe XENÔNIO 131,29																
55																	
56																	
55	56																
Cs CÉSIO 132,91	Ba BÁRIO 137,33																
57																	
58																	
57	58																
La LANTÂNIO 138,91	Ce CÉRIO 140,12																
59																	
60																	
59	60																
Pr PRASEODÍMIO 140,91	Nd NEODÍMIO 144,24																
61																	
62																	
61	62																
Pm PROMÉCIO 144,91	Sm SAMÁRIO 150,36(2)																
63																	
64																	
63	64																
Eu EURÓPIO 151,96	Gd GADOLÍNIO 157,25(3)																
65																	
66																	
65	66																
Tb TERBÍO 158,93	Dy DISPRÓSIO 162,50																
67																	
68																	
67	68																
Ho HÓLÍMIO 164,93	Er ERBÍO 167,26																
69																	
70																	
69	70																
Tm TÚLIO 168,93	Yb ITERBÍO 173,05(2)																
71																	
72																	
71	72																
Lu LUTÉCIO 174,97	No NOBÉLIO 209																
73																	
74																	
73	74																
Ta TÂNTALO 180,95	Hf HÁFNIO 178,49																
75																	
76																	
75	76																
Re RÊNIO 186,21	Os OSMÍO 190,23(3)																
77																	
78																	
77	78																
Ir IRÍDIO 192,22	Pt PLATINA 195,08(2)																
79																	
80																	
79	80																
Au OURO 196,97	Hg MERCÚRIO 200,59																
81																	
82																	
81	82																
Tl TÁLIO 204,387	Pb CHUMBO 207,2(1)																
83																	
84																	
83	84																
Bi BISMUTO 208,98	Po POLÔNIO 209																
85																	
86																	
85	86																
At ASTATO 210	Rn RADÔNIO 222																
87																	
88																	
87	88																
Fr FRÂNCIO 223	Ra RÁDIO 226																
89 - 103																	
90																	
89	90																
Ac ACTÍNIO 227	Th TÓRIO 232,04																
91																	
92																	
91	92																
Pa PROTÁCTÍNIO 231,04	U URÂNIO 238,03																
93																	
94																	
93	94																
Np NEPTÚNIO 237	Pu PLUTÔNIO 244																
95																	
96																	
95	96																
Am AMÉRICIO 243	Cm CÚRIO 247																
97																	
98																	
97	98																
Bk BERKÉLIO 247	Cf CALIFÓRNIO 251																
99																	
100																	
99	100																
Es EINSTEÍNIO 252	Fm FERMÍO 257																
101																	
102																	
101	102																
Md MENDELÉVIO 258	No NOBÉLIO 259																
103																	
104																	
103	104																
Lr LAURENCÍO 260	Og OGANESSÔNIO 289																

14 **Si**
SILÍCIO
28,0855

Número atômico
Símbolo
Nome
Massa atômica padrão

* Valor único, se com asterisco

Zn - sólido Hg - líquido Ne - gás Cf - sintético

Não é indicado nenhum valor de massa atômica para os elementos químicos cuja abundância isotópica característica em amostras naturais terrestres não é conhecida. Na tabela está indicado o estado físico da substância simples mais estável do elemento químico ou se este é um elemento sintético.

Fonte: TABELA periódica dos elementos. Sociedade Brasileira de Química, São Paulo, c2023. Disponível em: https://www.sbq.org.br/anexos/tabela%20periodica_SBQ_3.0_set2023.pdf. Acesso em: 26 jun. 2024.

Gabarito

Unidade 1

Capítulo 1

Página 23

Atividades propostas

2. c.

Página 25

Atividades propostas

1. c.

Capítulo 3

Página 58

Atividades propostas

2. b.

Capítulo 4

Página 65

Atividades propostas

1. d.

Página 70

Atividades propostas

1. A: cátion Al^{3+} e ânion O^{2-} ; B: cátion Ca^{2+} e ânion F^- .

2.
a) Falsa. c) Falsa.
b) Verdadeira. d) Verdadeira.

Página 75

Enem e vestibulares

1. d. 4. c. 7. e. 10. a.
2. d. 5. d. 8. e.
3. b. 6. a. 9. d.

Unidade 2

Capítulo 5

Página 90

Atividades propostas

1.
a) Falsa. d) Falsa.
b) Falsa. e) Falsa.
c) Falsa.

2.
a) Etanol: C_2H_6O ;
 etilenoglicol: $C_2H_6O_2$.
b) Ligação de hidrogênio.
c) Etilenoglicol.

Capítulo 6

Página 100

Atividades propostas

1.
a) Verdadeira. d) Verdadeira.
b) Falsa. e) Falsa.
c) Falsa.

Página 106

Atividades propostas

1. M_2S_3 .

Página 107

Atividades propostas

1.
a) $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(v)$
b) Equação balanceada.
c) $Ba(OH)_2(aq) + H_2S(aq) \rightarrow BaS(aq) + 2 H_2O(l)$
d) $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$
2.
a) $Cl_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2 HCl(g)$
b) $2 NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO_2(g)$

Capítulo 7

Página 121

Atividades propostas

1. O nox dos átomos de carbono varia nesses compostos. CH_4O : nox(C) = -2; CH_2O : nox(C) = 0; CH_2O_2 : nox(C) = +2; CO: nox(C) = +2; CO_2 : nox(C) = +4.
2.
a) Ag: agente redutor; O_2 : agente oxidante.
b) Ag de 0 para +1, e O_2 de 0 para -2.
3.
a) $C_6H_{12}O_6(aq) + 6 O_2(g) \rightarrow 6 CO_2(g) + 6 H_2O(l)$
b) nox(C) = 0.
c) O_2 : agente oxidante;

$C_6H_{12}O_6$: agente redutor.

Página 125

Atividades propostas

1.
a) $Cd(s) + NiO_2(s) + 2 H_2O(l) \rightarrow Cd(OH)_2(s) + Ni(OH)_2(s)$
b) 1.
2.
a) $4 OCl^-(aq) + 4 H_3O^+(aq) \rightarrow 6 H_2O(l) + O_2(g) + 2 Cl_2(g)$
b) Não.

Capítulo 8

Página 132

Atividades propostas

1. d. 2. a.

Página 136

Atividades propostas

1.
a) $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
b) $m(CO_2) = 44 \text{ g}$
c) $m(CaO) = 1,12 \text{ kg}$ e $m(CO_2) = 0,88 \text{ kg}$

Página 139

Atividades propostas

1.
a) 194 g/mol.
b) Seria grande.
2.
a) Reagentes: 4 Fe, 12 O e 12 H; produtos: 4 Fe, 12 O e 12 H.
b) Reagentes: $24,08 \cdot 10^{23}$ Fe; $72,24 \cdot 10^{23}$ O e $72,24 \cdot 10^{23}$ H; produtos: $24,08 \cdot 10^{23}$ Fe; $72,24 \cdot 10^{23}$ O e $72,24 \cdot 10^{23}$ H.
c) Reagentes: $m = 428 \text{ g}$. Produtos: $m = 428 \text{ g}$.
d) Sim.
3. 120 g.
4.
a) 0,0265 mol.
b) Houve superdose.

Página 142

Enem e vestibulares

1. b. 2. e.

3. e. 7. e.
 4. d. 8. b.
 5. a. 9. c.
 6. e.

Unidade 3

Capítulo 9

Página 148

Atividades propostas

1.
 a) $C_6H_{12}O_6(aq) + 6 O_2(g) \rightarrow 6 CO_2(aq) + 6 H_2O(l)$
 b) $n(O_2) = 78 \text{ mol}$
 c) $n(C_6H_{12}O_6) = 7,5 \text{ mol}$
2.
 a) 1 : 3 : 2 : 3 (1 C_2H_5OH : 3 O_2 : 2 CO_2 : 3 H_2O)
 b) $n(C_2H_5OH) = 25 \text{ mol}$

Página 150

Atividades propostas

1. $m(CaO) = 4,2 \text{ kg}$
2.
 a) $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(v)$
 b) $m(O_2) = 8 000 \text{ g}$
 c) $n(CO_2) = 150 \text{ mol}$
3.
 a) $n(H_2) = 5 \text{ mol}$
 b) $m(Zn) = 195 \text{ g}$
 c) $V(H_2) = 112 \text{ L}$
4. $4,214 \cdot 10^{24}$ moléculas de O_2

Página 154

Atividades propostas

1.
 a) 350 °C de temperatura e 450 atm de pressão.
 b) Não.
 c) $m(NH_3) = 8,5 \text{ kg}$
2. $m(Fe) = 280 \text{ kg}$
3. $m(C_2H_5OH) = 511 \text{ g}$

Página 158

Atividades propostas

1.
 a) $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$; não há excesso.

- b) $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(v)$; há excesso de moléculas de H_2 .
 c) $NO(g) + CO_2(g) \rightarrow NO_2(g) + CO(g)$; há excesso de moléculas de NO .
 d) $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$; não há excesso.

2.

- a) etapa 1: $CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq)$
 etapa 2: $Ca(OH)_2(aq) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s) + H_2O(l)$
 equação global: $CaO(aq) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$
- b) A água estará em excesso.
 $m(H_2O) = 339,3 \text{ g}$
- c) $m(CaCO_3) = 892,9 \text{ g}$

Capítulo 10

Página 166

Atividades propostas

2. b.

Página 170

Atividades propostas

4.
 a) 41 g c) 28 g/L
 b) 1 041 g/L d) 0,22 mol/L
5.
 a) 24,87% b) 4 tabletes.
6. b.
7.
 a) 16,88% (m/m)
 b) 4,08 g a mais de açúcar.

Página 178

Atividades propostas

1.
 a) Hidróxido de amônio.
 b) Ácido clorídrico.
 c) 1 : 1.
 d) Não.

Capítulo 11

Página 181

Atividades propostas

1. b.

Página 187

1. $p = 13,75 \text{ atm}$
 2.
 a) Aumento. b) $V = 6,2 \text{ L}$

Página 189

1. $V(N_2) = 5,6 \text{ L}$
 2. $V(CO_2) = 12,5 \text{ L}$
 3. $\frac{V_A}{V_B} = \frac{1}{2}$ 4. e.

Página 192

1. Sim, é seguro.
 2. $d = 2,9 \text{ g/L}$

Página 195

1.
 a) $X(He) = 0,6$; $X(Ne) = 0,2$;
 $X(Ar) = 0,2$
 b) $p(He) = 2,4 \text{ atm}$;
 $p(Ne) = 0,8 \text{ atm}$;
 $p(Ar) = 0,8 \text{ atm}$
 c) $V(He) = 36,0 \text{ L}$;
 $V(Ne) = 12,0 \text{ L}$;
 $V(Ar) = 12,0 \text{ L}$

Capítulo 12

Página 201

Atividades propostas

1. 114,95 kJ. 3. c.
 2. $T_f = 50 \text{ °C}$

Página 207

Atividades propostas

1.
 b) Endotérmico.
 d) $2 NO_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2 O_2(g)$
 $\Delta H = -66,4 \text{ kJ/mol}$
2. $A_2 + B_2 \rightarrow 2 AB$ $\Delta H = -123 \text{ kJ/mol}$
3.
 a) $CH_3OH(s) \rightarrow CH_3OH(l)$
 $\Delta H = +3,01 \text{ kJ/mol}$
 b) $\Delta H = +9,03 \text{ kJ}$
4.
 a) Exotérmico.
 b) $A \rightarrow B$ $\Delta H < 0$

Página 212

Atividades propostas

1. d.

Página 215

Atividades propostas

- a) $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 $\Delta H = 6,0 \text{ kJ/mol}$
b) 18,0 kJ
- $\Delta H = -280,2 \text{ kJ}$.
- a) $\Delta H = +460 \text{ kJ}$.

Página 217

Enem e vestibulares

- d. 9. a) Correto.
b) Incorreto.
- c. a) Correto.
b) Incorreto.
- a. c) Correto.
d) Correto.
- d. e) Incorreto.
f) Incorreto.
- a. 10. b.
- b.

Unidade 4

Capítulo 13

Página 227

Atividades propostas

- I. Verdadeira. III. Falsa.
II. Falsa. IV. Verdadeira.
- b) $v(\text{NO}_2) = 2,07 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$

Página 229

Atividades propostas

- a) A colisão é eficaz.
b) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- a) $2 \text{HBr}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
b) $v = k \cdot [\text{HBr}] \cdot [\text{NO}_2]$
- Etapa 1 (lenta): $\text{A} + \text{B}_2 \rightarrow \text{AB} + \text{B}$
Etapa 2 (rapida): $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$
- a) $\text{A}_2 + \text{B}_2 \rightarrow 2 \text{AB}$
b) Reação elementar.
c) $v = k \cdot \text{A}_2 \cdot \text{B}_2$

Página 231

Atividades propostas

- d. 2. c.
- a) $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$
b) $k \approx 116,7 \text{ L}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s}$.
- a) Seria nove vezes maior.

Página 239

Atividades propostas

- a) Duas etapas.
b) A etapa lenta é a segunda.
c) Não haveria efeito algum.
- a) $2 \text{Fe}(\text{s}) + 6 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{FeCl}_3(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$
b) Experimento 4.

Capítulo 14

Página 246

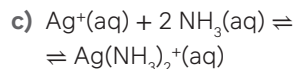
Atividades propostas

- c.
- a) $\alpha = 0,5$
b) $[\text{HI}]_{\text{eq}} = 0,25 \text{ mol/L}$;
 $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = [\text{I}_2]_{\text{eq}} = 0,125 \text{ mol/L}$
- e.

Página 250

Atividades propostas

- $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$;
 $K_p = \frac{p(\text{NH}_3)^2}{p(\text{N}_2) \cdot p(\text{H}_2)^3}$;
 $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$
- $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$;
 $K_p = p(\text{CO}_2)$; $K_c = [\text{CO}_2]$.
- $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$;
 K_p não é definido, pois não há substâncias gasosas;
 $K_c = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$.
- a) $2 \text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{O}_2(\text{g})$
b) $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NOCl}(\text{g})$



- $K_p = 4,2 \cdot 10^{-3}$ e $K_c = 6,25 \cdot 10^{-7}$
- $K_c = 3,0$
- O gás iodeto de hidrogênio tende a se formar.

Página 254

Atividades propostas

- a) Sentido da formação de produtos.
b) Sentido da regeneração dos reagentes.
c) Sentido da formação de produtos.
d) Sentido da regeneração dos reagentes.
- a) Curva 1: A (reagente); curva 2: B (produto).
b) t_1 : equilíbrio; t_2 : adição de A.
c) Há consumo de A e formação de B.
d) Não se altera.
- a) $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$
ou $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
b) Heterogêneo.

Página 261

Atividades propostas

- a) $[\text{H}^+] = 4 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
b) $[\text{OH}^-] = 4 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
- a) Clara de ovo, saliva e vinagre.
b) A clara de ovo, $\text{pOH} = 6$.
- $K_a = 1,0 \cdot 10^{-5}$

Capítulo 15

Página 271

Atividades propostas

- 6 e 4.
- ${}^{98}_{42}\text{Mo} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{99}_{42}\text{Mo} + {}^0_0\gamma$;
 ${}^{99}_{42}\text{Mo} \rightarrow {}^{99\text{m}}_{43}\text{Tc} + {}^0_{-1}\beta$;
 ${}^{99\text{m}}_{43}\text{Tc} \rightarrow {}^{99}_{43}\text{Tc} + {}^0_0\gamma$
- ${}^{99}_{43}\text{Tc} \rightarrow {}^{99}_{44}\text{Ru} + {}^0_{-1}\beta$; rutênio.

4. 6,25%

Página 275

Atividades propostas

2. e. 3. a.

Capítulo 16

Página 282

Atividades propostas

1. e.

2.

b) Ânodo: $Al^0(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3 e^-$; Cátodo: $Cr^{3+}(aq) + 3 e^- \rightarrow Cr^0(s)$.

c) $Al^0(s) + Cr^{3+}(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + Cr^0(s)$

d) O eletrodo de alumínio é o ânodo, e o eletrodo de cromo é o cátodo.

e) Polo negativo: alumínio; polo positivo: cromo.

f) Do eletrodo de alumínio para o eletrodo de cromo.

3. e.

Página 291

Atividades propostas

1.

b) Ânodo: $Zn^0(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2 e^-$; Cátodo: $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag^0(s)$

c) $Zn^0(s) + 2 Ag^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2 Ag^0(s)$

d) $\Delta E^\circ = +1,56 V$.

e) Espontânea.

Página 294

Atividades propostas

1.

a) Cu^{2+} b) Br^-

2. KNO_3

3.

a) $LiI(s) \rightarrow Li^+(aq) + I^-(aq)$

b) $2 LiI(l) \rightarrow 2 Li(s) + I_2(g)$

c) $2 Li(s) + 2 H_2O(l) \rightarrow 2 LiOH(aq) + H_2(g)$

Página 296

Enem e vestibulares

1. e.

2. b.

3. c.

4. b.

5. d.

6. d.

Unidade 5

Capítulo 17

Página 305

Atividades propostas

1. Bixina: $C_{25}H_{30}O_4$,

$M = 394 \text{ g/mol}$; norbixina:
 $C_{24}H_{28}O_4$, $M = 380 \text{ g/mol}$.

Página 308

Atividades propostas

2. Apenas um átomo de carbono terciário.

3. b.

Página 316

Atividades propostas

2.

a) 4-etil-heptano.

b) 1-etil-3-metilbenzeno (*meta*-etilmetilbenzeno).

c) hex-2-eno.

d) metilciclopentano.

4.

I. Falsa.

III. Falsa.

II. Verdadeira.

IV. Verdadeira.

Capítulo 18

Página 333

Atividades propostas

4. e.

Capítulo 19

Página 349

Atividades propostas

1. e.

2. Propanal e a propan-2-ona.

3. Propan-2-ona, C_3H_6O ; butano-2,3-diona, $C_4H_6O_2$; benzofenona, $C_{13}H_{10}O$.

Capítulo 20

Página 358

Atividades propostas

1. a.

2. Classes funcionais ácido carboxílico e fenol.

3. Ácido butanoico.

4.

b) TE(ácido hexanoico) < TE(ácido octanoico) < TE(ácido decanoico).

Página 364

Atividades propostas

3. c.

4. b.

Página 366

Enem e vestibulares

1. b.

4. c.

7. a.

2. c.

5. e.

8. c.

3. a.

6. a.

Unidade 6

Capítulo 21

Página 383

Atividades propostas

3.

I. Verdadeira.

II. Falsa.

III. Verdadeira.

IV. Falsa.

V. Falsa.

VI. Verdadeira.

VII. Falsa.

4. Cloroquina: amina e haleto orgânico; hidroxicloroquina: amina, álcool e haleto orgânico.

Capítulo 22

Página 391

Atividades propostas

1.

I. Verdadeira.

II. Falsa.

III. Falsa.

IV. Falsa.

V. Verdadeira.

VI. Verdadeira.

2. C_8H_8 . $M = 114 \text{ g/mol}$.

Octano, 2-metil-heptano,

- CHANG, R.; OVERBY, J. *Chemistry*. 14th ed. New York: McGraw Hill, 2022.
O livro, voltado para o Ensino Superior, aborda teoria e prática trazendo exemplos do cotidiano que facilitam a compreensão dos conceitos de Química.
- FAVRE, H. A.; POWELL, W. H. *Nomenclature of Organic Chemistry: IUPAC Recommendations and Preferred Names 2013*. London: RSC Publishing, 2014.
Livro que apresenta formas recomendadas de nomenclatura para compostos químicos orgânicos.
- HAYNES, W. M.; LIDE, D. R.; BRUNO, T. J. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics: A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. 97th ed. Boca Raton: CRC Press, 2016.
Manual de referência que compila informações relacionadas à Química e à Física, como valores de constantes, de propriedades dos materiais e de resultados experimentais.
- KOTZ, J. C. et al. *Chemistry and Chemical Reactivity*. 10th ed. Connecticut: Cengage Learning, 2018.
A obra de Ensino Superior traz os princípios e as aplicações da Química com uma linguagem simples, que facilita a aprendizagem e cria uma base para melhor aprofundamento.
- LISBÔA, J. C. F. Investigando tintas de canetas utilizando cromatografia em papel. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 7, p. 38-39, jul. 1998. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc07/exper3.pdf>. Acesso em: 29 jul. 2024.
O artigo aborda a técnica de cromatografia em papel para investigar as diferenças nas tintas de canetas esferográficas e hidrográficas, utilizando uma técnica simples que pode ser facilmente reproduzida no contexto da sala de aula.
- OKAFOR, O. C. Comparative analysis of two models of a bicycle pump using thermodynamics approach. *Journal of Engineering Science and Technology*, [s. l.], v. 2, n. 7, p. 1-8, 2019.
O artigo faz uma análise comparativa de dois modelos de uma bomba de bicicleta usando abordagem termodinâmica.
- PANICO, R.; POWELL, W. H.; RICHER, J.-C. *Guia IUPAC para a nomenclatura de compostos orgânicos*. Lisboa: Lidel, 2002.
Manual que reúne a nomenclatura internacional aprovada e utilizada no campo da Química Orgânica.
- REECE, J. B. et al. *Biologia de Campbell*. 10. ed. Porto Alegre: Artmed, 2015.
O livro é voltado para o público universitário e abrange uma gama de tópicos da Biologia.
- RIBEIRO, A. R.; AFONSO, C.; CASTRO, P. M. L.; TIRITAN, M. E. Fármacos quirais em diferentes matrizes ambientais: ocorrência, remoção e toxicidade. *Química Nova*, São Paulo, v. 39, n. 5, p. 598-607, 2016.
O artigo aborda a presença de fármacos quirais no meio ambiente, destacando a importância da estereoquímica para os estudos de biodegradação e monitoramento de águas residuais.
- ROBINSON, J. K.; MCMURRY, J. E.; FAY, R. C. *Chemistry*. 8th. ed. New Jersey: Pearson Education, 2020.
O livro, voltado para o Ensino Superior e com foco conceitual, oferece exemplos detalhados e cria conexões bem estruturadas entre a Química Orgânica, a Química Biológica e a Química Geral, destacando como a Química se aplica tanto à vida cotidiana quanto às carreiras dos estudantes.
- RUSSELL, J. B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.
O livro, voltado para o Ensino Superior, explora conceitos químicos, apresentando uma variedade de exemplos de aplicação na indústria.
- SADAVA, D. et al. *Vida: a ciência da Biologia*. 11. ed. Porto Alegre: Artmed, 2020.
O livro, voltado para o Ensino Superior, aborda desde tópicos fundamentais da Biologia até a complexidade das células e os princípios genéticos.
- SÃO PAULO. Ficha de Informação Toxicológica: HPAs – Hidrocarbonetos Policíclicos Aromáticos. São Paulo: CETESB, 2018. Disponível em: <https://cetesb.sp.gov.br/laboratorios/wp-content/uploads/sites/24/2021/05/HPAs-Hidrocarbonetos-Polici%CC%81clicos-Aroma%CC%81ticos.pdf>. Acesso em: 16 maio 2024.
A ficha reúne informações essenciais sobre essa classe de substâncias químicas e seus efeitos na saúde humana em caso de exposição.
- SMITH, W. F.; HASHEMI, J. *Fundamentos de Engenharia e Ciência dos materiais*. 5. ed. Porto Alegre: AMGH Editora LTDA; Nova Iorque: McGraw Hill, 2012.
O livro, voltado para o Ensino Superior, aborda conceitos fundamentais da área de engenharia e ciência dos materiais, trazendo diversas imagens didáticas para abordar temas atuais.
- SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. B. *Organic Chemistry*. 10th ed. Hoboken: John Wiley & Sons, 2011.
Livro voltado para o Ensino Superior que apresenta conceitos de Química Orgânica e diversas de suas aplicações em situações reais.
- UCKO, D. A. *Química para as Ciências da Saúde: uma introdução à química geral, orgânica e biológica*. São Paulo: Manole, 1992.
O livro, voltado para o Ensino Superior, apresenta a Química relacionada à área da Saúde.
- URRY, L. A. et al. *Campbell biology*. 12th ed. New York: Pearson, 2020.
A obra para Ensino Superior apresenta conceitos aprofundados da Biologia com uma abordagem ilustrada que facilita a aprendizagem.