

ser
Protagonista

Química

1

ENSINO
MÉDIO

QUÍMICA
1º ANO

Organizadora:
Edições SM

Obra coletiva concebida,
desenvolvida e produzida
por Edições SM.

Editora responsável:
Lia Monguilhott Bezerra

Julio Cezar Foschini Lisboa
Aline Thaís Bruni
Ana Luíza Petillo Nery
Rodrigo Marchiori Liegel
Vera Lúcia Mitiko Aoki



ser
Protagonista

Química

1

ENSINO
MÉDIO

QUÍMICA
1º ANO

AMOSTRA
PARA DIVULGAÇÃO

Organizadora:
Edições SM

Obra coletiva concebida, desenvolvida e produzida por Edições SM.

Editora responsável:

Lia Monguilhott Bezerra

- Bacharela e Licenciada em Ciências Biológicas pela Universidade de São Paulo (USP).
- Mestra em Ciências, área de concentração Botânica, pela USP.
- Editora de livros didáticos.

Julio Cezar Foschini Lisboa

- Licenciado em Química pela USP. Mestre em Ensino de Ciências - Química pela USP.
- Professor no Ensino Superior.

Aline Thaís Bruni

- Bacharela em Química pela Universidade Federal de São Carlos (UFSCar).
- Mestra em Química e Doutora em Ciências pela Universidade Estadual de Campinas (Unicamp-SP).
- Professora no Ensino Superior.

Ana Luiza Petillo Nery

- Bacharela e Licenciada em Química pela Universidade de São Paulo (USP).
- Doutora em Ciências pela USP.
- Professora no Ensino Médio.

Rodrigo Marchiori Liegel

- Bacharel e Licenciado em Química pela USP.
- Mestre e Doutor em Química Inorgânica pela USP.
- Professor no Ensino Médio.

Vera Lúcia Mitiko Aoki

- Bacharela e Licenciada em Química pela USP.
- Professora no Ensino Médio.

3ª edição
São Paulo
2016



Ser protagonista – Química – 1

© Edições SM Ltda.

Todos os direitos reservados

Direção editorial	Juliane Matsubara Barroso
Gerência editorial	Roberta Lombardi Martins
Gerência de <i>design</i> e produção	Marisa Iniesta Martin
Edição executiva	Lia Monguilhott Bezerra Edição: Sérgio Paulo Nunes Teixeira Braga, Juliana Rodrigues Ferreira de Souza, Renata Amélia Bueno, Dino Santesso Gabrielli, Jennifer Amanda Zsürger Nagy, Eugênia Pessotti, Mauro Faro, Murilo Tissoni Antunes
Coordenação de controle editorial	Flavia Casellato Suporte editorial: Alzira Bertholim, Camila Cunha, Giselle Marangon, Mônica Rocha, Talita Vieira, Silvana Siqueira, Fernanda D'Angelo
Coordenação de revisão	Cláudia Rodrigues do Espírito Santo Preparação e revisão: Angélica Lau P. Soares, Berenice Baeder, Eliana Vila Nova de Souza, Eliane Santoro, Fátima Cezare Pasculli, Helena Alves Costa, Izilda de Oliveira Pereira, Lourdes Chaves Ferreira, Mauricio Tavares, Sandra Regina Fernandes, Marco Aurélio Feltran (apoio de equipe)
Coordenação de <i>design</i>	Rafael Vianna Leal Apoio: Didier Dias de Moraes Design: Leika Yatsunami, Tiago Stéfano
Coordenação de arte	Ulisses Pires Edição executiva de arte: Melissa Steiner Edição de arte: Fernando Fernandes, Vivian Dumelle
Coordenação de iconografia	Josiane Laurentino Pesquisa iconográfica: Bianca Fanelli, Susan Eiko, Thaisi Lima Tratamento de imagem: Marcelo Casaro
Capa	Didier Dias de Moraes, Rafael Vianna Leal
Imagem de capa	Biwa Studio/Moment Select/Getty Images
Projeto gráfico	cldt
Editoração eletrônica	AM Produções Gráficas Ltda
Ilustrações	AMj Studio, AM Produções Gráficas, João Miguel A. Moreira
Fabricação	Alexander Maeda
Impressão	

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

Lisboa, Julio Cezar Foschini
Ser protagonista : química, 1º ano : ensino médio / Julio Cezar Foschini Lisboa ... [et al.] ; organizadora Edições SM ; obra coletiva concebida, desenvolvida e produzida por Edições SM ; editora responsável Lia Monguilhott Bezerra. – 3. ed. – São Paulo : Edições SM, 2016. – (Coleção ser protagonista)

Outros autores: Aline Thais Bruni, Ana Luiza Petillo Nery, Rodrigo Marchiori Liegel, Vera Lucia Mitiko Aoki
Suplementado pelo manual do professor.
Bibliografia.

ISBN 978-85-418-1389-1 (aluno)
ISBN 978-85-418-1390-7 (professor)

1. Química (Ensino médio) I. Lisboa, Julio Cezar Foschini. II. Bruni, Aline Thais. III. Nery, Ana Luiza Petillo. IV. Liegel, Rodrigo Marchiori. V. Aoki, Vera Lúcia Mitiko. VI. Bezerra, Lia Monguilhott. VII. Série.

16-02704

CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7

3ª edição, 2016



Edições SM Ltda.

Rua Tenente Lycurgo Lopes da Cruz, 55
Água Branca 05036-120 São Paulo SP Brasil
Tel. 11 2111-7400
edicoessm@grupo-sm.com
www.edicoessm.com.br

Apresentação

Esta obra desafia e convida você a exercer papel central em seus estudos, a assumir responsabilidades com a sua comunidade e a refletir sobre questões de valores em uma sociedade em constante transformação.

Esperamos que cada unidade estudada seja um estímulo para você estabelecer relações entre os conhecimentos químicos e as situações do cotidiano. Esse convite é feito a todo momento: nas aberturas de unidades e capítulos, nas atividades experimentais e nas leituras, que envolvem ciência, tecnologia e sociedade.

Com este livro, você terá elementos para, em grupo ou individualmente, posicionar-se criticamente ante os impactos que a tecnologia e as atividades industriais impõem ao meio ambiente e analisar, com base nos conceitos desenvolvidos, os meios para minimizar esses impactos.

A cada capítulo, você vai descobrir a importância da Química e de outras ciências para a compreensão do mundo em que vivemos. E, sobretudo, vai ampliar seu conhecimento para que, com outros estudantes e profissionais, e no pleno exercício da cidadania, colabore de forma efetiva em questões que afetam a sua vida, a de seus parentes e amigos, e a de muitas outras pessoas à sua volta.

Equipe editorial

A organização do livro

Pilares da coleção

Esta coleção organiza-se a partir de quatro pilares, cada qual com objetivo(s) próprio(s):

CONTEXUALIZAÇÃO E INTERDISCIPLINARIDADE

Relacionar o estudo dos conteúdos de Química a outras disciplinas, áreas do conhecimento e temas atuais, construindo, assim, uma visão ampla e integrada dos fenômenos estudados.

COMPROMISSO

Despertar a consciência da responsabilidade e incentivar a reflexão e o entendimento do mundo, para que você se torne um cidadão responsável.

VISÃO CRÍTICA

Contribuir para que você seja capaz de entender a realidade que o cerca e refletir sobre seu papel nessa realidade, desenvolvendo, dessa maneira, sua visão crítica.

INICIATIVA

Incentivar a atitude proativa diante de situações-problema, para que você tome decisões e tenha participação ativa em diversos contextos sociais.

As seções e os boxes que se propõem a trabalhar esses eixos estão indicados pelos ícones que os representam.

Páginas de abertura



Abertura da unidade

A partir de um pequeno texto, perguntas e uma imagem impactante, você vai começar a refletir sobre o assunto da unidade e a se questionar sobre o que já sabe do assunto.

Abertura do capítulo

Um texto e uma imagem introduzem o assunto específico do capítulo.



Apresentação dos conteúdos

A reatulação do modelo atômico de Rutherford

Os átomos são compostos por partículas... (text continues)

Espectros atômicos

Como reabsorvem, quando absorvem... (text continues)

QUÍMICA E HISTÓRIA

Elmírio de Dalton e a teoria atômica

Em 1808, Dalton... (text continues)

O conteúdo é apresentado de maneira organizada. Ilustrações, esquemas e fotografias facilitam a compreensão.

Boxes

SAIBA MAIS

As ligações de hidrogênio e a tensão superficial na água
A alta tensão superficial apresentada pela água é explicada pelas ligações de hidrogênio estabelecidas entre moléculas dessa substância.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Van't Hoff e a geometria do carbono
Segundo o químico holandês Jacobus Henricus van't Hoff (1852-1911), a geometria ao redor de um átomo de carbono que

Você se lembra?

Polaridade e caráter iônico das ligações
De acordo com o modelo estabelecido para as ligações iônicas, devido à transferência de elétrons do átomo menos eletro-

O texto principal é complementado por boxes que ampliam ou contextualizam o conteúdo.

QUÍMICA E BIOLOGIA

O oxigênio dissolvido em ambientes aquáticos
A solubilidade do oxigênio em água (OD) é pequena (cerca de 8,1 mg em 1 L, a 25 °C) devido à fraca interação dipolo-

AÇÃO E CIDADANIA

Filtro completo em um caudinho
Às vezes, as tecnologias mais simples têm o maior impacto na vida das pessoas. Veja, como exemplo, o sistema de fil-


EXERCÍCIO RESOLVIDO

21. Considere três elementos: ${}_{19}X$, ${}_{30}Y$ e ${}_{32}Z$.
a) Quais são os nomes dos elementos X, Y e Z?
b) Faça a distribuição eletrônica dos átomos de tais elementos.
c) Dê o número de elétrons e sua distribuição nos íons X^+ , Y^{2+} , Z^{-} .
Resolução
a) ${}_{19}X$ (elemento potássio - K); ${}_{30}Y$ (elemento zinco - Zn);

Atividades

Atividades

1. A seguir são apresentadas algumas questões resolvidas em sala de aula. Leia-as com atenção e responda as questões propostas.



2. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?


3. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

4. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

5. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

Questões globais

1. A seguir são apresentadas algumas questões resolvidas em sala de aula. Leia-as com atenção e responda as questões propostas.



2. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

3. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

4. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

5. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

Questões globais

Ao final das unidades, há um conjunto de atividades que integram os assuntos dos capítulos.

Vestibular e Enem

Uma seleção de questões de vestibulares do país e do Enem para você se familiarizar com os exames de ingresso ao Ensino Superior.

Aqui, são apresentadas algumas indicações de sites, livros ou filmes para você continuar explorando o assunto.

Ao longo dos capítulos há questões sobre tópicos estudados.

Seções especiais

Química tem história

Discute o contexto em que algumas das ideias científicas foram construídas e propõe questões que estimulam a discussão e a reflexão.

Química tem história

O estabelecimento da valência no século XIX

Até o século XVIII, acreditava-se que os elementos químicos eram compostos por átomos indivisíveis. No entanto, a descoberta da valência permitiu explicar a formação de compostos químicos.

Química e Biologia

A base para a compreensão da produção de biogás

A produção de biogás é um processo que envolve a decomposição de matéria orgânica em condições anaeróbicas.

Ciência, tecnologia e sociedade

O despertar da radioatividade ao alvorecer do século XX

A descoberta da radioatividade abriu novas perspectivas para a compreensão da estrutura da matéria e para o desenvolvimento de novas tecnologias.

Atividades

Atividade 1

1. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

Atividade 2

2. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

Atividade 3

3. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

Atividade 4

4. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

Atividade 5

5. Um gás desconhecido foi coletado em um balão de 250 mL e pesou 0,32 g. Quando o gás foi coletado em um balão de 500 mL, pesou 0,64 g. Qual é a massa molar do gás?

Ciência, tecnologia e sociedade

Apresenta um texto de circulação social e questões que estimulam a reflexão e o posicionamento sobre assuntos relacionados ao tema do capítulo.

Atividade experimental

Experimentos, observações, construção de modelos, entre outras, são algumas das atividades que contribuem para entender como a ciência é feita.

Atividade experimental

Um método de análise da gasolina

Objetivo: Analisar a composição da gasolina.

Materiais e Equipamentos: Balança, pipeta, burete, etc.

Procedimento: 1. Medir o volume de gasolina... 2. Medir a massa de gasolina...

Atenção: 1. Manter o ambiente limpo... 2. Usar equipamentos de proteção...

Conclusão: A gasolina é composta por hidrocarbonetos...

Projeto

Dois projetos propõem a realização de atividades que envolvem a comunidade escolar em busca de um bem coletivo.

Projeto 1

Produtos químicos domésticos

Cuidados na compra, no armazenamento e no uso

Objetivo: Avaliar o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Procedimento: 1. Identificar os produtos químicos... 2. Avaliar os riscos de cada produto...

Atenção: 1. Manter os produtos em locais adequados... 2. Não misturar produtos...

Conclusão: É importante seguir as instruções de uso dos produtos químicos domésticos.

Resumo: Este projeto tem como objetivo conscientizar a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Referências: Livro de Química Geral, Volume 1, Capítulo 10.

Atividade: 1. Pesquisar sobre produtos químicos domésticos... 2. Realizar uma palestra para a comunidade escolar...

Atividade: 2. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos... 3. Realizar uma campanha de conscientização...

Atividade: 3. Realizar uma palestra para a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 4. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 5. Realizar uma campanha de conscientização sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 6. Realizar uma palestra para a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 7. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 8. Realizar uma campanha de conscientização sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 9. Realizar uma palestra para a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 10. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade experimental

Um método de análise da gasolina

Objetivo: Analisar a composição da gasolina.

Materiais e Equipamentos: Balança, pipeta, burete, etc.

Procedimento: 1. Medir o volume de gasolina... 2. Medir a massa de gasolina...

Atenção: 1. Manter o ambiente limpo... 2. Usar equipamentos de proteção...

Conclusão: A gasolina é composta por hidrocarbonetos...

Resumo: Este projeto tem como objetivo conscientizar a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Referências: Livro de Química Geral, Volume 1, Capítulo 10.

Atividade: 1. Pesquisar sobre produtos químicos domésticos... 2. Realizar uma palestra para a comunidade escolar...

Atividade: 2. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos... 3. Realizar uma campanha de conscientização...

Atividade: 3. Realizar uma palestra para a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 4. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 5. Realizar uma campanha de conscientização sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 6. Realizar uma palestra para a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 7. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 8. Realizar uma campanha de conscientização sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 9. Realizar uma palestra para a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 10. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 11. Realizar uma campanha de conscientização sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 12. Realizar uma palestra para a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 13. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 14. Realizar uma campanha de conscientização sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 15. Realizar uma palestra para a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 16. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 17. Realizar uma campanha de conscientização sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 18. Realizar uma palestra para a comunidade escolar sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 19. Elaborar um cartaz sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Atividade: 20. Realizar uma campanha de conscientização sobre o uso seguro de produtos químicos domésticos.

Sumário

Unidade 1	Química e estudo dos materiais	8	Unidade 2	Do macro ao micro	74
Capítulo 1	Química: objeto de estudo e aplicações	10	Capítulo 5	Modelos atômicos e características dos átomos	76
	Química: a ciência que estuda a matéria	11		Os primeiros modelos atômicos	77
	Conhecimento químico	14		● Atividades	82
	● Atividades	15		O modelo de Rutherford e as partículas fundamentais do átomo	83
	● Atividade experimental	16		● Atividades	87
	● Questões globais	17		A reelaboração do modelo atômico de Rutherford	88
	● Ciência, tecnologia e sociedade	18		● Atividades	93
	● Entrevista	19		● Atividade experimental	94
Capítulo 2	Unidades de medida e propriedades da matéria	20		● Questões globais	95
	Unidades de medida	21		● Ciência, tecnologia e sociedade	97
	● Atividades	25		● Vestibular e Enem	98
	● Química tem história	26	Capítulo 6	Classificação dos elementos e Tabela Periódica	100
	Matéria e energia	27		Evolução histórica da classificação dos elementos: das tríades à Tabela Periódica atual	101
	Mudanças de estado físico	30		● Atividades	107
	● Atividades	33		Propriedades químicas e físicas dos grupos da Tabela Periódica	108
	● Atividade experimental	34		● Atividades	109
	● Questões globais	35		Propriedades periódicas e aperiódicas	110
	● Ciência, tecnologia e sociedade	37		● Atividades	113
	● Vestibular e Enem	38		● Atividade experimental	114
Capítulo 3	Sistemas, substâncias puras e misturas	39		● Questões globais	115
	Sistemas	40		● Ciência, tecnologia e sociedade	117
	Substâncias puras e misturas	41		● Vestibular e Enem	118
	● Atividades	44	Capítulo 7	Ligações químicas e geometria molecular	120
	Propriedades específicas dos materiais e separação de misturas	45		Introdução ao estudo das ligações químicas	121
	● Atividades	49		● Atividades	124
	● Atividade experimental	50		Ligação iônica	125
	● Questões globais	51		Ligação covalente	128
	● Ciência, tecnologia e sociedade	52		Ligação metálica	132
	● Vestibular e Enem	53		● Atividades	135
Capítulo 4	Propriedades e transformações da matéria	54		Estrutura espacial das moléculas	136
	Transformações da matéria	55		A polaridade das ligações e das moléculas	139
	Leis de Lavoisier e de Proust	58		● Atividades	142
	● Atividades	62		● Atividade experimental	143
	Substâncias simples e compostas	63		● Química tem história	144
	● Atividades	65		● Questões globais	145
	● Atividade experimental	66		● Ciência, tecnologia e sociedade	147
	● Química tem história	67		● Vestibular e Enem	148
	● Questões globais	68			
	● Ciência, tecnologia e sociedade	69			
	● Vestibular e Enem	70			
	● Química e Matemática	72			

Capítulo 8	Estrutura molecular e propriedades dos materiais: forças intermoleculares	149
	Estado físico das substâncias e as forças intermoleculares	150
	● Atividades	153
	Propriedades das substâncias moleculares	154
	● Atividades	157
	● Atividade experimental	158
	● Questões globais	159
	● Ciência, tecnologia e sociedade	160
	● Vestibular e Enem	161
● Projeto 1:	Produtos químicos domésticos	162

Unidade 3 Comportamento das substâncias **164**

Capítulo 9	O comportamento dos gases	166
	Características e variáveis dos gases	167
	Transformações gasosas	170
	● Atividades	172
	● Questões globais	173
	● Ciência, tecnologia e sociedade	174
	● Vestibular e Enem	175
	● Química e Biologia	176

Capítulo 10	Reações químicas	178
	Reações e equações químicas	179
	● Atividades	182
	Tipos de reações	183
	Exemplos de reações de metátese	188
	● Atividades	190
	● Atividade experimental	192
	● Questões globais	193
	● Ciência, tecnologia e sociedade	195
	● Vestibular e Enem	196

Capítulo 11	Funções da Química inorgânica	198
	Introdução às funções inorgânicas	199
	Ácidos	200
	● Atividades	205
	Bases ou hidróxidos	206
	● Atividades	211
	Sais	212
	Reação de neutralização	213
	Óxidos	217
	● Atividades	220
	● Atividade experimental	221
	● Questões globais	222
	● Ciência, tecnologia e sociedade	223
	● Vestibular e Enem	224
	● Química e Biologia	226

Unidade 4 Contando átomos e moléculas **228**

Capítulo 12	Relações entre massas de átomos e moléculas	230
	Massa atômica	231
	● Atividades	234
	Massas moleculares	235
	● Atividades	238
	● Atividade experimental	239
	● Questões globais	240
	● Ciência, tecnologia e sociedade	241
	● Vestibular e Enem	242

Capítulo 13	Mol: quantidade de matéria	244
	Quantidade de matéria	245
	● Atividades	248
	Relação entre mol, massa molar e constante de Avogadro	249
	● Atividades	252
	Equação de estado dos gases	253
	Mistura de gases	254
	Difusão e efusão	256
	● Atividades	257
	● Atividade experimental	258
	● Química tem história	259
	● Questões globais	260
	● Ciência, tecnologia e sociedade	262
	● Vestibular e Enem	263

Capítulo 14	Relações estequiométricas nas transformações químicas	265
	Tipos de fórmulas	266
	● Atividades	269
	Cálculo estequiométrico	270
	● Atividades	273
	Reagente em excesso e reagente limitante	274
	Reagentes impuros e rendimento de uma reação	276
	● Atividades	278
	● Atividade experimental	279
	● Questões globais	280
	● Ciência, tecnologia e sociedade	281
	● Vestibular e Enem	282
	● Química e Geografia	284

● Projeto 2:	Corrosão de materiais: como enfrentá-la?	286
● Referências bibliográficas		288
● Siglas dos exames e das universidades		288

1

Química e estudo dos materiais

NESTA UNIDADE

- 1** Química: objeto de estudo e aplicações
- 2** Unidades de medida e propriedades da matéria
- 3** Sistemas, substâncias puras e misturas
- 4** Propriedades e transformações da matéria

A cada ano, mais pessoas em todo o mundo usam o avião como meio de transporte. No Brasil, a procura por voos aumentou com o barateamento das passagens e o aumento da renda média das famílias. Trata-se de um meio de transporte seguro, rápido e muito usado por turistas, por quem viaja a trabalho ou por outros motivos. É o caso, por exemplo, das pessoas que visitam parentes que moram distante e não querem passar dias em um ônibus.

Os aviões são o resultado da aplicação do conhecimento científico e tecnológico acumulado pelo ser humano durante muitos anos e em diferentes áreas das ciências, entre elas, a Química.

QUESTÕES PARA REFLETIR

1. “A Química está em toda parte.” Você concorda com essa afirmação? Por quê?
2. Comente sobre nossa necessidade de usar combustíveis e as consequências ambientais do consumo desses produtos.
3. É comum as pessoas associarem a Química somente à poluição e aos produtos tóxicos, esquecendo-se de sua contribuição para o desenvolvimento e o bem-estar da sociedade. Sugira uma explicação para esse fato.

Imagem da página ao lado:

Combustível destinado à aviação e materiais usados na fabricação das aeronaves estão relacionados com a Química. Aeronave em procedimento de pouso em direção ao Aeroporto Internacional de Salvador (BA). Foto de 2014.



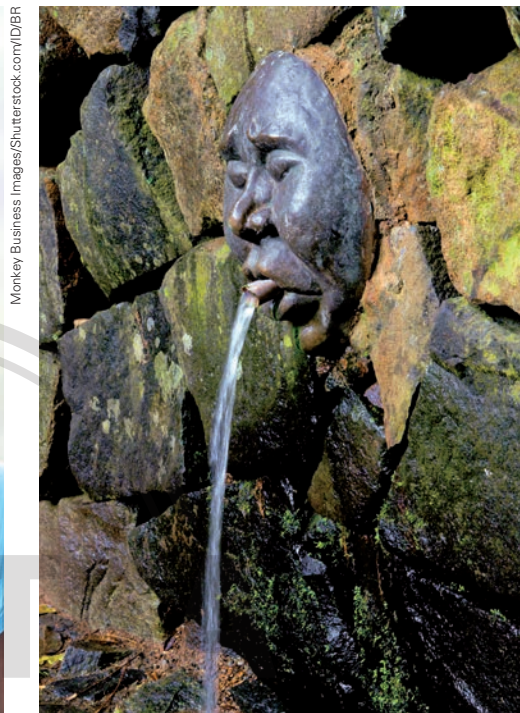
AMOSTRA
PARA DIVULGAÇÃO

Química: objeto de estudo e aplicações

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Química: a ciência que estuda a matéria.

Conhecimento químico.



De que maneira as frutas que nos alimentam e a água de que também precisamos para viver estão relacionadas com a Química? Na foto à direita, fonte natural no Bosque Gutierrez, em Curitiba (PR), em 2015.

Observe atentamente as fotografias acima e responda: O que frutas frescas e água pura e cristalina têm em comum? Há alguma relação desses materiais, que são denominados naturais, com a Química? Ou essa ciência está relacionada apenas a certos produtos criados pelo ser humano, como pilhas e medicamentos, entre tantos outros?

Não se preocupe se não tiver uma ideia clara sobre esse assunto. No momento, é importante você saber que todos esses materiais – e muitos outros, naturais ou não – são objeto de estudo da Química.

Há inúmeros exemplos de aplicação dos conhecimentos dessa ciência: certificação da qualidade da água de uma fonte mineral; cálculo do teor de poluentes presentes no ar; determinação da quantidade de conservantes utilizados em certo alimento, considerando os limites seguros para a saúde do consumidor; avaliação da qualidade de alimentos vendidos sem conservantes, os quais também podem ser nocivos à saúde humana.

Se, por um lado, o uso de fertilizantes artificiais e agrotóxicos aumenta a produtividade agrícola e contribui para diminuir a escassez de alimentos e a fome, por outro, lança na natureza materiais tóxicos, que podem comprometer o ambiente.

A aplicação de conhecimentos químicos também está relacionada com os processos de tratamento e controle de água e esgotos, possibilitando o fornecimento de água de qualidade para a população das cidades.

É possível dizer se a Química é boa ou má com base nos exemplos citados? Relacione algumas de suas conclusões e depois discuta com os colegas de classe.

Química: a ciência que estuda a matéria

Química é o ramo da ciência que estuda a matéria, suas propriedades, estruturas e transformações. A Química está presente em tudo – nos alimentos, nas roupas, nos livros, no piso e nas paredes da sala de aula, nos aparelhos de TV, na água, na areia, no ar, etc. A própria manutenção da vida (respiração, digestão de alimentos, etc.) envolve processos químicos.



Diversos processos químicos ocorrem em nosso organismo em todas as etapas da vida.

A ciência, de modo simplificado, pode ser entendida como um conjunto de conhecimentos desenvolvidos pelo ser humano com a utilização de métodos, por meio dos quais é possível fazer previsões e elaborar explicações, sempre provisórias, sobre o universo em que vivemos.

Matéria

Definir matéria não é uma tarefa tão fácil como pode parecer, pois essa palavra, que vem do latim *materia*, pode ter diversos significados. Basta consultar bons dicionários para verificar quantas definições diferentes são dadas a ela. Leia algumas, extraídas de conceituados dicionários.

- A substância de que os corpos são formados.
- Qualquer substância sólida, líquida ou gasosa que ocupa lugar no espaço.
- Tudo o que não é espiritual ou em que não predomina o espírito.
- Notícia, reportagem, artigo, texto qualquer de jornal ou revista.
- Disciplina escolar.
- Qualquer substância que tem ou é suscetível de receber uma forma ou na qual atua determinado agente.
- O que dá realidade concreta a algo individual, que é objeto de intuição no espaço e dotado de massa mecânica.
- Aquilo a que se atribui força ou energia, que é princípio de movimento.

Em sua opinião, quais dessas definições estão relacionadas com o que a Química estuda? Discuta sua opinião com os colegas e o professor.

Além dessas definições, encontram-se nos mesmos dicionários dezenas de outras, algumas bem ligadas ao que a Química estuda, outras não. Entretanto, quando consultamos livros de autores conceituados dessa disciplina, alguns reconhecidos internacionalmente, vemos que eles consideram matéria tudo aquilo que possui massa e ocupa lugar no espaço.

O estudo da Química engloba, portanto, todo o mundo material, incluindo nós mesmos, visto que somos constituídos de matéria.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Revolução Industrial, petroquímica e Química verde

As contribuições da Química na produção de corantes e de medicamentos, por exemplo, foram fundamentais para o crescimento da indústria alemã na segunda fase da Revolução Industrial (século XIX).

Na primeira metade do século passado, também contando com os avanços proporcionados pela Química, bem como por outras áreas do conhecimento, as indústrias que passam a se destacar no cenário internacional são as que atuam com derivados do petróleo (petroquímica), com ênfase na produção de fertilizantes, combustíveis e outros produtos. O desenvolvimento e a popularização de materiais plásticos e de tecidos sintéticos modificaram profundamente a indústria dos bens de consumo.

No final do século XX e início do século XXI, o conhecimento químico está presente no desenvolvimento de materiais mais eficientes e de baixo impacto ambiental. Em razão dessa preocupação social com o ambiente, a chamada “Química verde” é considerada especialidade com grande potencial de crescimento neste século.



Sacolas biodegradáveis são cada vez mais usadas no comércio.

Características da matéria

Observe as fotografias a seguir.



Na foto à esquerda, o gás cloro no interior do recipiente incolor pode ser observado devido à sua coloração característica. A foto à direita mostra os metais mercúrio (A), que é líquido; cobre (B) e alumínio (C), que são sólidos.

A olho nu é possível diferenciar, por exemplo, um objeto confeccionado com cobre de um feito com alumínio. Isso é possível porque cada um desses metais apresenta propriedades que lhes são características: a cor do alumínio, por exemplo, é bem diferente da cor do cobre.

Essa mesma distinção pode ser feita entre a água e o gás cloro quando colocados em recipientes fechados distintos. A água é líquida e incolor e o cloro, um gás de coloração esverdeada.

Cada material é encontrado na natureza num estado físico característico (sólido, líquido ou gasoso).

O estado físico de um material depende das condições de temperatura e pressão em que ele é armazenado. À temperatura ambiente (25 °C) e ao nível do mar (1 atm), a água se encontra em maior quantidade no estado líquido. Nessas mesmas condições de temperatura e pressão, o ar que respiramos – uma mistura contendo, principalmente, nitrogênio, oxigênio, argônio e vapor de água – é um material gasoso.

Transformações da matéria

Tanto nos processos industriais mais sofisticados quanto no dia a dia, observamos constantemente transformações da matéria – objeto de estudo da Química.

Transformação da matéria é qualquer processo (ou conjunto de processos) pelo qual as propriedades de determinado material são modificadas.

Um cubo de gelo, quando retirado do congelador e mantido à temperatura ambiente, depois de algum tempo se transforma em água líquida. Se essa água for aquecida a temperaturas superiores a 100 °C, ao nível do mar, ela passa para o estado gasoso. São também exemplos de transformação da matéria o amadurecimento de um fruto, o cozimento dos alimentos, a queima dos combustíveis nos motores dos veículos e o próprio processo de crescimento e envelhecimento dos seres vivos.

Na análise das transformações da matéria, os químicos procuram identificar as propriedades que foram mantidas e as que sofreram modificações, constatando se um novo material foi ou não obtido.

SAIBA MAIS

O ar é matéria

O ar que respiramos é matéria, pois possui massa e ocupa lugar no espaço.

Há uma série de experimentos simples que comprovam essa afirmação. Um balão de festas (bexiga) aumenta de volume à medida que o ar é injetado em seu interior. Isso mostra que o ar ocupa lugar no espaço.

Pode-se verificar que os gases também constituem matéria determinando a massa de cilindros de ar comprimido utilizados para mergulho. À medida que o gás é utilizado, a massa total do cilindro diminui.



A massa do cilindro de ar comprimido diminui conforme o ar é utilizado pelos mergulhadores.

Energia e transformações da matéria

O ser humano usa a energia proveniente dos alimentos para o crescimento e a manutenção de seu organismo, bem como para realizar as mais variadas atividades: ler, escrever, estudar, trabalhar e até mesmo descansar.

Para sustentar a sociedade contemporânea, o ser humano utiliza, principalmente, a energia da queima de combustíveis, a do movimento das águas e a das usinas nucleares.

As transformações da matéria envolvem algum tipo de energia. Por exemplo, a passagem da água do estado sólido (gelo) para o estado líquido e do líquido para o gasoso ocorre devido à transferência de energia térmica (calor) para a amostra de água. Outro exemplo: a queima da parafina de uma vela produz energia luminosa (luz) e energia térmica.



Ethan Hyman/Raleigh News & Observer/MCT/Getty Images



Catalinus/Dreamstime.com/DJBR

O calor transferido para o gelo causa a sua mudança de estado físico (foto acima). A queima da vela gera energia luminosa e térmica para o ambiente.

Algumas transformações requerem energia para ocorrer, como o cozimento dos alimentos, que se processa mediante fornecimento de energia térmica. Outras, no entanto, ocorrem com liberação de energia: a queima dos combustíveis, por exemplo, libera energia térmica.

O ser humano, no decorrer do desenvolvimento das sociedades, aprendeu a utilizar as transformações da matéria para obter energia em diversas formas, entre elas a térmica, a elétrica e a luminosa.

As diferentes formas de energia podem ser transformadas umas nas outras. Por exemplo, no caso de um avião, a energia térmica liberada na queima do combustível é convertida em energia mecânica, capaz de promover o movimento da aeronave.

No Brasil, as principais fontes de energia elétrica são as usinas hidrelétricas, que convertem a energia potencial da água armazenada em represas na energia cinética que movimenta geradores e produz a energia elétrica. Em vários países da Europa e da Ásia e na América do Norte, as principais fontes de energia elétrica são as usinas nucleares e as usinas termelétricas (queima do carvão, do gás natural ou dos derivados de petróleo).

A exploração crescente dessas fontes de energia tem provocado impactos ambientais e sociais, como prejuízos à flora e à fauna decorrentes do alagamento de grandes áreas para a construção de hidrelétricas; remanejamento de milhares de pessoas por causa do alagamento de cidades e áreas nas quais elas moravam ou exerciam alguma atividade econômica; poluição atmosférica provocada pela queima de combustíveis fósseis, a qual afeta o ambiente e a saúde das pessoas, entre outros impactos.

AÇÃO E CIDADANIA

Um novo campo da Química



Ana Druziani/Fotografia

Embalagem de solvente atóxico.

Os termos “Química verde” ou “Química para o desenvolvimento sustentável” referem-se ao desenvolvimento de processos que reduzem ou eliminam a geração de resíduos tóxicos. Um dos desafios desse novo campo da Química é tornar esses processos viáveis sob o ponto de vista econômico.

O desenvolvimento desse campo de estudo começou na década de 1990, principalmente nos Estados Unidos, na Inglaterra e na Itália. Em pouco tempo, a Iupac (sigla em inglês para União Internacional de Química Pura e Aplicada) também se envolveu nessa nova proposta e considerou importante sua divulgação em todo o mundo.

Os avanços nessa área incluem a transformação do milho em plástico biodegradável, a produção de solventes atóxicos e a redução de resíduos gerados na manufatura de produtos farmacêuticos populares, como o ibuprofeno (anti-inflamatório e antitérmico). A indústria da celulose também modificou os processos de extração e branqueamento da sua matéria-prima, reduzindo significativamente os resíduos decorrentes da produção de papel.

Cabe a todos nós, consumidores, cobrar das autoridades públicas e das empresas a adoção de processos industriais que não provoquem danos ao ambiente. Entre as ações que o consumidor pode tomar estão a denúncia dessas empresas nas redes sociais e o boicote aos produtos por elas fabricados.

Conhecimento químico

O conhecimento químico formal teve início no século XVI, quando foi estabelecida a concepção de ciência moderna. Parte dele, entretanto, sempre esteve presente nas sociedades e na relação cotidiana do ser humano com a natureza.

O domínio do fogo significou um grande avanço tecnológico para a humanidade. Além da iluminação noturna, do aquecimento e da proteção contra o ataque de animais, o fogo permitiu o cozimento de alimentos, ampliando as possibilidades de consumo de vegetais e carnes.

Reconhecer materiais inflamáveis, apagar a chama usando água ou areia, verificar transformações nos alimentos ao assá-los ou cozinhá-los constituem conhecimento químico. Esse saber foi obtido de **modo empírico**, ou seja, com base em observação, prática, erros e acertos.

As carnes passaram a ser conservadas por mais tempo ao serem defumadas (em contato com a fumaça), secas ao sol ou salgadas.

Um dos passos decisivos para o desenvolvimento das sociedades foi a identificação dos metais e das suas propriedades adequadas para a produção de ferramentas. Os primeiros metais a serem utilizados – ouro, prata e cobre – eram extraídos diretamente da natureza, sem a necessidade de processos que envolvessem transformações.

De algum modo, o ser humano percebeu que certos minérios, quando expostos ao fogo, transformavam-se em metais. Chumbo e estanho foram obtidos dessa forma.

Entre 2000 e 3000 a.C., algumas civilizações dominaram a produção e o uso do bronze (mistura metálica de cobre e estanho), um material resistente e adequado para a confecção de armas e ferramentas. Essa tecnologia impulsionou a agricultura e permitiu uma nova organização econômica das sociedades.

Por volta de 1500 a.C., foi possível produzir o ferro a partir de seus minérios, com o desenvolvimento de fornos capazes de atingir temperaturas mais elevadas que a de fogueiras. As ligas obtidas desse metal produziam ferramentas e armas muito mais resistentes que as de bronze.

O desenvolvimento da cerâmica, do vidro, das técnicas de mumificação e de alguns medicamentos são outros exemplos de aquisição de conhecimento das transformações e propriedades dos materiais.

A contribuição da Química para a sociedade

A Química é responsável por uma série de avanços científicos e tecnológicos que têm contribuído para o aumento da qualidade e da expectativa de vida do ser humano.

Entre essas contribuições, merecem destaque o aumento da produção agrícola, o desenvolvimento de medicamentos e de novos materiais (biodegradáveis e recicláveis) e a produção de combustíveis menos poluentes.

Apesar de todos esses benefícios, o que predomina na sociedade é uma imagem negativa da Química, pois são muitos os processos industriais que geram resíduos tóxicos, os quais, quando não são devidamente tratados, provocam sérios danos ambientais. Dessa forma, é comum as pessoas relacionarem a palavra “química” com poluição, contaminação, desastres, situações de perigo ou risco de explosão.

Apesar desse aspecto negativo e da necessidade de reversão desse quadro, a Química tem uma participação fundamental no desenvolvimento da sociedade.

Os profissionais dessa área – professores, pesquisadores, químicos industriais e técnicos químicos de nível médio – não são diferentes dos demais profissionais: o que todos buscam é um mundo melhor, em que as pessoas tenham mais qualidade de vida, mais conforto e segurança.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Contribuições da alquimia* para a Química moderna

Os alquimistas foram responsáveis pelo desenvolvimento de inúmeras técnicas de laboratório, entre elas a calcinação, a destilação, a cristalização e o aquecimento em banho de areia e em banho-maria, muitas delas utilizadas nos laboratórios atuais.

Eles obtiveram também alguns materiais, como o ácido sulfúrico e o ácido nítrico, e investigaram algumas de suas propriedades, como a capacidade de dissolver metais.



Os alquimistas desenvolveram uma técnica de destilação muito semelhante à atual.

* A alquimia caracterizava-se por um conjunto de práticas e técnicas realizado na Idade Média por pessoas que buscavam, por exemplo, meios para obter a transmutação de metais em ouro, que era considerado um símbolo da perfeição.

1. Observe a paisagem na fotografia abaixo, que mostra uma parte da praia de Torres, localizada no Rio Grande do Sul (RS).

É possível afirmar que esse é um “ambiente natural”, em que a Química não está presente? Por quê?



Gerson Gerloff/Pulsar Imagens

Praia em Torres (RS). Foto de 2015.

2. Comente evidências históricas que nos permitem concluir que o conhecimento químico sempre esteve presente no desenvolvimento das sociedades.
3. O domínio do fogo pode ser considerado um conhecimento químico? Por quê? Cite alguns avanços tecnológicos dessa descoberta para a sociedade.
4. Quais são os estados físicos da matéria? Quais condições do ambiente podem influenciar o estado físico de determinado material? Explique.
5. Observe a fotografia a seguir, de um par de tênis.



silic3/Dreamstime.com/ID/BR

Identifique nesses tênis pelo menos dois materiais cuja produção industrial está relacionada ao conhecimento químico.

6. As transformações da matéria envolvem energia. Analise os exemplos a seguir e diga quais transformações absorvem energia do ambiente e quais liberam energia para o ambiente. Explique sua escolha.
 - a) Ebulição da água.
 - b) Reação química que ocorre em pilha alcalina.
 - c) Queima de uma vela.
 - d) Cozimento de uma batata.
7. As fotografias abaixo mostram dois processos que envolvem transformações da matéria.



NorGal/Shutterstock.com/ID/BR



Roman Sigeev/Shutterstock.com/ID/BR

Queima de gás na boca de um fogão (A) e ebulição da água (B).

- a) Qual é o tipo de energia envolvida em cada um desses processos?
 - b) Qual transformação se processa com absorção de energia?
 - c) Qual das duas transformações envolve liberação de energia?
8. A Química é responsável por diversos avanços científicos e tecnológicos, como o aumento na produção de alimentos e a descoberta de medicamentos. Muitos processos industriais geram, no entanto, resíduos tóxicos, que provocam sérios danos ambientais e à saúde. Em sua opinião, a Química traz mais benefícios ou prejuízos para as pessoas e para o ambiente? É possível ter avanços nessa área sem afetar o ambiente e a saúde das pessoas?

Atividade experimental

Normas de segurança, símbolos e tratamento de resíduos

Em que tipo de produtos esses símbolos de segurança poderiam ser encontrados em sua casa? Por que é importante saber o que eles significam?

Objetivo

Estabelecer regras básicas de segurança, identificar símbolos que alertam sobre os perigos e reconhecer a importância do descarte correto de resíduos.

Procedimento

Parte A

1. O professor apresentará algumas ocorrências comuns em laboratórios. Proponha uma alternativa de ação para cada uma delas. Consulte os símbolos de alerta do quadro ao lado.
2. Depois, forme um grupo com alguns colegas. Analisem as propostas individuais e elejam as melhores alternativas para agir em cada um dos casos de acidentes relatados.
3. Em seguida, a classe resume as conclusões dos grupos e monta um painel com as regras de segurança em laboratórios.

Analise e discuta

1. Durante o trabalho em grupo, quais critérios foram usados para fazer a escolha das melhores alternativas de ação?
2. De que forma a consulta aos símbolos de alerta contribuiu para a definição das melhores alternativas?

Parte B

1. Relacionem os procedimentos que a classe considera viáveis e que poderiam ser adotados para o descarte dos resíduos de experiências realizadas em laboratórios (materiais corrosivos e que contêm metais pesados, como pilhas, etc.).
2. Elaborem um painel de apresentação desses procedimentos.

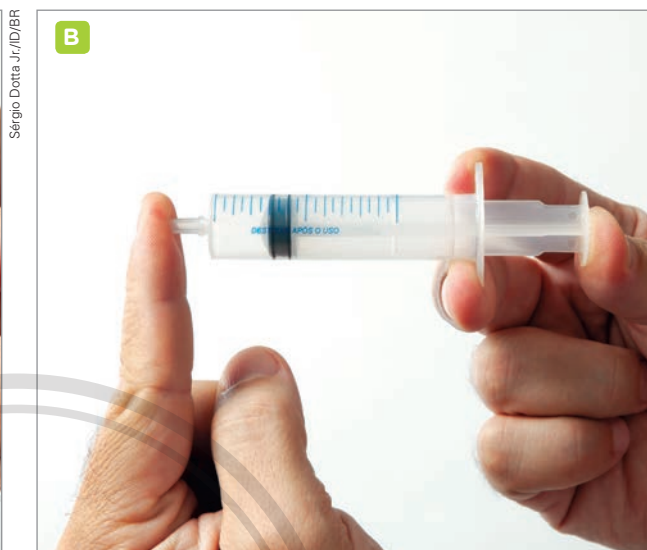
Analise e discuta

Analise, com os colegas, o que consta no painel. Se necessário, proponha complementá-lo com outras informações consideradas importantes.



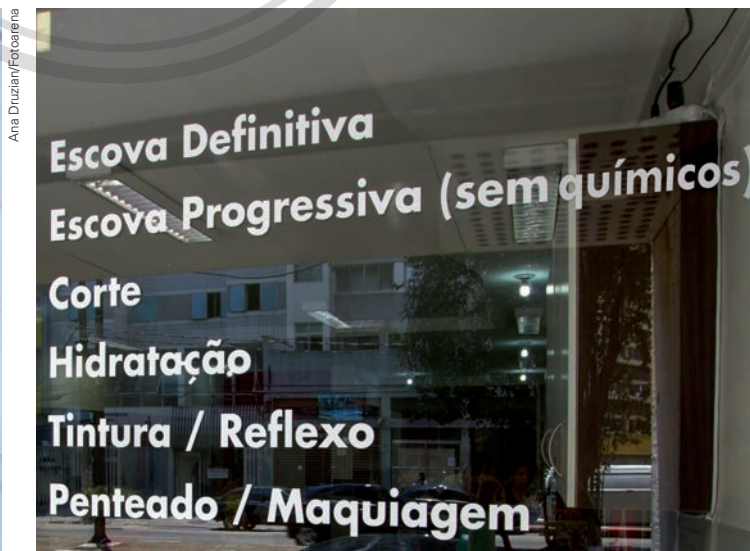
Observe, acima, alguns símbolos de segurança utilizados em produtos químicos para alertar sobre o risco envolvido no seu manuseio.

9. Dê um exemplo de um conhecimento empírico que você adquiriu ao longo de sua vida.
10. As fotografias abaixo mostram uma seringa vazia e sem agulha sendo manipulada. Em (A), o êmbolo da seringa está sendo puxado, e, em (B), está sendo pressionado, com um dedo indicador tampando a outra extremidade.



Nessa situação, não é possível pressionar o êmbolo até o final. Sugira uma explicação para esse fenômeno.

11. Determinado tipo de síntese possibilitou o desenvolvimento de materiais plásticos leves, baratos e resistentes – por exemplo, as sacolas plásticas distribuídas em mercados e outros estabelecimentos comerciais. Explique outras vantagens e desvantagens da popularização desse tipo de sacola.
12. Leia as frases a seguir, algumas encontradas em estabelecimentos comerciais e em propagandas.
- I. Perucas feitas de cabelo 100% natural, sem química.
 - II. Piscina com água mineral corrente, sem química.
 - III. Escova progressiva à base de queratina e proteínas do mel, sem químicos.
- Comente o equívoco dessas expressões.



13. Várias técnicas de laboratório utilizadas atualmente foram desenvolvidas pelos alquimistas. Duas delas são bem populares: o aquecimento em banho-maria e a destilação. Pesquise sobre essas duas técnicas e em que situações elas são usadas.

Rotas menos poluentes

Navegar é preciso; poluir é desnecessário. Nos laboratórios do Instituto de Estudos do Mar Almirante Paulo Moreira (IEAPM), da Marinha do Brasil, em Arрайal do Cabo (RJ), [...] o engenheiro químico e capitão-de-fragata William Romão está desenvolvendo uma tecnologia inédita que pode resultar na primeira tinta anti-incrustante ecologicamente segura e industrialmente viável.

O segredo, quem diria, está nas esponjas do mar. [...] Na sua história de 940 milhões de anos, elas se adaptaram de modo a produzir tipos especiais de glicerofosfolípídeos, compostos que as mantêm livres de cracas ou bichos pegajosos e oportunistas. [...]

Mas havia um problema. “Com um quilo de esponjas, conseguimos míseros dois miligramas dos glicerofosfolípídeos que nos interessavam”, conta Romão. Nesse ritmo, a equipe precisaria coletar milhares de esponjas marinhas para produzir alguns poucos litros de tinta. Inviável.

Romão conseguiu, em parceria com o Laboratório de Avaliação e Síntese de Produtos Estratégicos da Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ), desenvolver um método inovador capaz de sintetizar a tal substância anti-incrustante em escala industrial sem necessidade de extrativismo nos mares. Em vez de esponjas, Romão descobriu que poderia usar... Lecitina de soja!

Rico em óleos essenciais, fósforo e nitrogênio, esse insuspeito subproduto da agricultura mostrou-se ideal para a síntese química das substâncias anti-incrustantes desejadas pelo engenheiro do IEAPM. “É uma matéria-prima abundante e barata”, diz.

As cracas que se cuidem

Com alguns truques de engenharia química e uma boa visão de mercado, o grupo conseguiu preparar razoável quantidade de material anti-incrustante – que, para testes, foi incorporado em formulações de tintas comerciais. [...]

“Testamos a nova formulação em placas de metal na baía de Guanabara (RJ) por doze meses; os resultados foram excelentes”, comemora o pesquisador. [...]

Se a viabilidade econômica dessa promissora tecnologia se confirmar, uma nova tinta poderá estar no mercado dentro de poucos anos. Será uma tecnologia

inédita no mundo: a primeira tinta anti-incrustante não agressiva aos ecossistemas marinhos.

Laureado com o Prêmio Petrobrás de Tecnologia, o estudo de William Romão já havia rendido duas patentes no Brasil. E acaba de render uma terceira – desta vez, nos Estados Unidos. [...]. É a mais recente tecnologia anti-incrustante à base de biocida natural; e a patente é o primeiro passo para que uma nova geração de tintas marítimas seja viabilizada em escala industrial.

Todo otimista, no entanto, deve manter pés no chão. “Para ser aprovada, uma nova tinta deve passar pelo aval de 13 associações internacionais que regulam o setor”, lembra o biólogo Ricardo Coutinho, também do IEAPM. Registrar um novo material anti-incrustante pode custar milhares de euros; e o processo pode levar de cinco a dez anos em tramitação.



Embarcação sendo desincrustada em Ghent, França, em 2015.

Há outro entrave: “O fato de uma substância ser natural não significa que ela não possa ser danosa ao ecossistema quando disseminada em maior escala”, reconhece Romão. Por isso, o projeto prevê estudos toxicológicos capazes de averiguar se os novos compostos químicos – apesar de naturais e biodegradáveis – serão ou não prejudiciais quando usados em quantidades mais expressivas.

KUGLER, H. ICH. 2014. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/especiais/oceanos-envenenados/rotas-menos-poluentes>>. Acesso em: 25 fev. 2016.

Francis Lenoir/Reuters/Latinstock

PARA DISCUTIR

1. Na reportagem é apresentada uma sequência de pesquisa científica que vai da constatação de que cracas não aderem a esponjas até o desenvolvimento da tinta anti-incrustante. Descreva essa sequência.
2. Qual o problema encontrado pelos pesquisadores para a obtenção de grande quantidade de glicerofosfolípídeos e qual a solução encontrada por eles?
3. Um produto feito de substâncias naturais pode ser danoso ao ambiente? Por quê?
4. Pesquise quais prejuízos o acúmulo de cracas provoca em navios que fazem rotas marítimas.

Como as pessoas que conheço veem a Química?

O que as pessoas que convivem com você pensam da Química? Será que elas consideram as aplicações dessa ciência fundamentais para a vida humana ou uma ameaça à vida na Terra?

É o que você e os seus amigos vão descobrir!

Em várias situações da vida escolar, e também fora dela, como no mercado de trabalho, muitas vezes somos requisitados a realizar pesquisas, entrevistas e expor oralmente projetos, objetivos, procedimentos, resultados e opiniões.

O desafio do seu grupo é elaborar uma entrevista com pessoas próximas: vizinhos, funcionários da escola, parentes, amigos. As perguntas precisam ser bem formuladas pelo grupo para, no final, vocês chegarem a uma conclusão sobre a visão que essas pessoas têm da Química.



Frascos contendo medicamentos e outros materiais.

1. Façam uma lista das pessoas que poderão ser consultadas pelo grupo.
2. Ao começarem a entrevista, identifiquem os entrevistados, anotando idade, profissão, sexo e as respostas às questões escolhidas pelo grupo. Esses dados auxiliarão na elaboração das conclusões da entrevista.
3. Peçam ao entrevistado que cite pelo menos três exemplos de material em que a Química está presente. Se necessário, deem algumas dicas.
4. Solicitem também ao entrevistado que explique cada um dos exemplos escolhidos: se os materiais (produtos) são importantes ou não para o ser humano; se podem ou não poluir o ambiente; se a produção desses materiais causa danos ao ambiente, ao ser humano, etc.
5. Peçam ao professor de Língua Portuguesa que oriente como proceder para traçar o perfil dos entrevistados.
6. Elaborem uma lista pontuando os exemplos citados e também as definições apresentadas.
7. O conteúdo das entrevistas deve ser transformado em uma apresentação oral com aproximadamente 10 minutos de duração.
8. É fundamental organizar um texto para conduzir a apresentação. Lembrem-se: vocês não lerão o texto, ele será apenas um guia para a fala do grupo.
9. Elaborem uma conclusão sobre o trabalho.
10. Proponham uma ação que vise à conscientização das pessoas sobre a importância da Química na sociedade, principalmente aquelas que veem apenas os aspectos negativos dessa ciência.

Orientações para a apresentação oral

- Usem expressões de cortesia, como “bom dia” ou “obrigado(a) pela presença”.
- Olhem para todas as pessoas da sala.
- Certifiquem-se de que estejam sendo ouvidos por todos.
- Utilizem linguagem informal, mas evitem as gírias.
- Evitem ler os textos: demonstrem que vocês conhecem o que está escrito.

Unidades de medida e propriedades da matéria

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Unidades de medida.

Matéria e energia.

Mudanças de estado físico.



Marcelo Pardo/IDBR

A preparação de alimentos geralmente envolve medição e transformação de seus ingredientes.

A fotografia acima mostra alguns ingredientes e objetos utilizados em uma receita culinária. O preparo de um alimento pode envolver diversos tipos de medição, como a quantidade de cada ingrediente (que pode ser medida em uma balança), a temperatura a que eles são expostos, o tempo de aquecimento e outros procedimentos.

Todos os dias as pessoas realizam alguma forma de medição. Além do exemplo citado no parágrafo anterior, pode-se dosar a quantidade de açúcar ou de adoçante no café, no leite ou em sucos, observar a temperatura ambiente antes de sair de casa (quando a temperatura é alta, a escolha é por roupas mais leves, e, quando baixa, por roupas mais grossas), regular a pressão dos pneus de bicicletas, automóveis e caminhões, etc. Quais medições você faz com frequência? Por que é importante medir?

Algumas dessas observações podem ser classificadas como qualitativas (quando não é empregado um valor numérico, como “asse até dourar”) ou quantitativas (quando se emprega um valor numérico, como em “adicione 150 mL de leite”).

Neste capítulo, você também vai aprofundar seus conhecimentos sobre matéria e energia, reconhecer que algumas propriedades podem ser utilizadas na identificação dos materiais, enquanto outras não, e ainda analisar o comportamento de alguns sistemas durante o aquecimento dos materiais. Você vai perceber em seus estudos que energia e matéria estão relacionadas a processos de transformação química.

Unidades de medida

A queima de um material possibilita a observação de vários aspectos: sua facilidade para entrar em combustão, a cor da chama, a emissão de energia térmica, etc. Essas observações são **qualitativas**, pois não envolvem números.

Entretanto, muitos fenômenos são mais bem compreendidos por informações **quantitativas**. Medidas de massa, volume, temperatura, entre outras, feitas sistematicamente nos supermercados, nas padarias, nos laboratórios, são fundamentais para a Química e as ciências experimentais.

Tudo o que existe no Universo e que pode ser medido é chamado de **grandeza física** ou simplesmente **grandeza**, e os valores devem ser expressos em **unidades**.

Para facilitar e uniformizar a comunicação científica e comercial entre os diversos países, foi criado o **Sistema Internacional de Unidades (SI)**, que estabeleceu padrões para as unidades de medida das grandezas físicas.

Veja alguns exemplos na tabela a seguir.

Grandeza	Nome da unidade	Abreviatura
massa	quilograma	kg
comprimento	metro	m
volume	metro cúbico	m ³
temperatura termodinâmica	kelvin	K

Massa

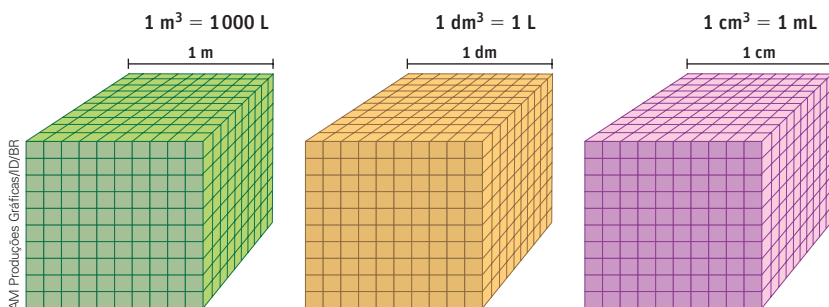
A **massa** é uma grandeza relacionada à quantidade de material presente em um corpo, e sua medida é feita por uma **balança**, que permite a comparação entre a massa de um material e a massa adotada como padrão.

Apesar de a unidade-padrão de massa ser o **quilograma (kg)**, é muito comum medi-la usando seus submúltiplos (como o grama, g, e o miligrama, mg) ou múltiplos (como o megagrama, Mg). Embora o megagrama seja a unidade do SI para indicar a massa correspondente a 1000 kg, a unidade que se usa com maior frequência é a tonelada (símbolo t), que é aceita como unidade em uso no SI.

Volume

O **volume** é a grandeza que corresponde ao espaço ocupado por um corpo. A medida de volume de líquidos geralmente é feita com o uso de vidrarias apropriadas, como cilindros graduados ou provetas (A), pipetas (B) e balões volumétricos (C), que apresentam marcações que permitem medir volumes (veja a fotografia ao lado).

As unidades de volume derivam das unidades de comprimento. A unidade-padrão de comprimento é o metro (m), e a de volume, o metro cúbico (m³), que corresponde ao volume de um cubo de 1 metro de aresta e equivale a 1000 litros. As unidades mais usadas no dia a dia, entretanto, são o litro (L) e o mililitro (mL), que são unidades também aceitas pelo SI.

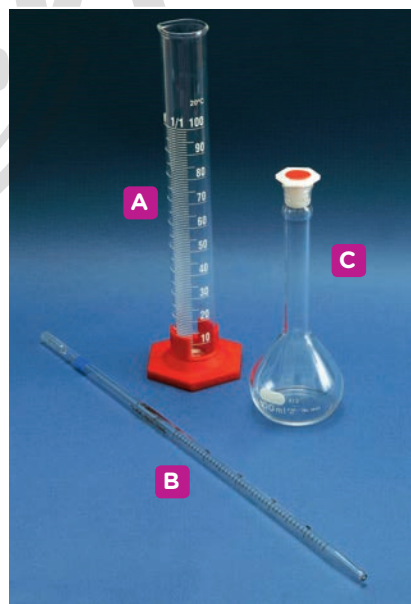


AM Produções Gráficas/ID/BR



Edson Sato/Pulsar Imagens

Balanças são usadas para medir a massa dos corpos. Qual a massa desses tomates?



Sérgio Dotta Jr./ID/BR

Vidrarias utilizadas para medir o volume de líquidos: proveta (A), pipeta (B) e balão volumétrico (C).

O primeiro cubo apresenta volume de 1 m³ (1 m × 1 m × 1 m), que corresponde à unidade-padrão de volume no SI. Em Química, entretanto, as unidades mais utilizadas são o litro (L), que corresponde a 1 dm³, e o mililitro (mL), que corresponde a 1 cm³.

Temperatura

A medida da temperatura é feita por meio de **termômetros**. O termômetro mais comum é o que relaciona a temperatura com a altura da coluna de um líquido no interior de um tubo fino de vidro. Um aumento de temperatura faz com que o líquido se dilate e a coluna desse líquido suba dentro do tubo de vidro. Um líquido muito colocado nos termômetros é o mercúrio, pois a dilatação térmica desse metal é grande e uniforme. A graduação na parte externa do tubo é chamada de **escala termométrica**.

No Brasil, a escala mais comum de medida de temperatura é a de **graus Celsius**. De forma simplificada, pode-se dizer que há dois pontos de referência nessa escala: o de congelamento (0 °C) e o de ebulição da água (100 °C), ao nível do mar. Essa escala foi dividida em 100 partes iguais, chamadas de “graus”.

No SI adota-se a **temperatura termodinâmica** medida pela unidade **kelvin**, muito utilizada no meio científico. Sua relação com a escala em **graus Celsius** é expressa da seguinte forma:

$$T (\text{K}) = t (\text{°C}) + 273,15$$

O zero kelvin, ou zero termodinâmico, é a temperatura mais baixa que pode existir e corresponde a $-273,15 \text{ °C}$. Até hoje nunca se conseguiu atingir essa temperatura.

Na maioria dos cálculos de conversão de graus Celsius em kelvin, o valor 273,15 costuma ser aproximado para 273, pois os termômetros mais usados em laboratórios permitem apenas a leitura de temperaturas de grau em grau, sem casas decimais.

Densidade

É comum os meios de comunicação noticiarem casos de derramamento de petróleo no mar. Esse óleo não afunda e forma uma grande mancha na superfície da água, que pode ser contida com o uso de boias. Materiais mais densos que a água tendem a afundar nela, e os menos densos, a flutuar. O óleo não afunda por ter densidade menor que a da água.

A **densidade** é uma grandeza que relaciona a massa de um material com o volume que ele ocupa.

A densidade pode ser expressa pela divisão da massa pelo volume.

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \Rightarrow d = \frac{m}{V}$$

A unidade de densidade no SI é o quilograma por metro cúbico (kg/m^3), embora as unidades mais utilizadas sejam o grama por centímetro cúbico (g/cm^3) e o grama por mililitro (g/mL).

A densidade depende da temperatura, pois os materiais sofrem contração ou dilatação de seu volume com a variação da temperatura. Assim, é adequado indicar a temperatura em que foi feita a medição.

Material	Água	Óleo de soja	Vidro	Isopor
$d (\text{g/cm}^3)$, a 25 °C	13,5	1,0	2,7	11,3

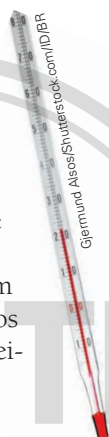
Fontes de pesquisa: Anvisa e Programa de Pós-Graduação em Engenharia Química da UFSC. Disponíveis em: <<http://portal.anvisa.gov.br/wps/portal/anvisa/home>>; <<http://www2.enq.ufsc.br/teses/m095.pdf>>. Acessos em: 25 fev. 2016.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Escala termodinâmica de temperatura

William Thomson propôs uma escala de temperatura que não incluía valores negativos, pois partia do zero absoluto, equivalente a -273 °C .

Em 1882, a rainha Vitória recompensou Thomson com o título de Lorde Kelvin por sua grande contribuição às ciências, e sua escala de temperatura passou a ser chamada kelvin, adotada atualmente como padrão internacional de temperatura.



Os termômetros de laboratório (como o mostrado na fotografia) permitem uma medida de temperatura mais ampla do que os termômetros clínicos.



Se um cubo de chumbo (A) e outro de alumínio (B) de volumes iguais a 27 cm^3 forem colocados separadamente em uma balança, a 25 °C, a massa de cada um deles será, respectivamente, 305,1 g e 72,9 g.

Pressão

É mais fácil perfurar uma folha de papel com a ponta de uma caneta do que aplicar a mesma força para tentar rompê-la com a palma da mão. Isso ocorre porque a folha recebe uma pressão maior quando em contato com a ponta fina da caneta.

A **pressão** é uma grandeza que corresponde à força aplicada sobre um corpo ou objeto dividida pela área sobre a qual a força é exercida.

A pressão pode ser expressa pela seguinte fórmula:

$$\text{pressão} = \frac{\text{força}}{\text{área}} \Rightarrow p = \frac{F}{a}$$

É comum utilizar as unidades **milímetro de mercúrio (mmHg)** e **atmosfera (atm)**, embora a unidade-padrão de pressão no SI seja o **pascal (Pa)**.

Veja algumas unidades de pressão e as correspondências na tabela abaixo.

atm	mmHg	cmHg	torr	bar	Pa
1	760	76	760	1	$1,0 \times 10^5$

Fonte de pesquisa: LIDE, David R. *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. p. 1-35. (Versão eletrônica.)

A camada de ar que envolve a Terra exerce uma pressão sobre todos os corpos – a **pressão atmosférica**. Essa pressão depende da altitude local. Quanto maior a altitude, mais rarefeito torna-se o ar e, portanto, a pressão é menor do que em um local de menor altitude.

Ao nível do mar, a pressão do ar atmosférico é de 1 atm (pressão normal), que corresponde a aproximadamente $1,0 \times 10^5$ Pa (o valor exato é $1,01325 \times 10^5$ Pa).

Solubilidade

Quando uma pequena quantidade de sal de cozinha é adicionada a um copo que contém água, nota-se após algum tempo que o sal “desaparece”, originando um líquido incolor e transparente, que é a mistura da água com o sal nela dissolvido. Costuma-se dizer, no caso dessa mistura, que o sal é o **soluto**, e a água, o **solvente**. A mistura resultante é uma **solução**.

O que acontecerá se a essa solução for acrescentado cada vez mais sal de cozinha? Por quê?

Em vários casos, há um limite na quantidade de soluto que pode ser dissolvido em determinada quantidade de solvente a certa temperatura e pressão. Esse limite é conhecido por **solubilidade**.

A solubilidade é obtida experimentalmente, e sua variação com a temperatura pode ser representada em gráficos ou curvas de solubilidade.

Pela análise dos gráficos, verifica-se que a solubilidade depende do tipo de material a ser dissolvido na água, bem como da temperatura.

Observe, no gráfico ao lado, que a solubilidade do cromato de potássio é cerca de 65 g desse material em 100 g de água a 20 °C. Assim, se o cromato de potássio (soluto) for gradativamente adicionado a 100 g de água (solvente), a 20 °C, sob agitação constante, será possível dissolver um máximo de 65 g desse soluto. Qualquer quantidade de cromato de potássio adicionada acima desse valor, nas condições do experimento, implicará a não dissolução da massa excedente. Nesse caso, dizemos que a solução está **saturada**.

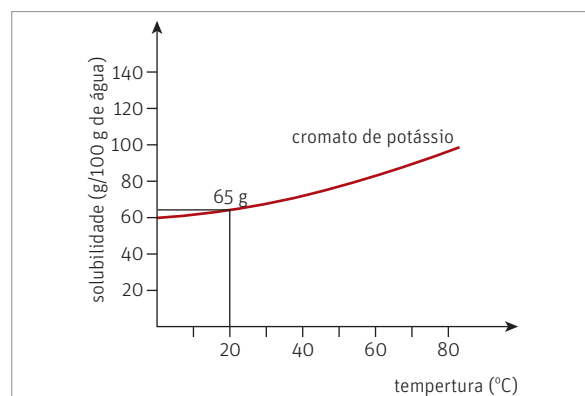
AÇÃO E CIDADANIA

Pressão e hipertensão

O coração humano bate cerca de 60 a 80 vezes por minuto para bombear o sangue pelo corpo. A pressão arterial é resultado da força que o sangue exerce contra a parede interna das artérias.

A pressão arterial adequada pode ser mantida sob controle com a prática diária de atividades físicas (sempre sob orientação médica) e com a adoção de uma alimentação balanceada. Quem fuma ou consome grande quantidade de bebidas alcoólicas ou sal de cozinha está mais sujeito a ter problemas com a pressão arterial.

A campanha “Eu sou 12 por 8”, criada pela Sociedade Brasileira de Cardiologia, busca conscientizar a população sobre a hipertensão arterial por meio de palestras, debates, exames e encaminhamento médico.



Solubilidade do cromato de potássio.

Fonte de pesquisa: AUCÉLIO, R. Q.; TEIXEIRA, L. R. de S. Solubilidade. Disponível em: <http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_solubilidade.pdf>. Acesso em: 25 fev. 2016.

Exatidão e precisão nas medidas

Os valores de massa, volume, temperatura, pressão, densidade e solubilidade utilizados na Química são, sempre que possível, obtidos pela média de várias medidas. Em geral, quanto maior o número de medidas feitas, menor a incerteza do valor médio obtido. A **precisão** e a **exatidão** de uma medida estão, portanto, relacionadas com esse procedimento.

Precisão, exatidão e erros

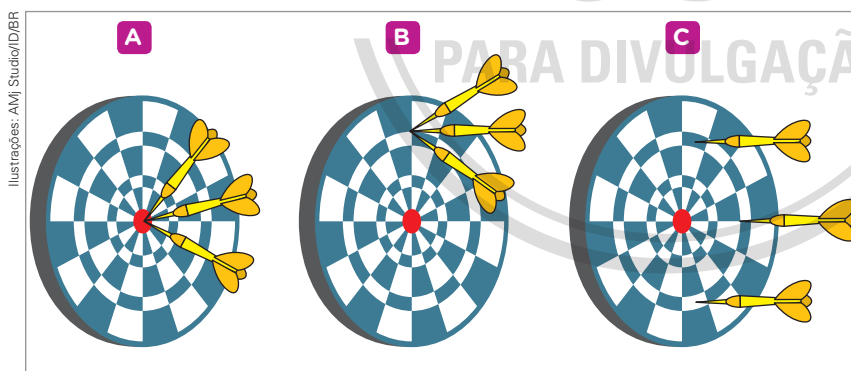
A **precisão** ou **repetibilidade** de uma medida indica o quanto as medidas repetidas estão próximas umas das outras. Os cientistas tentam obter valores mais precisos realizando muitas medidas e calculando a média dos resultados.

A **exatidão** mostra que o valor de uma medida está muito próximo do valor normalmente aceito como referência (também denominado **valor real**).

Mas medidas precisas podem resultar em valores inexatos. Erros desse tipo ocorrem quando, por exemplo, um resíduo sólido fica no prato de uma balança. Se esse resíduo não for retirado, todas as pesagens apresentarão um **erro sistemático**, e os valores obtidos serão precisos (próximos entre si), porém a massa média obtida será inexata (distante do valor real).

Há também a possibilidade de **erros aleatórios**, os quais podem ter várias causas. Leituras incorretas executadas pelo operador e mudanças nas condições experimentais podem levar a medidas imprecisas e inexatas.

Os conceitos de precisão e exatidão podem ser ilustrados pela distribuição de dardos lançados contra um alvo, como ilustramos abaixo. A figura **A** mostra que o atirador foi preciso e exato, porque todos os dardos atingiram o centro do alvo. A figura **B** mostra que o atirador foi preciso, mas não exato, pois os dardos não atingiram o centro do alvo (apesar de todos eles estarem juntos). A figura **C** indica que o atirador não foi preciso nem exato.

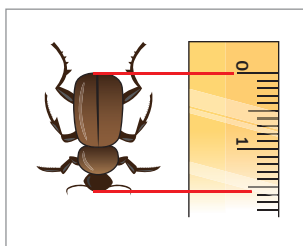


Fonte de pesquisa: KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. J. *Química Geral e reações químicas*. 5. ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005. v. 1. p. 22.

Algarismos significativos

Os **algarismos significativos** de uma medida são todos aqueles conhecidos com exatidão, mais um último dígito duvidoso, que pode ser avaliado ou estimado.

A medida do corpo do besouro, obtida com a régua da figura ao lado, é 1,55 cm. Nesse caso, temos certeza de que os dois primeiros algarismos (1 e 5) estão corretos, mas o último algarismo (5) é duvidoso, pois foi estimado. No exemplo, são três os algarismos significativos, e a incerteza encontra-se no último algarismo da direita.



Fonte de pesquisa: E-Física, USP. Algarismos significativos. Disponível em: <<http://efisica.if.usp.br/mecanica/universitario/incertezas/algarismos/>>. Acesso em: 25 fev. 2016.

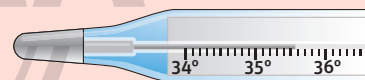
Incerteza nas medidas

Quando uma pessoa realiza uma medida, o resultado obtido não é apenas um número. Essa medida possui uma unidade e também o que se denomina incerteza da medida.

A incerteza em uma medida representa, entre outras, a impossibilidade de construção de instrumentos absolutamente precisos e a impossibilidade de existirem observadores absolutamente exatos. Quando um instrumento é usado, pode-se afirmar que existe uma faixa de valores na qual se encontra o resultado.

O termômetro representado na figura a seguir apresenta divisões em unidades e décimos de grau. Imagine que esse método de medida seja absolutamente correto e, portanto, que as unidades fornecidas pelo fabricante sejam precisas.

Qual é, em unidades do termômetro, a temperatura medida?



A temperatura que se observa está, sem dúvida alguma, entre 35,5 °C e 35,6 °C, sendo possível estimar os centésimos de grau. A coluna do líquido ultrapassa pouco a marca de 35,5 °C, e pode-se estimar que a temperatura seja 35,52 °C. No entanto, não é possível afirmar que o valor correto seja exatamente esse. Essa medida tem quatro números significativos, mas o último dígito (2) é incerto. Diz-se, portanto, que “o resultado” está entre 35,5 °C e 35,6 °C.

1. Em artigos científicos é comum a utilização da unidade kelvin para medida de temperatura. Observe a seguir um trecho de um artigo publicado na revista *Pesquisa Fapesp*.

A zero grau Celsius ($^{\circ}\text{C}$), a água normalmente se solidifica, virando gelo. Mas, em certas condições específicas, mesmo a temperaturas bem abaixo do ponto de congelamento, ela se mantém líquida e apresenta propriedades [...] peculiares. Um grupo de pesquisadores da Universidade Federal do ABC (UFABC) acredita ter flagrado um comportamento singular [...]. Confinada em micro e nanotubos [...] e submetida à temperatura de 204 kelvin [...], a água não só permanece no estado líquido, algo já conhecido, como exibe simultaneamente duas fases distintas [...]. “Há uma coexistência de água de alta e de baixa densidade [...]”, afirma o físico Herculano Martinho [...].

PIVETTA, M. H_2O no nanotubo. *Revista Pesquisa Fapesp*, n. 235, set. 2015.

Analisando o trecho, qual é a temperatura, em graus Celsius, a que a água foi submetida na pesquisa?

2. Uma indústria de confecção de placas de alumínio deseja transportar 100 placas para um cliente. Considerando que o veículo de transporte pode carregar até 3 toneladas e que as dimensões de cada placa são $2\text{ m} \times 50\text{ cm} \times 2\text{ cm}$, calcule:
- a massa, em kg, de cada placa de alumínio;
 - a quantidade mínima de viagens necessárias para que apenas um veículo de transporte entregue o material solicitado ao cliente.

Dado: densidade do alumínio = $2,7\text{ g/cm}^3$

3. Na tradução de um livro de receitas, a temperatura permaneceu em graus Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$), unidade muito utilizada nos Estados Unidos. Na receita, o alimento deveria permanecer no forno a $392\text{ }^{\circ}\text{F}$ durante 30 minutos. Determine a temperatura do forno em graus Celsius, sabendo que a relação entre a escala Fahrenheit e a escala Celsius é dada por:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{(^{\circ}\text{F} - 32)}{1,8}$$

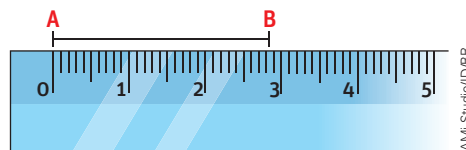
4. A determinação da densidade de um sólido de formato irregular pode ser feita da seguinte maneira:

- Medição da massa do sólido em uma balança.
- Introdução do sólido em uma proveta contendo certa quantidade de líquido. **Obs.:** O sólido deve ser mais denso que o líquido e não se dissolver nele, assim como deve ter tamanho compatível com o da proveta.
- Determinação do volume do sólido pelo registro da diferença entre o volume inicial e o volume final do líquido indicados na proveta.
- Cálculo da densidade por meio do quociente entre massa e volume.

Após colocar um sólido de massa igual a $2,1\text{ g}$ em uma proveta contendo 10 mL de água, observou-se que o volume final do líquido foi de $10,6\text{ mL}$. O sólido era formado por vidro ou diamante? Justifique.

Dados: $d_{\text{vidro}} = 2,7\text{ g/cm}^3$; $d_{\text{diamante}} = 3,5\text{ g/cm}^3$

5. Observe a figura a seguir.



- Como você expressaria a medida do comprimento do segmento AB?
- Quais são os algarismos corretos dessa medida?
- Qual é o algarismo duvidoso nessa medida?

6. Um estudante, **A**, faz quatro medições do diâmetro de uma moeda usando um instrumento chamado paquímetro. Outro estudante, **B**, mede a mesma moeda usando uma régua plástica comum. Os resultados obtidos estão na tabela a seguir.

Estudante A	Estudante B
2,625 cm	2,61 cm
2,624 cm	2,60 cm
2,625 cm	2,62 cm
2,623 cm	2,63 cm

- Qual estudante obteve a média mais precisa? Por quê?
- Qual é o algarismo duvidoso nas medidas feitas pelo estudante **A**?
- Quantos algarismos significativos apresentam os valores obtidos pelo estudante **B**? A incerteza encontra-se em qual algarismo?

7. Considere que uma garrafa plástica de 2 L foi preenchida com $1,5\text{ L}$ de água, a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, e depois colocada em um congelador. Qual o volume que o sólido (gelo) ocupará no momento em que toda a água estiver congelada a 0°C ?

Dados: densidade da água a $25\text{ }^{\circ}\text{C} = 1,00\text{ g/cm}^3$; densidade do gelo a $0\text{ }^{\circ}\text{C} = 0,92\text{ g/cm}^3$

8. A temperatura de fusão, isto é, a temperatura em que um material passa do estado sólido para o líquido, é uma grandeza física que pode ser utilizada para distinguir materiais de composição diferente. Considerando duas amostras sólidas, **X** e **Y**, e suas respectivas temperaturas de fusão, $43,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $45,0\text{ }^{\circ}\text{C}$, responda se é possível distinguir essas amostras utilizando um termômetro com incerteza de $\pm 1\text{ }^{\circ}\text{C}$. Justifique sua resposta.

Escalas de temperatura

Desde 1967, a unidade de medida de temperatura convencionalizada pelo Sistema Internacional de Medidas (SI) como o padrão a ser adotado pela comunidade científica é a escala kelvin (K). Contudo, até o estabelecimento desse padrão, ocorreram debates entre estudiosos de diferentes países, de acordo com o contexto social e cultural de cada época.

Desde a invenção e a fabricação dos primeiros termômetros, em meados do século XVI, buscava-se um instrumento que fosse capaz de medir quantitativamente a temperatura dos corpos. Para alcançar esse objetivo, escalas de medida foram incorporadas aos termômetros. O que se observou, ao longo dos séculos XVII e XVIII, foi a proliferação de centenas de escalas de temperatura. Com isso, tornou-se difícil, por exemplo, a comparação entre investigações meteorológicas realizadas em diferentes localidades. Com tantas opções, na virada do século XVIII para o XIX, três escalas predominaram: a de Daniel Fahrenheit, a de René-Antoine Réaumur e a de Anders Celsius. Mais tarde, em meados do século XIX, William Thomson, conhecido posteriormente como Lorde Kelvin, propôs uma escala de temperatura absoluta, que começou a ser utilizada sem, no entanto, desconsiderar as outras três.

Termômetro e escala de Fahrenheit

Fahrenheit aprendeu a confeccionar termômetros com o astrônomo Ole Römer. Tais instrumentos usavam mercúrio, até então pouco utilizado, e inovações propostas pelo próprio Fahrenheit, como o emprego de uma nova escala de medida. Esta escala foi modificada várias vezes ao longo do tempo. Uma das escalas propostas apresentava três pontos fixos: zero grau para uma mistura de gelo, água e sal do mar; 32 graus para uma mistura de gelo e água; e 96 graus para a temperatura corporal de uma pessoa sadia. Na última escala proposta em vida, Fahrenheit optou pelos dois últimos pontos fixos. Após a sua morte, o ponto em 96 graus foi substituído pelo ponto de ebulição da água, a 212 graus.

A escala de Fahrenheit foi adotada nos Países Baixos, local em que viveu boa parte da sua vida, e na Inglaterra, onde Fahrenheit a divulgou.

Termômetro e escala de Réaumur

O termômetro de Réaumur foi adotado na França e em outros países da Europa Central ao longo do século XVIII devido ao prestígio da Académie Royale des Sciences (Academia Real de Ciências) e à alta reputação do seu criador. Seu primeiro termômetro data de 1730 e utilizava como líquido

o “espírito do vinho” (composição próxima ao álcool etílico) por conta da sua grande dilatação, o qual vinha sendo largamente utilizado desde o século anterior na fabricação de termômetros. Réaumur dividiu sua escala em 80 partes (ou graus), pois, para ele, o número 80 era conveniente para se dividir em partes menores. Assim, para o seu termômetro, ele tomou o derretimento do gelo como zero grau e o ponto de ebulição da água como 80 graus. No decorrer do século XVIII, artesãos franceses começaram a confeccionar termômetros de mercúrio em razão da dificuldade de padronização do líquido que os compunham, pois qualquer alteração em sua composição afetaria também as medidas. Isso resultou na popularização do termômetro de Réaumur com mercúrio no fim do século XVIII, bem como seus pontos fixos.

Termômetro e escala de Celsius

Na mesma época, Celsius, tendo como referência os termômetros que conhecia, confeccionou seu próprio termômetro e escala com o intuito de obter observações meteorológicas mais precisas. Ele levantou uma questão não presente nos termômetros anteriores: quando a água entra em ebulição? Para ele, a ebulição ocorria quando grandes bolhas subiam ao longo da superfície da água, acompanhada da temperatura constante do termômetro. Além disso, confirmou uma observação de Fahrenheit: a de que a temperatura de ebulição variava de acordo com a altitude. De posse dessas informações, Celsius condicionou o valor de temperatura de ebulição para uma substância a uma altitude específica. Ele estabeleceu zero grau para a ebulição da água e 100 graus para o congelamento dela. Essa escala só seria “invertida” após a sua morte, por recomendação de Carolus Linnaeus, amigo de Celsius, o qual se baseou, provavelmente, no fato de seu amigo lidar com termômetros que possuíam escalas nas quais o aumento do calor era indicado pelo aumento nos números da escala.

Escalas e meteorologia

Em razão do uso de diferentes escalas, elas passaram a ser identificadas com a inicial de seus criadores: F para Fahrenheit, R para Réaumur e C para Celsius.

No âmbito científico, essas escalas foram substituídas pela escala Kelvin, em razão da arbitrariedade dos números atribuídos nas outras escalas e também com o intuito de recorrer a uma escala que não necessitasse de uma substância específica para calibração. As escalas Fahrenheit, Celsius e Réaumur são usadas em diferentes contextos, como em medições meteorológicas.

ANALISE E DISCUTA

1. Quais dificuldades podemos enfrentar quando diferentes escalas de medida são utilizadas?
2. Que fatores influenciaram a adoção das escalas Fahrenheit e Réaumur em diferentes regiões da Europa?
3. Quais foram as justificativas dos cientistas para a adoção da escala kelvin?

Matéria e energia

Muitas transformações ocorrem ao nosso redor e dentro de nós mesmos a todo instante. Essas transformações envolvem **matéria** e **energia**.

Matéria e energia em uma combustão

A matéria pode ser encontrada, principalmente, na forma de sólido, líquido ou gás. A energia, como já vimos, pode se manifestar sob a forma de luz, de calor, de eletricidade, de movimento (de água ou de ar), entre outras.

A combustão é um tipo de transformação que envolve a combinação entre um material **combustível** e um material **comburente** (material – geralmente o gás oxigênio – capaz de interagir com um combustível resultando em combustão), com formação de outros materiais e liberação de energia. Durante uma combustão, parte da energia armazenada no combustível e no comburente é transformada em energia térmica e luminosa.

A exploração e o refino dos combustíveis fósseis – matéria resultante da decomposição de restos de animais, plantas e outros seres vivos soterrados há milhões de anos – permitiram uma série de facilidades no mundo contemporâneo. A gasolina (que movimenta os automóveis), o óleo *diesel* (que abastece ônibus e caminhões), o gás de cozinha (usado para aquecer, assar ou cozinhar os alimentos) e o carvão mineral (empregado em usinas termoelétricas) são alguns exemplos de combustíveis fósseis.

As reações de combustão são de extrema importância não só pela energia obtida por meio da queima de combustíveis, mas também por sua participação em nosso metabolismo. A “queima” da glicose, por exemplo, consiste em sua transformação com liberação gradual de energia, que é utilizada ou armazenada durante os processos metabólicos. Essa energia contribui para a manutenção da temperatura corpórea e para a execução de muitas atividades realizadas diariamente pelo nosso corpo.

AÇÃO E CIDADANIA

Poluição e saúde

A poluição gerada nos grandes centros urbanos tem origem, principalmente, na queima de combustíveis fósseis, entre eles a gasolina e o óleo *diesel*. A queima desses combustíveis resulta no lançamento de uma grande quantidade de dióxido de carbono (gás carbônico), de monóxido de carbono e de outros poluentes na atmosfera.

Um estudo feito pela Organização Mundial da Saúde estima que a poluição atmosférica será a causa de 250 mil mortes de brasileiros nos próximos 15 anos, 25% delas somente na cidade de São Paulo. Mais de 90% das partículas poluentes presentes no ar são lançadas por veículos motorizados e podem levar 1 milhão de pessoas a se hospitalizar, elevando os gastos públicos com saúde para algo em torno de R\$ 1,5 bilhão.

Fonte de pesquisa: 68ª Assembleia da Organização Mundial da Saúde. Bruxelas, 26 maio 2015. Resolução “Saúde e meio ambiente: abordagem dos impactos à saúde com a poluição do ar”.

1. Quais doenças são provocadas pela poluição atmosférica?
2. O que pode ser feito para reduzir a poluição do ar e beneficiar a saúde das pessoas?

SAIBA MAIS

O controle do fogo

Aprender a produzir e a controlar o fogo foi uma das grandes conquistas da humanidade. Com o fogo, o ser humano conseguiu afugentar os animais que o ameaçavam e não temer mais o frio ou a escuridão. Alimentos cozidos ou assados passaram a fazer parte da dieta humana.

O fogo também colaborou para o desenvolvimento de várias técnicas, como a produção de utensílios de cerâmica com barro e a obtenção dos metais a partir dos minérios.

O vidro, as ligas metálicas, a porcelana, o cimento armado e muitos outros materiais extremamente importantes no nosso cotidiano são produzidos pela ação do fogo.



Representação artística de um ser humano primitivo produzindo e controlando o fogo, um dos principais avanços da humanidade. Louis Figuier, 1870. Gravura colorizada posteriormente.

Sheila Terry/SP/Latinstock

Propriedades da matéria

Quando uma porção de água pura em uma panela ferve ao ser aquecida na boca do fogão, podemos observar pelo menos dois fenômenos: a água líquida sendo transformada em água gasosa e a combustão do gás, que produz uma chama azul e fornece energia para o aquecimento da água. Essas duas transformações têm diferentes características.



Fernando Favoretto/Clear Imagem

Durante a ebulição da água em panela exposta à chama de um fogão a gás ocorrem duas transformações: a combustão (queima) do gás e a mudança de estado físico da água.

A fervura (ebulição) não altera a composição da matéria (a água continua sendo água) e ocorre a uma temperatura específica nas condições do aquecimento, o que corresponde a uma propriedade física da água.

Já a queima (combustão) do gás de cozinha implica uma alteração de composição, pois o gás e o oxigênio se transformam em outros materiais. A combustibilidade é uma propriedade química do gás de cozinha.

As **propriedades químicas** de um material estão associadas à sua capacidade de transformar-se em outro material. Uma propriedade química da gasolina é a de queimar-se em determinadas condições e, com isso, produzir energia e outros materiais.

As **propriedades físicas** de um material são as que podem ser observadas ou medidas sem que ocorra modificação na composição do material. Alguns exemplos de propriedades físicas são: a cor, a dureza, o estado físico (sólido, líquido ou gasoso) e a densidade. Uma propriedade física da gasolina é ser líquida em condições ambientes.

As **propriedades físicas** podem ser **gerais** ou **específicas**.

Propriedades físicas gerais da matéria

Todos os materiais, independentemente de sua composição, apresentam, por exemplo, massa e volume. Por isso, tanto a massa quanto o volume são classificados como **propriedades físicas gerais da matéria**. A medida de 1 quilograma pode representar a massa de qualquer material, bem como 1 litro pode ser associado ao volume de inúmeros materiais.

As propriedades gerais da matéria não permitem diferenciar os materiais. Como outros exemplos de propriedades gerais podemos citar a impenetrabilidade (dois corpos não ocupam o mesmo lugar no espaço) e a temperatura (corpos que estão em um mesmo ambiente apresentam a mesma temperatura depois de determinado tempo).

QUÍMICA E FÍSICA

Aceleração da gravidade, massa e peso



NASA/SPL/Imagem

O peso do astronauta na Lua é aproximadamente seis vezes menor que na Terra, mas a massa dele é a mesma tanto aqui quanto lá. Astronauta Alan Bean, da missão Apollo 12, em 1969.

A **força gravitacional** terrestre atrai os corpos para o centro do planeta. A força com que a Terra atrai um corpo é o **peso** dele, que depende de sua massa e do lugar em que ele se encontra.

A **massa** de um corpo está relacionada à quantidade de matéria que o constitui e não depende do local em que é feita a sua medição. Por isso, o peso de um corpo pode variar em diferentes planetas, mas a massa será sempre a mesma.

Há uma relação direta entre peso, massa e aceleração da gravidade:

$$P = m \cdot g$$

P = peso; **m** = massa; **g** = aceleração da gravidade.

Um astronauta que for à Lua poderá pular alto sem muito esforço, pois lá a força gravitacional é cerca de seis vezes menor que na Terra: sua massa permanecerá a mesma, mas seu peso será seis vezes menor.

Propriedades físicas específicas da matéria

O conhecimento da massa ou do volume de um objeto não permite a identificação do material de que ele é feito. Os materiais apresentam, porém, certas propriedades físicas – tais como densidade, temperatura em que o material ferve (temperatura de ebulição) ou se funde (temperatura de fusão), condutibilidades elétrica e térmica, cor, textura, sabor e cheiro – que variam de um material para outro. Essas são as **propriedades físicas específicas da matéria**. Cada material apresenta um **conjunto** exclusivo de propriedades específicas, o que possibilita a sua identificação.

Cor, textura, sabor e cheiro são propriedades específicas chamadas de **organolépticas** – aquelas percebidas pelos órgãos dos sentidos. Em muitos casos não é adequado utilizar todas essas propriedades para identificar materiais, porque há gases tóxicos incolores e inodoros e líquidos letais com a mesma aparência da água. Por isso, **não devemos inalar, ingerir nem manipular materiais de composição desconhecida**.

Observe algumas propriedades físicas específicas da água na tabela abaixo.

Estado físico a 25 °C e 1 atm	líquido
Temperatura em que a água ferve, a 1 atm	100 °C
Temperatura em que o gelo se funde, a 1 atm	0 °C
Densidade, a 25 °C e 1 atm	1 g/cm ³
Propriedades organolépticas	incolor, inodora, insípida

Fonte de pesquisa: GOMES, A. S.; CLAVICO, E. Propriedades físico-químicas da água. Universidade Federal Fluminense. Disponível em: <<http://www.uff.br/ecosed/PropriedadesH2O.pdf>>. Acesso em: 25 fev. 2016.

Ser líquida, incolor, inodora e insípida não é característica exclusiva da água. Podemos afirmar, entretanto, que ferver a 100 °C e congelar a 0 °C (ambos a 1 atm), ter densidade de 1 g/cm³, ser incolor, inodora e insípida correspondem a um conjunto de propriedades que pertence somente à água.

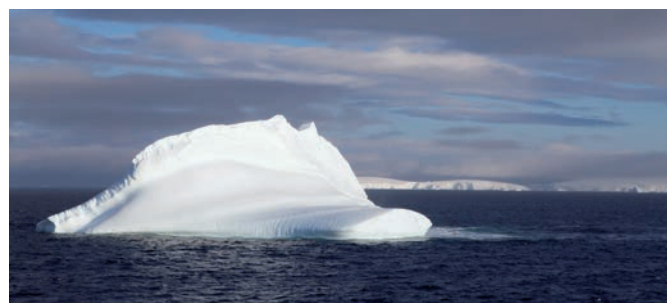
Da mesma forma, uma pessoa pode ser reconhecida pelo conjunto de suas características: fisionomia, cor da pele, dos olhos e dos cabelos, impressões digitais e outras características pessoais. É por isso que essas características são consideradas na expedição de documentos de identificação de uma pessoa, como cédula de identidade, Carteira Nacional de Habilitação, passaporte e carteira profissional.

Propriedades extensivas e intensivas da matéria

As propriedades físicas também podem ser classificadas, de acordo com a quantidade da amostra, em extensivas ou intensivas. As **propriedades extensivas** variam conforme a quantidade do material contido na amostra. É o caso da energia liberada em uma combustão: duplicando, por exemplo, a quantidade de combustível, duplica-se a quantidade de energia liberada. As **propriedades intensivas** são as que não dependem da quantidade de material contido na amostra. É o caso da temperatura e da densidade, que não se alteram quando a quantidade de material é modificada.

A massa e o volume são propriedades extensivas (dependem da quantidade da amostra). A densidade (relação entre massa e volume) é uma propriedade intensiva (não depende da quantidade da amostra analisada). Independentemente da quantidade de gelo presente na água líquida, ele flutua porque tem densidade menor que a da água do mar.

Iceberg na Antártica. Foto de 2015.



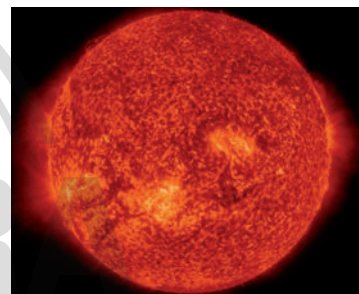
Kent Koberstein/National Geographic Creative/Corbis/Fotorena

SAIBA MAIS

O quarto e o quinto estados da matéria

Além de se apresentar nos estados sólido, líquido e gasoso, a matéria pode ser encontrada em dois outros estados físicos: o plasma (quarto estado) e o condensado de Bose-Einstein (quinto estado).

O **plasma** é formado por um conjunto de partículas em condições especiais. Esse estado pode ser encontrado em todos os lugares onde a matéria está extraordinariamente quente, como na atmosfera de estrelas. Acredita-se que 99% de tudo o que existe no Universo esteja na forma de plasma, embora esse estado não seja comum na superfície terrestre.



SDO/GSFC/NASA

A temperatura do plasma é estimada em 84 mil °C em determinadas regiões da superfície solar. Nasa, Solar Dynamic Laboratory (SDL). Foto de 2015.

O **condensado de Bose-Einstein** foi previsto pelo físico Albert Einstein e pelo matemático Satyendra Nath Bose, em 1924. Pesquisadores da Universidade de Colorado anunciaram a observação do condensado em 1995, quando obtiveram temperaturas próximas do zero kelvin (–273,15 °C). Resfriada a valores tão baixos, a matéria apresenta propriedades muito diferentes das condições ambientes.

Mudanças de estado físico

Uma observação atenta revela que a matéria, além de ser encontrada no estado sólido, líquido ou gasoso, pode coexistir em mais de um estado físico. Isso ocorre nas **mudanças de estado físico** ou de **estados de agregação**.

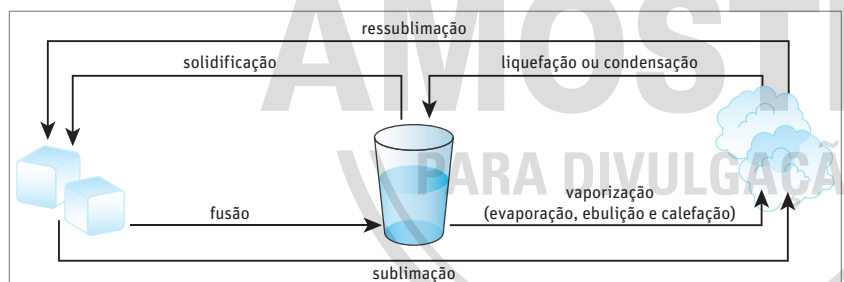
Variações de temperatura e de pressão podem provocar mudanças do estado físico da matéria sem, contudo, alterar sua composição.

Se cubos de gelo forem retirados de um congelador e expostos à temperatura ambiente, depois de alguns instantes eles começam a derreter. Dizemos que o gelo sofre **fusão** (passagem do estado sólido ao líquido). O processo inverso é denominado **solidificação**.

Quando a água líquida é colocada em aquecimento, em determinado instante ela começa a ferver, e bolhas de vapor de água saem do líquido. Trata-se da **ebulição** da água (passagem do estado líquido ao gasoso). Se uma tampa for colocada no recipiente que contém a água em ebulição, o vapor de água transforma-se em água líquida na superfície interna da tampa. A passagem do estado gasoso ao líquido por diminuição de temperatura ou aumento de pressão recebe o nome de **condensação** ou **liquefação**.

Alguns materiais podem passar diretamente do estado sólido ao gasoso (**sublimação**). É o que acontece com as bolinhas de naftalina usadas para combater traças em armários. A naftalina sublima, deixando o armário impregnado com seu cheiro (seus vapores). O processo inverso é chamado também de **sublimação** ou **ressublimação** (passagem do estado gasoso ao sólido). **Atenção:** naftalina é nociva à saúde humana.

As mudanças de estado estão representadas no esquema abaixo.



Esquema da mudança de estado físico da água. Representação fora de escala e em cores-fantasia. Lembre-se de que a água no estado gasoso não é visível. O que geralmente se vê quando a fervez é uma névoa constituída por gotículas de água formadas pela condensação do vapor.

Os processos que ocorrem com aquecimento (**absorção de calor**) são chamados de **endotérmicos**. É o caso da **fusão**, da **vaporização** e da **sublimação**.

Os processos que ocorrem com resfriamento (**liberação de calor**) são chamados de **exotérmicos**. É o que ocorre na **condensação** (ou **liquefação**), na **solidificação** e na **ressublimação**.

Observações

1. Os termos **gás** e **vapor** não são sinônimos. Todo vapor é gás, mas nem todo gás é vapor. Considera-se vapor um gás que pode passar para o estado líquido apenas por aumento de pressão, sem que seja necessária uma diminuição de temperatura.
2. A **vaporização** pode ocorrer com velocidades diferentes, dependendo da quantidade de energia envolvida. A **evaporação** corresponde a uma vaporização que se dá na superfície do líquido a uma temperatura abaixo da de ebulição. A **ebulição** corresponde à vaporização quando o líquido atinge a temperatura de ebulição. A **calefação** é a vaporização rápida que ocorre quando o líquido entra em contato com uma superfície bem quente, muito acima da sua temperatura de ebulição.

SAIBA MAIS

Gelo-seco



Paul Marotta/Getty Images

O gelo-seco é muito utilizado para produzir o efeito especial de “nevoeiro” em eventos, apresentações musicais, espetáculos teatrais e danceterias. Circo de Soleil. Foto de 2015.

Gelo-seco é o nome popular do dióxido de carbono solidificado, muito utilizado como recurso de refrigeração. A temperatura na superfície de um bloco de gelo-seco é igual ou inferior a -78 °C . À medida que o gelo-seco é aquecido, ele se torna imediatamente gás de dióxido de carbono (gás carbônico), sem passar pelo estado líquido (sublimação).

Quando o ar quente circula sobre o gelo-seco, forma-se uma “nuvem branca” que, por ser mais densa que o ar, permanece ao nível do chão.

Gráficos de mudança de estado físico

O acompanhamento dos valores de temperatura em função do tempo de aquecimento do gelo até sua total vaporização nos permite construir a curva de aquecimento da água, como veremos a seguir.

Curva de aquecimento da água

Considere uma amostra de água a $-25\text{ }^{\circ}\text{C}$, retirada de um freezer, sendo aquecida até alcançar a temperatura de $130\text{ }^{\circ}\text{C}$, sob pressão de 1 atm (aproximadamente $1 \times 10^5\text{ Pa}$). A temperatura do sistema é medida em intervalos regulares de tempo, e os valores obtidos são usados para construir um gráfico de temperatura (em $^{\circ}\text{C}$) em função do tempo de aquecimento (em minutos). Com esse procedimento, é possível construir o seguinte gráfico:

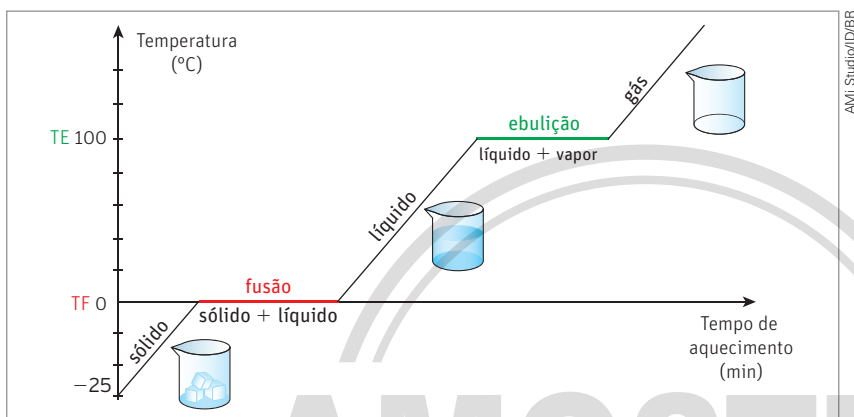
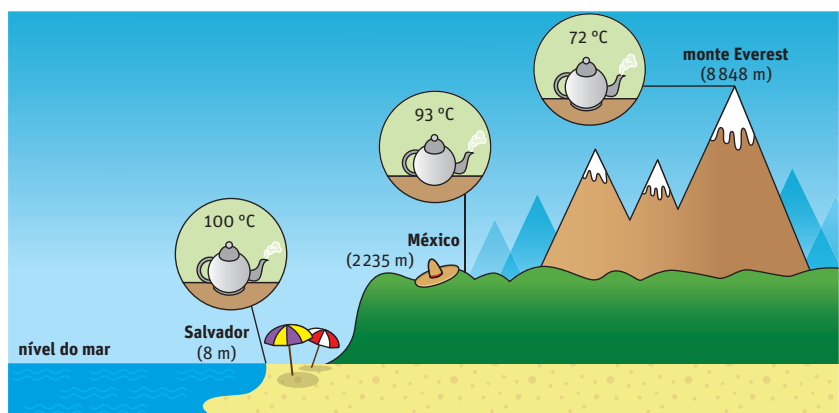


Diagrama de mudança de estado físico da água ou curva de aquecimento da água.

Sob aquecimento contínuo, a temperatura do gelo aumenta até atingir $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, mas permanece constante durante sua **fusão**. Essa temperatura constante corresponde à **temperatura de fusão (TF)** ou **ponto de fusão (PF)** do gelo. A temperatura do sistema (gelo + água líquida) não varia.

Depois da fusão, a temperatura da água líquida aumenta com o aquecimento até atingir $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, quando se inicia a segunda mudança de estado físico (ebulição). Graficamente, observa-se um segundo patamar paralelo ao eixo do tempo. Note que a temperatura também permanece constante durante a passagem do estado líquido para vapor, pois a energia fornecida ao sistema é absorvida para converter todo o líquido em vapor. Essa temperatura é chamada de **temperatura de ebulição (TE)** ou **ponto de ebulição (PE)** da água.

Sob pressão constante, as temperaturas de fusão e de ebulição da água apresentam valores fixos. O tempo de aquecimento, entretanto, varia de acordo com a quantidade de matéria que está sendo aquecida e analisada.



AMI Studio/ID/BR

Os valores da temperatura de ebulição da água dependem da pressão atmosférica. Representação fora de escala e em cores-fantasia.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Pontos zero e cem

Anders Celsius (1701-1744) foi o primeiro cientista a associar a aurora boreal ao campo magnético da Terra. Ele fez observações sobre eclipses e publicou um catálogo com um total de trezentas estrelas com os respectivos cálculos de suas magnitudes.

Ele ficou conhecido principalmente pela escala termométrica que hoje leva seu nome. Propôs uma escala de temperatura centígrada para utilizar em termômetros de mercúrio que fixava a temperatura de ebulição da água (à pressão atmosférica ao nível do mar) como o zero da escala, e a temperatura de solidificação da água aos 100 graus. Carl Linnaeus, médico sueco, sugeriu a inversão da escala centígrada (zero grau Celsius para temperatura de solidificação e 100 graus Celsius para a de ebulição) e é dessa forma que ela é utilizada ainda hoje.



Garsya/Shutterstock.com/ID/BR

Celsius possibilitou a popularização do termômetro de mercúrio. Esse metal não adere ao vidro, sua aparência permite leitura fácil e sua expansão térmica é uniforme, podendo ser utilizado para medir amplas faixas de temperatura.

Curva de aquecimento de outros materiais

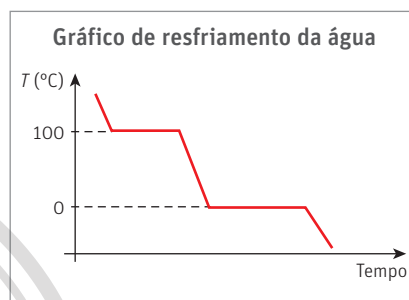
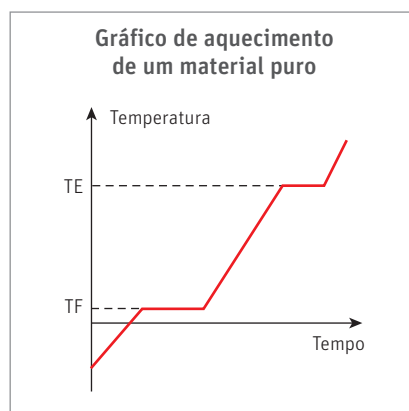
O estudo do aquecimento de diversos materiais levou à constatação de que apenas os materiais puros, isto é, formados por um único constituinte, apresentam temperaturas constantes durante a fusão e a ebulição. O gráfico ao lado demonstra o aspecto geral das curvas de aquecimento dos materiais puros. Os valores de temperaturas de fusão e de ebulição são específicos de cada material e podem ser utilizados para identificá-los.

Observe os exemplos na tabela a seguir.

Material	TF (°C) ao nível do mar	TE (°C) ao nível do mar
oxigênio	-223,0	-183,0
etanol	-114,0	78,0
acetona	-95,0	56,0
mercúrio	-39,0	357,0
alumínio	660,0	2 519,0

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. (Versão eletrônica.)

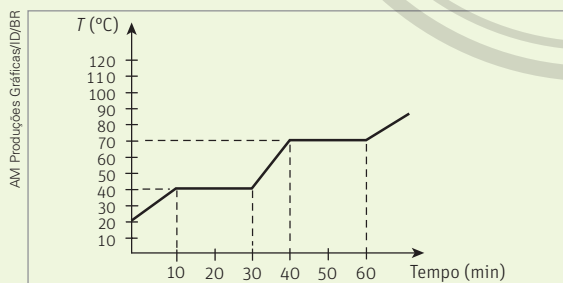
É importante observar que a temperatura de fusão de um material puro é a mesma de sua solidificação. Da mesma forma, as temperaturas de ebulição e de liquefação são iguais para um mesmo material puro, dependendo se ocorre aquecimento ou resfriamento do sistema. Observe o gráfico de resfriamento da água apresentado ao lado.



Ilustrações: AM Produções Gráficas/D/BR

EXERCÍCIO RESOLVIDO

9. Um químico recebeu uma amostra sólida para ser analisada. Ele fez o aquecimento contínuo de **uma parte** dessa amostra utilizando uma fonte constante de calor, anotando a temperatura a cada dois minutos e observando o estado físico do material. Tabeleou esses dados e construiu o gráfico abaixo, que representa o processo de aquecimento da amostra nas condições em que o experimento foi realizado. Analise o gráfico e responda às questões a seguir.



- Dê o estado físico da amostra, a 1 atm, nas seguintes temperaturas: 35 °C, 60 °C e 80 °C.
- Qual a temperatura de fusão (TF) da amostra a 1 atm? Em que instante iniciou-se a fusão? Quanto tempo levou para a sua fusão total?
- Qual o aspecto (estado) físico do material após 20 minutos de aquecimento?
- Caso o químico interrompesse o aquecimento após 35 minutos e a amostra sofresse um resfriamento, em que temperatura a amostra começaria a se solidificar?
- Qual a temperatura de ebulição (TE) da amostra?
- Supondo que o químico tivesse usado toda a amostra, ocorreria mudança na TF e na TE? E no tempo de aquecimento? A TF e a TE são propriedades extensivas ou intensivas?

Resolução

- Pela análise do gráfico, percebe-se que a amostra é sólida a 35 °C, pois ainda não atingiu a TF, que é de 40 °C. Essa amostra é líquida a 60 °C, pois é uma temperatura intermediária entre 40 °C e 70 °C. Ela é gasosa a 80 °C por estar a uma temperatura superior à TE.
- A TF da amostra é de 40 °C. A fusão inicia-se aos 10 minutos de aquecimento, sendo necessários 20 minutos para que toda a amostra derreta. Durante esse tempo, o calor fornecido ao sistema é utilizado para transformar o sólido em líquido e, por isso, a temperatura não varia.
- Haverá líquido e sólido no sistema porque apenas parte do sólido sofreu fusão.
- A solidificação ocorre na mesma temperatura que a fusão. Portanto, a 40 °C.
- A TE é 70 °C, em que se observa o segundo patamar (entre 40 e 60 minutos).
- A TF e a TE não dependem da massa da amostra analisada e, portanto, não mudam e são exemplos de propriedades intensivas. Já o tempo de aquecimento seria maior, pois depende da quantidade da amostra.

10. Quando um copo de vidro cheio de água gelada é colocado à temperatura ambiente, percebe-se que fica todo “suado” por fora pela formação de pequenas gotículas de água na superfície externa do copo. Esse fenômeno pode ser explicado:
- pelos fatos de a água gelada atravessar o copo, que é feito de material poroso.
 - pela evaporação da água do copo para a sua superfície externa.
 - pela condensação dos vapores de água, presentes na atmosfera, na superfície gelada do copo.
 - pela sublimação da água presente no ar atmosférico sobre a superfície externa do copo.
 - pelos fatos de a temperatura do ar ser menor do que a da água do copo.

11. Um sistema constituído de gelo e água líquida, a 0 °C e ao nível do mar, é aquecido gradativamente até que o sistema contenha apenas água líquida, na temperatura ambiente. Esboce um gráfico de temperatura em função do tempo que represente o aquecimento desse sistema.

12. Um químico analisa algumas propriedades do acetato de etila, um dos componentes do removedor de esmalte de unhas, a fim de verificar sua capacidade de entrar em combustão, sua densidade e solubilidade em água. Quais dessas propriedades são físicas e quais são químicas?

13. Não é recomendável experimentar, cheirar ou manusear materiais para identificá-los, pois há propriedades organolépticas que não oferecem segurança. Quais materiais não podem ser diferenciados apenas pelo aspecto visual?

14. Classifique as propriedades citadas a seguir em extensivas ou intensivas.

- A temperatura em que o gelo derrete.
- A cor do açúcar.
- A densidade da gasolina.
- A massa de um livro.

15. Um estudante coletou dados da variação da temperatura da água em função do tempo durante uma aula experimental. Os valores encontrados estão na tabela ao lado. A partir desses dados, construa um gráfico e indique qual a mudança de estado físico que esse gráfico representa.

T (°C)	tempo (min)
40	1
20	3
0	5
0	8
-10	10
-20	12

16. Para uma avaliação adequada das condições de armazenamento dos materiais, é importante considerar suas propriedades físico-químicas. Observe os dados de três materiais na tabela a seguir.

Material	TF (°C)	TE (°C)
X	232	2 603
Y	-220	-188
Z	28	671

Indique os estados físicos de cada um dos materiais (X, Y e Z), a 20 °C, nas mesmas condições de pressão em que foram obtidas as temperaturas de fusão e de ebulição da tabela.

17. A tabela a seguir apresenta os valores de temperatura de fusão (TF) e de temperatura de ebulição (TE) de alguns solventes puros, à pressão de 1 atm. Sob essa mesma pressão, assinale o que for **correto**.

Solvente	TF (°C)	TE (°C)
etanol	-114,1	78,3
acetona	-94,7	56,1
pentano	-129,7	36,1
fenol	40,9	181,9

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. Seção 15. (Versão eletrônica.)

- O fenol é ótimo solvente, pois se encontra no estado líquido em temperaturas inferiores a 30 °C.
- Durante a ebulição do etanol, a temperatura permanece constante em 78,3 °C.
- Na temperatura de 25 °C, tanto o fenol quanto o etanol encontram-se no estado líquido.
- Dentre as substâncias da tabela, a que apresenta a menor temperatura de fusão é o etanol.
- Acima da temperatura de ebulição do pentano, a acetona ainda se encontra no estado sólido.

18. Observe alguns dados sobre o metal mercúrio.

densidade	13,5 g/mL
temperatura de fusão	-38,8 °C
temperatura de ebulição	356,6 °C
estado físico	líquido à temperatura ambiente
solubilidade em água	praticamente insolúvel

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. p. 712. (Versão eletrônica.)

- Qual é a menor temperatura, em graus Celsius, que pode ser medida com um termômetro de mercúrio? Justifique.
- Esse termômetro pode ser usado para medir a TE da água sob pressão de 1 atm? Por quê?
- Quando o mercúrio é adicionado à água, ambos à temperatura ambiente, ele flutua ou afunda? Indique os dados que lhe permitem explicar sua resposta.

Atividade experimental

Duas maneiras de diferenciar líquidos

Objetivo

Monitorar a temperatura durante o aquecimento de uma amostra de água líquida e construir o gráfico da temperatura em função do tempo de aquecimento.

Material

- béquer de 500 mL
- 2 copos de vidro transparente
- termômetro que meça temperaturas até 110 °C
- suporte de ferro com garra
- tripé com tela de amianto*
- bico de Bunsen ou lamparina
- água de torneira ($d = 1 \text{ g/cm}^3$)
- sal de cozinha ($d = 2,7 \text{ g/cm}^3$)
- 2 batatas pequenas ($d = 1,1 \text{ g/cm}^3$)
- bastão de vidro

Equipamentos de segurança

Avental de algodão com mangas compridas e óculos de segurança.



Sérgio Dotta Jr./DBR

Parte da aparelhagem usada durante o experimento. Observe a posição em que deve ficar o termômetro.

Procedimento

Parte A

Elaboração de curva de aquecimento de líquidos.

Atenção: O aquecimento deve ser feito pelo professor.

1. Adicione 200 mL de água de torneira ao béquer e, em seguida, coloque-o sobre a tela de amianto sustentada pelo tripé de ferro.
2. Prenda o termômetro de maneira que o bulbo fique abaixo do nível da água. **Atenção:** não aproxime o bulbo do termômetro do fundo do recipiente. Espere 5 minutos para que o sistema atinja o equilíbrio térmico e anote a temperatura inicial da água.
3. Observe o professor iniciar o aquecimento da água na chama de um bico de gás. Ele deve agitar o sistema usando um bastão de vidro e tomar cuidado para não bater o bastão no termômetro.
4. Anote as temperaturas em intervalos de 1 minuto. Determine a temperatura de ebulição da água.
5. Registre a temperatura do sistema por 5 minutos após o início da ebulição.
6. Adicione uma colher (de sopa) bem cheia de sal de cozinha à água em ebulição. Anote como o sistema se comporta após essa adição. Acompanhe o aquecimento e anote a temperatura de ebulição.
7. Registre a temperatura por 5 minutos após o início da ebulição.
8. Construa os gráficos de aquecimento da água de torneira e da água salgada – $T \text{ (}^\circ\text{C)} \times \text{tempo (min)}$.

Resíduo

A mistura de água e sal de cozinha pode ser despejada na pia.

Parte B

Identificação experimental de duas amostras líquidas incolores.

Na parte **A**, verificamos a possibilidade de diferenciar dois líquidos por meio de aquecimento. Proponha um método para identificar as duas amostras – água de torneira e água salgada – utilizando apenas dois copos pequenos e duas batatas pequenas, sem utilização de aquecimento.

Importante: Não se deve comer, beber, tocar ou cheirar materiais no laboratório.

Análise e discuta

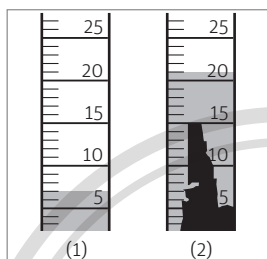
1. Descreva o procedimento proposto pelo grupo para diferenciar a água da torneira da água salgada (parte **B**) e faça um desenho esquemático da observação experimental.
2. O procedimento proposto foi adequado? Por quê?

19. Foram usados três termômetros para medir a temperatura de fusão da glicerina. Em um deles a escala de incerteza era de $\pm 0,5$ e, nos demais, de $\pm 0,2$. A tabela a seguir mostra os resultados das medições.

Termômetros	Escala de incerteza	Temperatura (°C)
A	$\pm 0,3$	17,6
B	$\pm 0,5$	18,0
C	$\pm 0,3$	16,8

Há valores que podem ser considerados concordantes? Justifique sua resposta.

20. Para obter a densidade de um certo metal, utilizou-se uma proveta que continha determinado volume de água. Em seguida, introduziu-se nessa proveta uma amostra de 125 g do metal e verificou-se um aumento de volume que pode ser observado nas figuras (1) e (2). Com esses dados, determine a densidade do metal.



Ilustrações: AMI Studio/DBR

21. Certo medicamento pediátrico, comercializado na forma líquida, apresenta a seguinte indicação:

Crianças: a dose pediátrica é de 1 gota/kg, com intervalos de 6 horas entre cada administração. Não exceda quatro administrações, em doses fracionadas, em um período de 24 horas.

Sabendo que cada mL (16 gotas) contém 200 mg do medicamento, determine as seguintes grandezas:

- O volume máximo, em mL, que uma criança de 20 kg pode ingerir em cada administração.
 - A massa máxima, em mg, que essa criança pode ingerir no período de 24 horas.
22. Um químico preparou quatro soluções saturadas contendo diferentes solutos dissolvidos em 50 mL de água. Ele pediu aos grupos de laboratório que identificassem o soluto de cada uma das soluções e indicou o volume de água utilizado no preparo delas. A tabela a seguir traz as solubilidades em água, à temperatura ambiente, desses solutos.

Soluto	Solubilidade em g de soluto/100 g de água
sulfato de alumínio	160
nitrato de potássio	52
brometo de potássio	64
cloreto de sódio	36

- a) Sobre a bancada do laboratório foram disponibilizados materiais para aquecimento (tripé, tela de

amianto e bico de Bunsen), um béquer e uma balança (com incerteza de $\pm 0,5$ g). Qual o procedimento experimental usado para identificar os solutos em cada solução?

- b) Um dos grupos obteve resíduo sólido de 25,6 g após o aquecimento. É possível determinar o soluto correspondente a esse sólido? Em caso afirmativo, indique o nome do soluto e justifique sua resposta.

23. Dois alunos usaram diferentes instrumentos para medir o diâmetro de um disco metálico. Um deles utilizou uma régua comum, e o outro, um paquímetro. Observe os resultados na tabela abaixo.

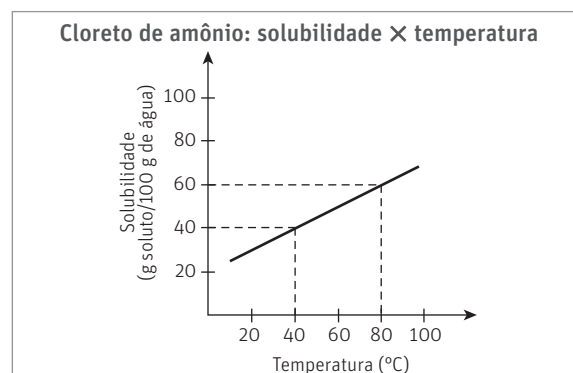
Estudante A (régua)	Estudante B (paquímetro)
1,29 cm	1,291 cm
1,30 cm	1,294 cm
1,29 cm	1,295 cm
1,28 cm	1,292 cm

- Calcule o valor médio para cada conjunto de dados.
- Qual dos resultados é mais preciso? Justifique.

24. Clorofórmio ($d = 1,4 \text{ g/cm}^3$) e etanol ($d = 0,79 \text{ g/cm}^3$) estão contidos, separadamente, em dois frascos não rotulados. Considerando que apenas o etanol é solúvel em água ($d = 1,00 \text{ g/cm}^3$), descreva como identificar os dois líquidos usando água e tubos de ensaio. **Obs.:** Os líquidos não devem ser inalados.

25. Um líquido é obtido através da dissolução de açúcar em água, e a massa de açúcar equivale a 8% da massa total. Sabendo que a densidade do líquido obtido é 1,05 g/mL, calcule os seguintes valores:
- a massa de água em 0,5 L do líquido obtido;
 - o volume do líquido que contém 5,6 g de açúcar.

26. Uma solução saturada de cloreto de amônio foi preparada a 80 °C utilizando-se 200 g de água. Em seguida, essa solução sofreu resfriamento sob agitação até atingir 40 °C. Veja o gráfico variação da solubilidade \times temperatura do cloreto de amônio.



Determine a massa de sal depositada nesse processo.

AMI Produções Gráficas/DBR

27. Analise a tabela.

Materiais	Temperatura de fusão (°C) (1 atm)	Temperatura de ebulição (°C) (1 atm)
mercúrio	-38,8	356,6
amônia	-77,7	-33,3
benzeno	5,5	80,1
naftaleno	80,3	217,9

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. Seções 3 e 4. (Versão eletrônica.)

Dos materiais citados, indique:

- a) um líquido a 0 °C; d) os gases a 600 K;
 b) um gás a 0 °C; e) um líquido a 300 K;
 c) os sólidos a 0 °C; f) os sólidos a 100 K.

28. Duas amostras de parafina, uma de 50,0 g (A) e outra de 100,0 g (B), foram colocadas em tubos de ensaio separados e submetidas à fusão. Ambas as amostras foram aquecidas pela mesma fonte de calor. No decorrer do aquecimento, as temperaturas foram anotadas de 30 em 30 segundos.

Um estudante, ao considerar esse procedimento, fez as seguintes previsões:

- I. A fusão da amostra **A** deve ocorrer a temperatura mais baixa que a da amostra **B**.
 II. A TF da amostra **B** deve ser o dobro da TF de **A**.
 III. A amostra **A** alcança a TF em um tempo menor que a amostra **B**.
 IV. Ambas as amostras entram em fusão à mesma temperatura.

Quais afirmativas estão **corretas**? Justifique.

29. Considere as temperaturas de ebulição e de fusão das substâncias mostradas na tabela a seguir.

Substância	TE (°C)	TF (°C)
X	-162	-182
Y	-42	-188
Z	-104	-169
W	-23	-101

À temperatura de -50 °C, determine quais delas se encontram no estado líquido.

30. Para combater traças e baratas, era muito comum a colocação de algumas bolinhas de naftalina em armários e outros móveis. Com o passar do tempo, as bolinhas diminuam de tamanho. Qual é a explicação desse fenômeno?

31. Leia o texto abaixo, que descreve o ferro.

O ferro é um metal cinza que conduz calor e eletricidade. Ele é dúctil (capacidade de ser transformado em fios), maleável (capacidade de ser transformado em lâminas), muito duro e apresenta alta tenacidade (resistência

ao impacto). Sua densidade é oito vezes maior que a da água. Misturado a outros componentes, obtém-se o aço. A descoberta desse metal marcou uma era – “a Idade do Ferro”.

Quais propriedades específicas do ferro são citadas no texto?

32. Para identificar determinado material são utilizados, dentre outros, os valores de TF, TE e densidade. Em um laboratório, foram obtidos os dados da tabela a seguir, relativos a propriedades específicas de amostras de alguns materiais.

Materiais	Massa (g)	Volume (cm³)	TF (°C) (1 atm)	TE (°C) (1 atm)
A	100	100	0	100
B	896	100	1 084,0	2 562
C	79	100	-114,0	78
D	122	100	8,3	101

Considere esses dados e as afirmações a seguir.

- I. Massa e volume são propriedades específicas de cada material.
 II. A relação entre massa e volume corresponde à densidade, uma propriedade específica de cada material.
 III. Se o material **B** for insolúvel em **A**, deverá afundar ao ser adicionado a um recipiente contendo o material **A** em condições ambientes.
 IV. À temperatura de 20 °C, apenas os materiais **C** e **D** estão no estado líquido.
 V. À temperatura de 20 °C, a densidade do material **D** é maior que as dos materiais **A** e **C**.

Das afirmações anteriores, são **corretas** apenas:

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

33. Um dos processos utilizados na desidratação de alimentos é a **liofilização**, que consiste em congelar o alimento a uma temperatura de -197 °C e depois submetê-lo a pressões muito baixas. Na temperatura de -197 °C, a água contida no alimento encontra-se no estado sólido e, com o abaixamento de pressão, passa diretamente para o estado de vapor, sendo então eliminada. Qual o nome da transformação de estado físico envolvida na liofilização?

34. A densidade do mercúrio metálico a 20 °C ao nível do mar é 13,5 g · cm⁻³.

- a) Qual é a massa de 40 cm³ de mercúrio nessa temperatura?
 b) Qual é o volume ocupado por 810 g de mercúrio nessa temperatura?
 c) Quando o mercúrio é submetido a um aquecimento, ele se dilata (aumenta de volume). O que ocorre com a densidade do mercúrio líquido em temperaturas superiores a 20 °C?

Bandeira vermelha para nós, “energívoros”

Numa paráfrase a Aristóteles, para quem o “homem é um ser social”, atualmente podemos afirmar que o [ser humano] é, antes de tudo, um ser “energívoro”, lembrando que o sufixo latino *vorus* significa “aquele que se alimenta de”. Estima-se que os contemporâneos de Aristóteles consumiam cerca de 12 mil kcal/dia, calorias advindas da ingestão de carboidratos, proteínas e gorduras, mas também pela queima da lenha para cozer o alimento, pelo uso do sol para aquecer a casa, da tração animal, da força hidráulica para mover o monjolo, etc.

O [ser humano] tecnológico de hoje – a quem chamamos de “energívoro” – extrapola muito essas necessidades primárias, e os cálculos análogos indicam que o consumo médio atual, em kcal/dia, é cerca de 20 vezes maior. Reforça essa constatação o fato de que um quilograma de petróleo utilizado na combustão corresponde: a 10 mil kcal de energia térmica, e que no Brasil o consumo *per capita* vem crescendo desde 1970, pois, enquanto a população brasileira aumentou 2,2 vezes, consumimos 3,4 vezes mais em kWh.

[...]

O site do Ministério de Minas e Energia informa que, considerando o mês de março de 2015 (os percentuais variam ao longo do ano), a nossa matriz energética está assim distribuída: hidráulica, 71,8%; térmica, 25,9%; e 2,3% divididos entre as fontes eólicas, de biomassa e solar.

O alento vem do crescimento da produção de energia eólica, pois se dobrou a planta instalada nos últimos 12 meses, embora ainda seja pouco representativa. O otimismo também perpassa o setor das PCHs (Pequenas Centrais Hidrelétricas), [...] que oferecem baixo impacto ambiental, pois têm potência máxima de 30 MW. [...]



Arquivo ONS/ANEEL

Visão parcial da sala de controle do Operador Nacional do Sistema Elétrico (ONS), órgão responsável pela coordenação e controle da operação das instalações de geração e transmissão de energia elétrica no Brasil. Foto de 2011.

Entenda as bandeiras tarifárias

[...] a partir de 2015 foram implementadas as bandeiras tarifárias, com escopo educativo, para que o consumidor utilize a energia elétrica de forma consciente e racional diante da elevação dos custos da geração. A cor verde indica que os reservatórios estão cheios, as condições hidrológicas são ideais e não há cobrança adicional; para as condições menos favoráveis impõe-se a bandeira amarela, com um incremento na fatura, que hoje é de R\$ 2,50 para cada 100 kWh consumidos. Desde a implantação (janeiro de 2015), pelo uso intensivo das termelétricas, aplicou-se a bandeira vermelha, cuja tarifa adicional é de R\$ 5,50 para cada 100 kWh [...].

Entenda as bandeiras tarifárias		
 VERDE	 AMARELA	 VERMELHA
- Condições favoráveis de geração de energia. Reservatórios cheios. - Tarifa não sobe.	- Condições menos favoráveis. - Tarifa sobe mais R\$ 1,50* a cada R\$ 100 kWh .	- Custo da energia mais caro. Térmicas ligadas. - Tarifa sobe mais R\$ 3* a cada 100 kWh .

AMJ|Studio/IDBR

G1. Disponível em: <<http://g1.globo.com/economia/noticia/2015/03/aneel-mantem-bandeira-vermelha-e-contas-de-luz-mais-altas-em-abril.html>>. Acesso em: 11 abr. 2016.

* Valores de 2015.

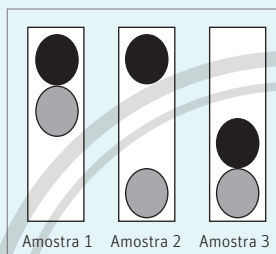
VENTURINI, J. J.; CARSTENS, L. Bandeira vermelha para nós, energívoros. 2015. Disponível em: <<http://www.gazetadopovo.com.br/opiniao/artigos/bandeira-vermelha-para-nos-energivoros-6hcjuuk1515qukrk7vx2vnm79.html>>. Acesso em: 25 fev. 2016.

PARA DISCUTIR

1. O texto utiliza o termo “energívoro” para adjetivar o ser humano tecnológico atual.
 - a) Você concorda com esse termo? Dê exemplos de situações em que utilizamos energia elétrica.
 - b) Se existisse o termo “materialívoro”, nós, humanos, poderíamos ser assim classificados? O aumento de produção e consumo de materiais traz consequências para a sociedade e para o ambiente?
2. Durante longos períodos de estiagem é necessário ativar usinas termelétricas movidas a carvão, óleo e gás para garantir o fornecimento de energia elétrica. Quais são as principais consequências da utilização de energia derivada de usinas termelétricas?
3. Que medidas podem ser adotadas para tornar o sistema de abastecimento de energia do país menos dependente de chuvas ou de usinas termelétricas?

35. (Enem) O controle de qualidade é uma exigência da sociedade moderna na qual os bens de consumo são produzidos em escala industrial. Nesse controle de qualidade são determinados parâmetros que permitem checar a qualidade de cada produto. O álcool combustível é um produto de amplo consumo muito adulterado, pois recebe adição de outros materiais para aumentar a margem de lucro de quem o comercializa. De acordo com a Agência Nacional de Petróleo (ANP), o álcool combustível deve ter densidade entre $0,805 \text{ g/cm}^3$ e $0,811 \text{ g/cm}^3$.

Em algumas bombas de combustível a densidade do álcool pode ser verificada por meio de um densímetro similar ao ilustrado abaixo, que consiste em duas bolas com valores de densidade diferentes e verifica quando o álcool está fora da faixa permitida. Na imagem, são apresentadas situações distintas para três amostras de álcool combustível.



A respeito das amostras ou do densímetro, pode-se afirmar que:

- a) a densidade da bola escura deve ser igual a $0,811 \text{ g/cm}^3$.
- b) a amostra 1 possui densidade menor do que a permitida.
- c) a bola clara tem densidade igual à densidade da bola escura.
- d) a amostra que está dentro do padrão estabelecido é a de número 2.
- e) o sistema poderia ser feito com uma única bola de densidade entre $0,805 \text{ g/cm}^3$ e $0,811 \text{ g/cm}^3$.

36. (Enem) A gasolina é vendida por litro, mas, em sua utilização como combustível, a massa é o que importa. Um aumento da temperatura ambiente leva a um aumento no volume da gasolina. Para diminuir os efeitos práticos dessa variação, os tanques dos postos de gasolina são subterrâneos. Se os tanques não fossem subterrâneos:

- I. Você levaria vantagem ao abastecer o carro na hora mais quente do dia, pois estaria comprando mais massa por litro de combustível.
- II. Abastecendo com a temperatura mais baixa, você estaria comprando mais massa de combustível para cada litro.
- III. Se a gasolina fosse vendida por quilograma em vez de por litro, o problema comercial decorrente da dilatação da gasolina estaria resolvido.

Dessas considerações, somente:

- a) I é correta.
- b) II é correta.
- c) III é correta.
- d) I e II são corretas.
- e) II e III são corretas.

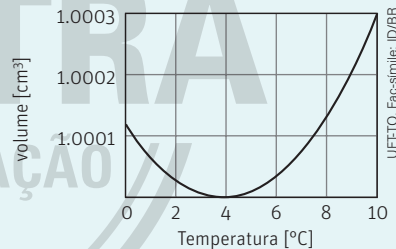
37. (Uespi) No vidro traseiro de alguns automóveis, há filamentos que funcionam como desembaçadores. Ao acionar um botão no painel, o motorista aquece esses filamentos e, por isso, os vidros desembaçam. Sobre esse fato, analise as afirmativas a seguir.

- 1. O vidro fica embaçado porque o vapor-d'água condensa sobre ele.
- 2. Os filamentos aquecem o vidro e provocam a vaporização da água, desembaçando o vidro.
- 3. Os filamentos aquecem o vidro e acarretam a sublimação da água, desembaçando o vidro.

Está(ão) correta(s) apenas:

- a) 1 b) 2 c) 1 e 2 d) 1 a 3 e) 2 a 3

38. (UFT-TO) Para um aumento de temperatura observa-se que a maioria das substâncias dilata-se, isto é, aumenta de volume. Porém, o mesmo não ocorre com a água em estado líquido, que apresenta comportamento anômalo entre 0°C e 4°C , ou seja, neste intervalo de temperatura o volume da água diminui. Por outro lado, quando a água é aquecida acima de 4°C seu volume aumenta à medida que a temperatura aumenta. O gráfico abaixo ilustra a variação do volume com o aumento da temperatura para 1 g (um grama) de água.



Considerando o gráfico acima, assinale a alternativa que apresenta a correta variação da densidade em função da temperatura, para 1 grama de água.

- a)
- b)
- c)
- d)
- e)

Sistemas, substâncias puras e misturas

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Sistemas.
Substâncias puras e misturas.
Propriedades específicas dos materiais e separação de misturas.



Paulo Whitaker/Reuters/Latinstock

Barragem de Jaguari com baixo nível de água. Bragança Paulista (SP). Foto de 2014.

O que muda na rotina das pessoas e das empresas quando falta água tratada com frequência e por períodos prolongados? Essa escassez pode ou não afetar a qualidade da água consumida? Por quê?

A partir de 2014, em razão de um longo período de estiagem e de gestão inadequada dos recursos hídricos, milhões de pessoas em diferentes regiões do país tiveram de lidar com um problema sério: a falta sistemática de água. Os reservatórios que abastecem dezenas de cidades secaram ou tiveram uma redução drástica no nível de água armazenada, comprometendo, inclusive, sua qualidade. Concentração de consumo de água em regiões metropolitanas, aumento da poluição dos recursos hídricos, desmatamento de florestas e cultura equivocada de abundância de água são algumas questões que se somaram às alterações climáticas observadas nas últimas décadas. As consequências das ações humanas ressaltaram a importância de preservar os recursos naturais e reduzir o consumo e o desperdício de água.

Nos últimos anos, o aumento do consumo agrário, industrial e doméstico de água tem levado organizações não governamentais e governos a avaliar o risco hídrico e a procurar novas formas de obtenção de água potável. O aumento da capacidade de reciclagem da água doméstica e industrial tem se apresentado como alternativa viável.

Neste capítulo, você vai conhecer métodos que permitem a separação de misturas e a purificação de substâncias, como os utilizados em estações de tratamento de água. Para entendê-los, você também vai estudar as diferenças entre substâncias puras e misturas, bem como conhecer as propriedades que as caracterizam.

Sistemas

A natureza apresenta grande diversidade de materiais. É preciso analisar a composição e as propriedades desses materiais para que eles possam ser utilizados ou transformados nos mais diversos objetos.

Para facilitar a análise dos materiais, os cientistas delimitam uma porção do universo que é o foco da análise e recebe o nome de **sistema**.

O estado de um sistema é descrito pelas propriedades gerais e específicas dos materiais que o compõem, incluindo as condições de pressão e de temperatura em que se encontram.

Sistemas homogêneo e heterogêneo e fases

Um sistema pode ser classificado como homogêneo ou heterogêneo, dependendo de seu aspecto. Uma porção de água filtrada apresenta um único aspecto em todos os seus pontos e, por isso, corresponde a um sistema homogêneo. Uma amostra de granito não apresenta aspecto uniforme em sua extensão e corresponde a um sistema heterogêneo. Cada um dos diferentes aspectos observados em um sistema é chamado de **fase**.

Fase é uma porção do sistema que apresenta as mesmas características em todos os seus pontos, sendo, portanto, de aspecto uniforme mesmo quando observada ao microscópio comum.

O **sistema homogêneo** apresenta aspecto uniforme e as mesmas características em toda a sua extensão. Esse sistema é monofásico (constituído por uma única fase).

O **sistema heterogêneo** apresenta aspectos e características diferentes em sua extensão. Esse sistema pode ser formado por duas fases (bifásico), por três (trifásico) ou mais fases (polifásico).



Victor Schwaneer/Nitro/Latinstock



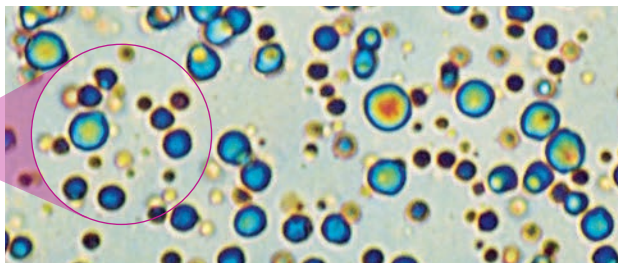
sciencephotos/Alamy/Latinstock

A gasolina (à esquerda) é um exemplo de sistema homogêneo; o granito (à direita) é um exemplo de sistema heterogêneo.

Apesar de a classificação visual ser da maior importância para definir se um sistema é homogêneo ou heterogêneo, a observação a olho nu nem sempre é confiável. O leite, por exemplo, tem aparência homogênea a olho nu, mas, quando visto ao microscópio, apresenta pequenas porções de gordura dispersas no líquido e, portanto, constitui um sistema heterogêneo.



Lana Langlois/Shutterstock.com/ID/BR



Eye of Science/SPL/Latinstock

Leite visto a olho nu e, no detalhe, ao microscópio (imagem colorizada; aumento de cerca de 330 vezes).

QUÍMICA E FÍSICA

Diferentes tipos de sistema

Durante a queima da madeira, além do consumo de oxigênio do ambiente, há liberação de outros gases e de energia. Trata-se de um **sistema aberto**, pois ocorre troca de materiais e de energia com o ambiente.



Alexandre Tórtala/Pulsar Imagens

Um pedaço de madeira queimando é um exemplo de sistema aberto, pois ocorre troca de matéria e de energia com o ambiente.

Em um **sistema fechado** não há troca de materiais com o ambiente. É o caso de um termômetro, em que há troca de energia, mas não de materiais com o ambiente.



SOMKKU/Shutterstock.com/ID/BR

O termômetro é um sistema fechado, uma vez que não há troca de matéria com o ambiente, embora ocorra troca de energia.

O **sistema isolado (adiabático)** é o que não permite troca de matéria ou energia com o ambiente. Na prática, não há um sistema totalmente isolado. Nas garrafas térmicas, por exemplo, as trocas de energia entre o sistema e o ambiente são lentas.

Substâncias puras e misturas

Alguns materiais são formados por várias substâncias. A gasolina, por exemplo, é composta por diferentes substâncias combustíveis, e sua composição depende de sua procedência. A de origem árabe contém diferentes teores dessas substâncias, em comparação com a gasolina brasileira ou a russa, por exemplo.

A água pura, ou simplesmente água, apresenta a mesma composição, onde quer que tenha sido obtida.

Substâncias puras

Se montássemos uma aparelhagem para recolher o vapor de água formado durante o aquecimento da água mineral, da água de um rio ou de qualquer outra fonte e o condensássemos, obteríamos somente a água, também denominada **água destilada**. A água obtida dessa forma apresenta várias propriedades com valores definidos, tais como densidade, temperatura de fusão (TF) e temperatura de ebulição (TE). A água é identificada por esse conjunto de propriedades.

O cloreto de sódio, principal constituinte do sal de cozinha, também apresenta sempre características próprias: é formado por pequenos cristais brancos, tem sabor característico (salgado), e sua densidade, temperatura de fusão e de ebulição e outras propriedades são constantes. Esse conjunto de propriedades caracteriza o cloreto de sódio, seja ele obtido da água do mar ou de minas terrestres.



Amostra de cristais de cloreto de sódio, principal constituinte do sal de cozinha.

Propriedades			
Substâncias	Densidade (g/cm ³) a 25 °C	TF (°C) a 1 atm	TE (°C) a 1 atm
água	1,0	0	100
cloreto de sódio	2,17	801	1 465

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. (Versão eletrônica.)

A água destilada e o cloreto de sódio são exemplos de substância química. As propriedades constantes decorrem do fato de apresentarem composição fixa. **Substância química** (ou apenas **substância**) é um material que apresenta um conjunto de propriedades bem definido e constante e tem composição fixa, independentemente da origem ou forma de obtenção.

O conjunto de propriedades físicas específicas (temperatura de fusão e de ebulição, densidade, solubilidade, etc.) é usado para identificar uma substância química e não depende da quantidade da amostra analisada, como foi visto no capítulo anterior.

SAIBA MAIS

Leite: uma mistura saudável



Leite: uma mistura rica em nutrientes.

O leite é importante por sua composição e qualidade nutricional, sendo uma mistura de uma diversidade de constituintes.

A água é o componente que se encontra em maior quantidade no leite e nela estão dissolvidos ou dispersos vários outros. A gordura, um de seus componentes mais ricos, pode ser retirada do leite por ter menor densidade e utilizada para fazer manteiga, creme de leite e produtos diversos. A cor esbranquiçada do leite se deve às suas proteínas, muito importantes na produção de queijos, ricota e outros derivados. A lactose é responsável pelo sabor adocicado. O leite fornece as vitaminas A, C, D, E, K e várias do complexo B, fundamentais ao nosso organismo. Além disso, ele contém vários sais minerais, sendo excelente fonte de cálcio, importante na formação de ossos e dentes.

Misturas

Quando uma substância é adicionada a outra, ambas deixam de ser puras e passam a ser as substâncias de um novo sistema chamado de **mistura**. Na natureza, praticamente todos os materiais são misturas. As propriedades das misturas variam conforme a proporção de cada componente.

O soro fisiológico, por exemplo, é uma mistura que contém 0,9 g de cloreto de sódio em 100 mL de água.

As salmouras são misturas de sal comum que, além de cloreto de sódio – principal componente dissolvido –, contém cloreto de magnésio, iodato de potássio, antiumectantes e água (em maior quantidade).

Sistema	Classificação	Composição	Número de substâncias
soro fisiológico	homogêneo	0,9 g de cloreto de sódio + 100 mL de água	2
salmoura	homogêneo	36 g de sais + 100 mL de água	várias

Se excesso de sal for adicionado à salmoura em temperatura ambiente e sob agitação, haverá depósito de sal não dissolvido no fundo do frasco. Essa mistura passa então a ser **heterogênea**, por apresentar mais de uma fase. As misturas **homogêneas (soluções)** apresentam uma única fase.

Fases e substâncias de uma mistura

Em uma mistura, cada constituinte corresponde a um componente.

- **Água, álcool e um pedaço de ferro:** mistura heterogênea constituída de três componentes e duas fases (sistema bifásico). Água e álcool constituem uma fase. O ferro constitui a outra.
- **Água salgada, álcool, óleo e sal não dissolvido:** mistura heterogênea de quatro componentes e três fases (sistema trifásico). Uma fase é formada por água salgada e álcool. O óleo forma outra fase. O sal não dissolvido, mais uma fase.
- **Água líquida e água sólida (gelo):** sistema heterogêneo formado por um componente e duas fases (sistema bifásico). Uma fase é constituída por água líquida. A outra fase é água sólida.

O ar atmosférico

O ar filtrado e seco constitui uma mistura homogênea. Ele é formado, principalmente, por nitrogênio, oxigênio e argônio. Nele também são encontrados outros gases (como o gás carbônico) em pequenas porcentagens.

Todas as misturas gasosas são homogêneas. Mesmo que um dos gases seja colorido, depois de algum tempo as substâncias gasosas se misturam uniformemente, formando uma mistura homogênea.

Misturas líquidas

As misturas líquidas podem ser homogêneas ou heterogêneas.

Água e óleo, por exemplo, constituem um **sistema heterogêneo (são líquidos imiscíveis)** – que praticamente não se dissolvem um no outro). Água e álcool formam um **sistema homogêneo (líquidos miscíveis)** – que se dissolvem um no outro). Veja essas misturas nas fotos ao lado.

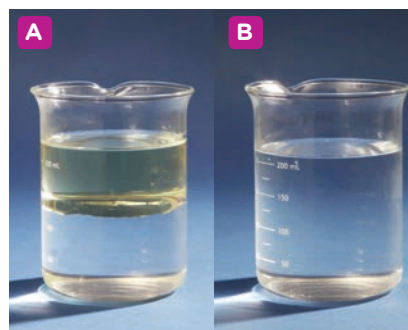
As ligas metálicas

Ligas metálicas são misturas sólidas homogêneas. Latão (mistura de cobre e zinco), bronze (mistura de cobre e estanho) e aço (mistura de ferro e carbono) são alguns exemplos de liga metálica.



Bolsa de soro fisiológico usada em hospitais e prontos-socorros para casos de desidratação.

Peter Dazeley/Photographer's Choice/Getty Images



Aspectos das misturas entre água e óleo (A) e água e álcool (B).

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./ID/BR

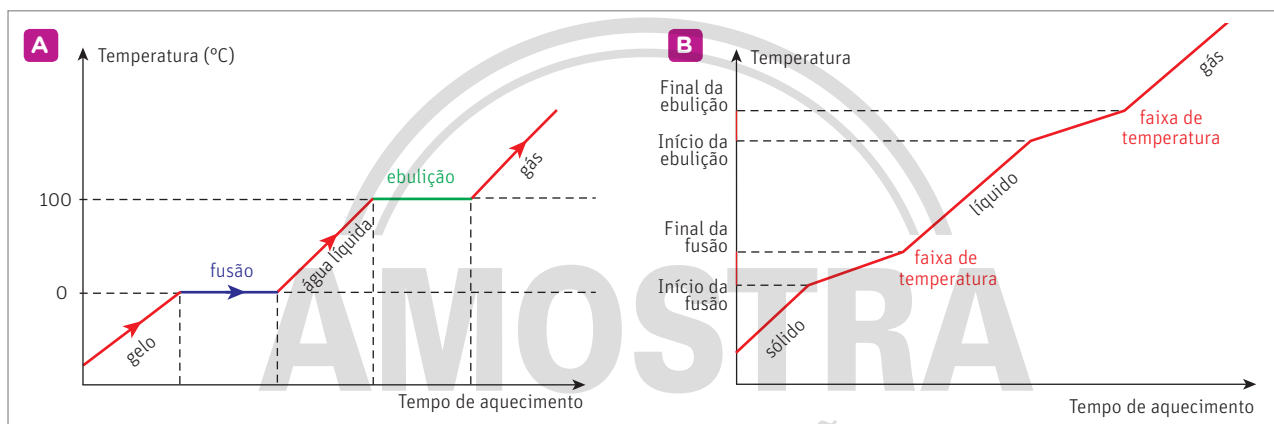
Comparação entre curvas de aquecimento de substâncias e misturas

Durante as mudanças de estado físico de uma substância pura, a temperatura permanece constante. Dizemos que existe um único valor para a temperatura de fusão e um único valor para a temperatura de ebulição.

Quando se coloca certa quantidade de salmoura (mistura de água e sal) no congelador, verifica-se que, sob pressão de 1 atm, o congelamento se inicia a uma temperatura abaixo da temperatura de fusão da água (0 °C). A temperatura não permanece constante durante o congelamento, isto é, apresenta uma faixa de temperaturas de solidificação.

Quando se aquece a salmoura ao nível do mar, o sistema começa a ferver a uma temperatura superior à temperatura de ebulição da água (100 °C). A temperatura não permanece constante durante a ebulição, isto é, apresenta uma faixa de variação. Os valores iniciais da temperatura de ebulição dependem da proporção entre as quantidades de sal e água.

Os gráficos a seguir representam a curva de aquecimento, sob pressão de 1 atm, de uma amostra de gelo (A) e de uma mistura de água e sal (B). Observe que as temperaturas de fusão e ebulição de uma substância pura permanecem constantes durante o aquecimento.

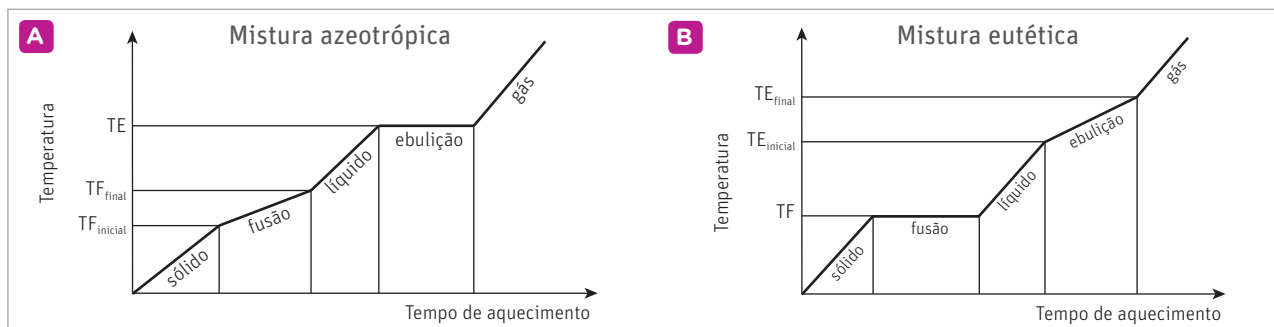


Curva de aquecimento de água (A) e de uma mistura de água e sal (B). Note que as temperaturas de fusão e ebulição da mistura não permanecem constantes.

Misturas azeotrópicas e eutéicas

A mistura que contém 96% (em volume) de álcool e 4% (em volume) de água se comporta como uma substância pura durante a ebulição, isto é, apresenta **temperatura de ebulição constante**. Esse tipo de mistura é chamado de **mistura azeotrópica**.

A solda mais comum é formada por uma mistura que apresenta 63% de estanho e 37% de chumbo. Ela se comporta como uma substância pura durante a fusão, isto é, apresenta **temperatura de fusão constante**. Esse tipo de mistura é chamado de **mistura eutéica**.



Aspecto do gráfico de mistura azeotrópica (A) e de mistura eutéica (B).

Algumas misturas de metais que apresentam essas características são usadas em fusíveis e equipamentos de segurança de instalações elétricas. Quando a intensidade da corrente é muito alta, os metais se fundem, interrompendo a partir desse instante a passagem de corrente elétrica.

1. O ar atmosférico, a água do mar e a gasolina são exemplos de misturas. Considere os seguintes sistemas, em condições ambientes, constituídos por determinadas quantidades de:

I. gás oxigênio, gás nitrogênio, gás carbônico e gás argônio;

II. água líquida e sal de cozinha dissolvido na água;

III. gasolina e álcool.

a) Qual é o número de fases dos sistemas I, II e III? Classifique-os em homogêneo ou heterogêneo.

b) Se fosse adicionada água ao sistema III, quantas fases ele apresentaria? Justifique sua resposta.

2. Analise as afirmativas a seguir e julgue se elas são verdadeiras ou falsas. Justifique sua resposta.

I. Uma mistura de arroz, água e sal completamente dissolvido forma um sistema heterogêneo de duas fases.

II. Uma mistura de água e óleo de soja forma um sistema heterogêneo de duas fases.

III. Uma mistura de álcool etílico e água forma um sistema heterogêneo de duas fases.

IV. O ar atmosférico livre de poluição e de vapor de água é um sistema homogêneo de três fases.

3. Ao determinar a temperatura de ebulição de uma substância X, verificou-se que ela não se manteve constante durante a mudança de estado. Trocou-se o termômetro, e o procedimento foi repetido mais duas vezes, sem alteração nos resultados. Qual alternativa justificaria essas observações?

a) A substância X encontrava-se 100% pura, mas o volume utilizado no experimento interferiu no resultado.

b) Durante a ebulição, a temperatura variava à medida que a substância X condensava.

c) A variação na temperatura do sistema durante a mudança de estado se deveu ao fato de a ebulição da substância X ter ocorrido muito lentamente.

d) Há impurezas misturadas à substância X, razão pela qual a temperatura de ebulição não permaneceu constante durante a mudança de estado.

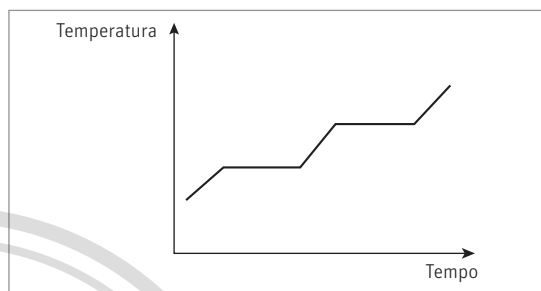
4. O etanol, também chamado de álcool etílico ou álcool comum, é um líquido incolor, bem conhecido por suas várias aplicações. É combustível renovável de meios de transporte e amplamente utilizado em materiais de limpeza, tintas, perfumes e muitos outros produtos. É ingrediente de bebidas alcoólicas, como cerveja, vinho e cachaça.

O *n*-butanol, conhecido como álcool butílico, é outro tipo de álcool. Líquido em condições ambientes, incolor e de odor forte característico, é utilizado como solvente na produção de corantes, tintas, vernizes e aditivo em produtos de limpeza, entre outras aplicações.

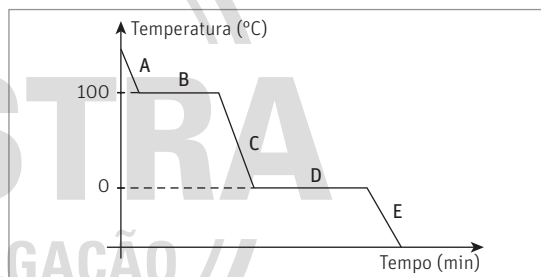
Observe, na tabela a seguir, as medidas de densidade de amostras de etanol hidratado e de *n*-butanol.

Amostras	Densidade ($\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$)
etanol hidratado	0,81
<i>n</i> -butanol	0,81

Qual dessas amostras poderia ser associada à curva de aquecimento apresentada no gráfico a seguir?



5. Observe o gráfico da curva de resfriamento da água pura à pressão constante de 1 atm.



a) Quais são os estados físicos da água nos trechos A, C e E?

b) O que significa o fato de os trechos B e D corresponderem a patamares paralelos ao eixo x (tempo)? O que ocorre nesses trechos?

c) Em que trechos os sistemas são heterogêneos? Justifique.

6. Construa um gráfico de temperatura ($^{\circ}\text{C}$) \times tempo (minutos) que represente o aquecimento de certa massa de um sólido puro desde -10°C até 110°C , sabendo que as temperaturas de fusão e de ebulição dessa substância são, respectivamente, 5°C e 80°C . Considere que a fusão começa após 4 minutos de aquecimento e que são necessários mais 5 minutos para que todo o sólido se liquefaça. A temperatura de ebulição é atingida aos 17 minutos, e a vaporização total ocorre aos 23 minutos de aquecimento.

a) O que mudaria, durante o aquecimento, se a massa da amostra fosse maior? Justifique.

b) O que mudaria, durante o aquecimento, se o sólido não fosse puro? Esboce um gráfico de temperatura ($^{\circ}\text{C}$) \times tempo (minutos) do aquecimento do sólido impuro no mesmo intervalo de temperatura.

Propriedades específicas dos materiais e separação de misturas

A maioria dos materiais extraídos da natureza é mistura. Numa mistura, o(s) componente(s) que se dissolve(m) é (são) chamado(s) de **soluto(s)**. O componente que dissolve o(s) soluto(s) é chamado de **solvente**.

Há vários tipos de mistura heterogênea e, para facilitar seus estudos, elas serão analisadas de acordo com os estados físicos de seus componentes.

Filtração comum

Método em que é utilizado um material poroso (filtro), que retém partículas sólidas pouco solúveis e que deixa passar o líquido ou o gás em que estavam dispersas.

Uma filtração muito comum é a que ocorre no preparo do café. Nesse caso o pó fica retido no filtro, e o líquido, que contém várias substâncias dissolvidas na água quente, é recolhido em outro recipiente.

Outra filtração muito comum é a que ocorre quando utilizamos o aspirador de pó: a poeira fica retida no filtro do aspirador.

Filtração a vácuo

O processo de filtração pode ser acelerado quando feito a baixa pressão. É a chamada “filtração a vácuo”. A figura ao lado mostra uma aparelhagem utilizada para essa finalidade.

A água que passa pela trompa arrasta parte do ar da parte inferior do kitassato, criando uma região de baixa pressão. A mistura heterogênea sólido-líquido colocada sobre o papel de filtro no funil de Büchner é submetida, devido à diferença de pressão, a uma sucção. Isso faz que a filtração ocorra em menos tempo.

Decantação

Decantação é um processo de separação de misturas do tipo líquido-líquido ou líquido-sólido, que se baseia na diferença de densidade e de solubilidade entre seus componentes.

Mistura líquido-líquido

Líquidos imiscíveis, ou seja, pouco solúveis um no outro – como água e óleo ou água e benzeno –, podem ser separados pela diferença entre suas densidades. Nesse processo, a mistura é deixada durante certo tempo em uma aparelhagem adequada – o **funil de decantação** –, e a separação dos líquidos é feita pela ação da gravidade. O líquido mais denso é escoado para outro frasco com a abertura de uma torneira (figura ao lado).

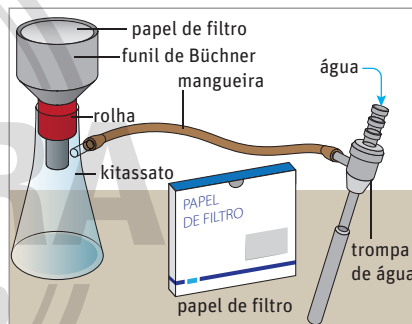
O funil de decantação também é denominado **funil de separação**.

Mistura sólido-líquido

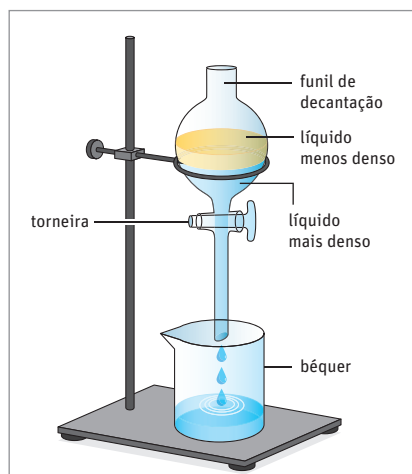
No caso das misturas de um líquido com um sólido pouco solúvel, deixa-se a mistura em repouso até que o material mais denso afunde e se deposite no fundo do recipiente (sedimentação). A parte líquida é então transferida. É o que ocorre em uma das etapas de tratamento da água, em que o sulfato de alumínio acrescentado forma flocos ao reagir com o hidróxido de cálcio e esses flocos começam a incorporar a sujeira sólida presente na água. Esses flocos se depositam no fundo dos tanques de decantação, e a parte líquida é transferida para outros tanques, onde continua seu processo de tratamento.



Aparelhagem usada em laboratório para filtração comum. Esquema fora de proporção e em cores-fantasia.



Aparelhagem para a filtração a vácuo. Esquema fora de proporção e em cores-fantasia.



Funil de decantação usado na separação de líquidos imiscíveis de densidades diferentes. Esquema fora de proporção e em cores-fantasia.

Sifonação

Método que pode ser utilizado para separar um sólido de um líquido ou um líquido de outro com diferente densidade.

O recipiente que contém a mistura fica em uma posição mais elevada que o recipiente para o qual é transferida uma das fases.

Uma sucção no tubo de plástico retira o ar de seu interior e faz com que se estabeleça um fluxo de líquido para o recipiente situado mais abaixo. A fase superior da mistura original é, assim, retirada.

Centrifugação

A centrífuga consiste em uma aparelhagem que acelera o processo de sedimentação.

A rotação da centrífuga, em alta velocidade, sedimenta o(s) componente(s) mais denso(s), que é (são) arremessado(s) para o fundo ou a lateral dos recipientes que contém a mistura (em geral, tubos de ensaio). O método é usado, por exemplo, para separar alguns componentes do sangue.

Esse processo de separação só é possível quando há diferença de densidade entre os componentes de uma mistura.



O sangue é fracionado por centrifugação (foto maior). Em destaque, amostra de sangue antes (à esquerda) e depois de passar pela centrífuga.

Levigação

Esse método usa água corrente para carregar sólidos de baixa densidade, enquanto os mais densos permanecem depositados no fundo do recipiente.

É utilizado pelos garimpeiros para separar o ouro do barro e da areia. Barro e areia, menos densos, são arrastados pela água. O ouro fica no fundo da bateia.



Processo de execução da levigação (A). Ouro, já separado, na bateia (B). Aripuanã (AM). Foto de 2008.



Separação de sólido (terra) e líquido (água) por meio de sifonação. Esse método também é usado para separar líquidos imiscíveis, como água e óleo.

QUÍMICA E BIOLOGIA

Frações do sangue

O fracionamento do sangue baseia-se no princípio da diferença de densidade e na utilização do processo de centrifugação, pelo qual são obtidos os seguintes produtos:

- **Concentrado de hemácias**
É a parte do sangue que contém os glóbulos vermelhos, responsáveis pelo transporte de oxigênio pelo corpo. Esse concentrado é indicado para o tratamento de anemias.
- **Concentrado de plaquetas**
Trata-se da parte sólida do sangue. Esse produto é recomendado para o tratamento de sangramentos ou de plaquetas funcionalmente anormais.
- **Plasma**
Essa parte líquida do sangue, rica em fatores de coagulação, faz o transporte de sais minerais, proteínas e vitaminas para todo o corpo e repõe os fatores de coagulação.

Depois de preparados, os hemocomponentes são registrados, acondicionados e enviados para a área de estoque nos bancos de sangue.

Catação

Método manual de separação. A escolha de arroz ou de feijão para cozinhar é um processo de catação.

Peneiração ou tamização

Esse método é utilizado quando os sólidos apresentam grãos de diferentes tamanhos, que são separados com o auxílio de uma peneira, cuja malha fina permite a passagem dos sólidos menores.

A peneiração é muito utilizada pelos pedreiros para separar o cascalho da areia na preparação da argamassa.

Ventilação

Esse processo costuma ser adotado quando um dos componentes apresenta baixa densidade e pode ser arrastado por uma corrente de ar. É o que ocorre na separação da casca dos grãos no beneficiamento de cereais ou de café.

Extração por solventes

Nesse método, é usado um líquido para extrair um dos componentes de uma mistura. Por exemplo, a adição de água à mistura de gasolina e álcool, seguida da agitação desse sistema em um funil de decantação, forma duas fases: uma delas constituída de água e álcool, e a outra, de gasolina (a água extrai o álcool da gasolina). Outro exemplo: na preparação de um chá, a água quente extrai alguns componentes da erva responsáveis pela cor, aroma, etc.

Separação magnética

É aplicada quando um dos componentes apresenta propriedades magnéticas. Uma mistura formada por ferro e alumínio pode ser separada por um ímã, que atrai apenas o ferro. Esse processo também é chamado de **imantação**.

Cristalização fracionada

Aplica-se a misturas líquidas de vários sólidos em um solvente, quando se quer obter pelo menos uma das substâncias que estão dissolvidas. Nesse processo pode-se provocar a evaporação do solvente ou a diminuição da temperatura da mistura. Em qualquer caso, um dos componentes começará a cristalizar enquanto os outros ainda permanecerão dissolvidos. Com a retirada do componente que cristalizou, pode-se continuar com o processo e da mesma forma obter os outros componentes.



R.P/Kino.com.br

Catação de feijão, prática comum no preparo desse alimento.



Ernesto Reghrany/Pulsar Imagens

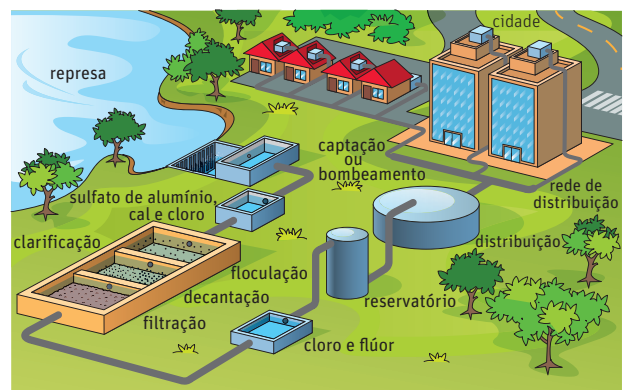
Trabalhador em plantação de café – fase de ventilação. Santa Mariana (PR). Foto de 2013.

SAIBA MAIS

Separação de misturas no tratamento da água

O estudo de todos esses processos auxilia na compreensão do tratamento da água. A primeira fase, chamada de **clarificação**, é constituída de três etapas: **floculação** (adição de sulfato de alumínio ou de cloreto de ferro e cal, que são substâncias que aglutinam as impurezas); **decantação** (deposição dos flocos de sujeira no fundo do decantador); e **filtração** (retenção das partículas que não foram separadas na decantação). Nessa fase, a água ainda não está pronta para consumo. Ela precisa ser submetida à **desinfecção**: os microrganismos são eliminados com a adição de cloro. Em algumas estações a água também recebe flúor (**fluoretação**), para ajudar na prevenção contra cáries nos dentes.

Fonte de pesquisa: Sabesp. Disponível em: <<http://site.sabesp.com.br/site/interna/Default.aspx?secaoId=47>>. Acesso em: 26 fev. 2016.



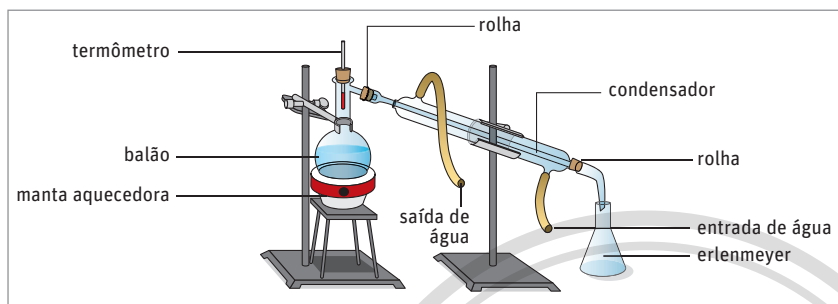
AMJ Studio/IDBR

Esquema dos processos utilizados para o tratamento da água. Representação fora de escala e em cores-fantasia.

Destilação simples

Esse processo é aplicado para separar os componentes de misturas formadas, geralmente, por um líquido e um sólido não volátil (um sólido que não se vaporiza facilmente). Por exemplo, uma mistura de água e sal de cozinha.

No aquecimento da mistura, quando o líquido entra em ebulição, os vapores formados no balão de destilação passam para um aparelho chamado de **condensador**. Em contato com as paredes frias do condensador, o vapor transforma-se em líquido novamente e é recolhido em um frasco. Após a destilação, muitas vezes sobra no balão o sólido com certo volume de líquido. Para complementar a separação, pode-se secar a mistura em estufa ou ao ar livre.

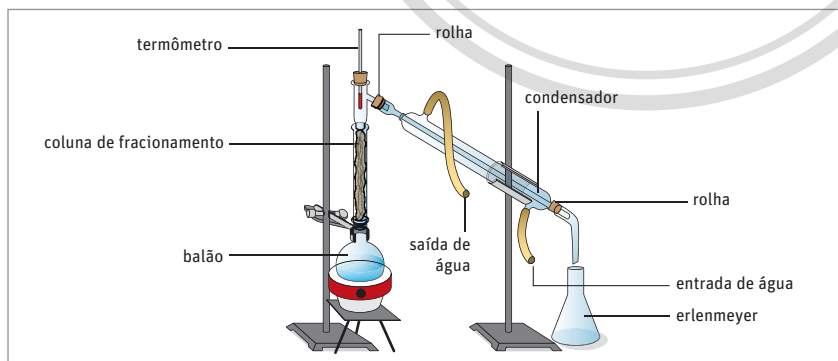


Esquema de destilação simples. Representação fora de escala e em cores-fantasia.

Destilação fracionada

A destilação fracionada é utilizada para separar misturas contendo dois ou mais líquidos miscíveis que apresentam temperaturas de ebulição (TE) não muito próximas. Essa técnica é empregada quando é desejável obter componentes mais puros ou misturas que contêm menos componentes. No refino do petróleo, por exemplo, é utilizada a destilação fracionada.

Os vapores formados durante o aquecimento da mistura entram na coluna de fracionamento. Os componentes menos voláteis (os que têm temperatura de ebulição mais alta) se condensam, retornando ao balão. Os mais voláteis atravessam a coluna e se condensam ao passar pelo condensador, sendo recolhidos no erlenmeyer na forma líquida.



Esquema de destilação fracionada. Representação fora de escala e em cores-fantasia.

Destilação por arraste a vapor

A destilação por arraste a vapor é uma técnica bastante utilizada para extrair óleos essenciais de plantas, folhas, raízes, etc. Nesse processo, a amostra vegetal geralmente é triturada e colocada em um balão contendo água. Sob aquecimento, os óleos se desprendem do interior das células vegetais e evaporam junto com a água. Os vapores formados passam pelo condensador e o líquido é recolhido em outro frasco. Como os óleos essenciais são imiscíveis em água, o líquido formado possui duas fases.

AÇÃO E CIDADANIA

Filtro completo em um canudinho

Às vezes, as tecnologias mais simples têm o maior impacto na vida das pessoas. Veja, como exemplo, o sistema de filtragem móvel [...], batizado de LifeStraw (“canudo da vida”). É um tubo de plástico azul – mas muito mais grosso que um canudinho comum – contendo filtros que tornam potável a água contaminada com microrganismos que provocam cólera, febre tifoide e diarreia. [...] Os filtros [...] matam quase 100% das bactérias e cerca de 99% dos vírus que passam pelo LifeStraw.



Sistema pessoal de filtragem que torna potável a água contaminada por microrganismos. Lira, Uganda. Foto de 2015.

[...] Com menos de 25 cm de comprimento, o canudo pode filtrar até 700 litros de água – estimativa do consumo anual de uma pessoa. O LifeStraw deve ser jogado fora quando seus filtros ficam entupidos demais para permitir a passagem de água, o que acontece geralmente após um ano de uso.

[...] O próximo passo será promover a tecnologia do LifeStraw para que organizações não governamentais (ONGs) e grupos de ajuda humanitária passem a comprá-los e distribuí-los. [...]

Scientific American Brasil. Disponível em: <http://www2.uol.com.br/sciam/noticias/filtro_completo_em_um_canudinho.html>. Acesso em: 26 fev. 2016.

7. Associe as aparelhagens utilizadas para separação a seus respectivos tipos de mistura.



Sergio Dotta Jr./ID/BR



Sergio Dotta Jr./ID/BR

Tipos de mistura:

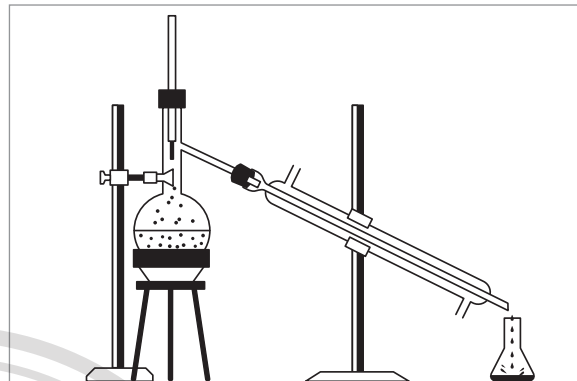
- a) heterogênea líquido-líquido;
- b) homogênea líquido-líquido;
- c) heterogênea sólido-líquido.

8. Associe o método de separação mais adequado a cada uma das misturas listadas.

- 1. Filtração.
- 2. Decantação.
- 3. Imantação.
- 4. Peneiração.
- 5. Liquefação fracionada.
- 6. Catação.

- a) Pedacos de plástico e de papel.
- b) Água e gasolina.
- c) Poeira e ar atmosférico.
- d) Gás nitrogênio e gás oxigênio.
- e) Açúcar refinado e açúcar cristal.
- f) Pó de ferro e farinha de trigo.

9. Qual é o método de separação de misturas que emprega a aparelhagem da figura abaixo? Dê o nome dos instrumentos que compõem essa aparelhagem e um exemplo de mistura que pode ser separada com o seu uso.



AMJ Studio/ID/BR

10. Proponha métodos de separação de misturas adequados para separar os componentes que formam as misturas a seguir.

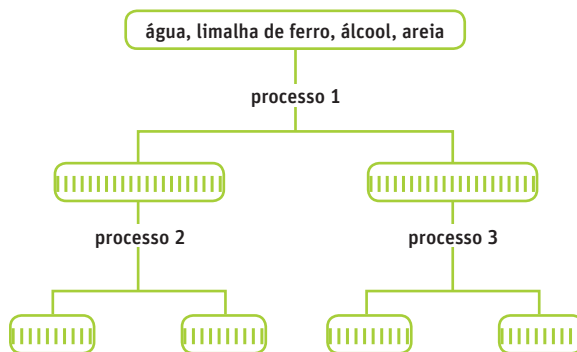
- a) Dois líquidos miscíveis entre si.
- b) Dois líquidos imiscíveis entre si.
- c) Um sólido dissolvido na água.
- d) Dois sólidos de diferentes tamanhos.

11. Cada uma das misturas abaixo foi submetida a uma filtração com funil e papel de filtro. O líquido que passou pelo filtro (filtrado) foi recolhido em um erlenmeyer e posteriormente aquecido até a ebulição.

- I. Areia e água.
- II. Sal de cozinha (cloreto de sódio) dissolvido em água.

- a) Qual mistura deixou um resíduo sólido no papel de filtro após a filtração? Qual o sólido obtido?
- b) Qual das misturas deixou um resíduo sólido após a evaporação do líquido? Qual o sólido obtido?

12. Um químico separou os componentes de uma mistura formada por água, limalha de ferro, álcool e areia por meio de um procedimento que envolveu os processos 1, 2 e 3. Dê o nome desses processos e indique os componentes separados em cada um deles.



Atividade experimental

Simulação de tratamento de água

Você tomaria uma água límpida, incolor e sem cheiro sem saber a origem dela? Por quê?

Objetivo

Aplicar técnicas de separação de misturas.

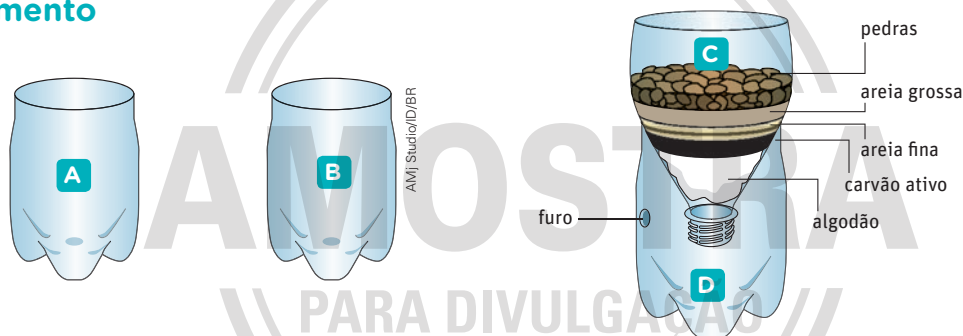
Material por grupo de alunos

- 3 garrafas plásticas de refrigerante de 2 L, cortadas para formar os recipientes da figura abaixo. A garrafa **D** deve ter um orifício lateral próximo à parte superior (como mostra a imagem), do diâmetro de uma caneta esferográfica.
- Areia fina (camada de 2 cm de espessura), areia grossa (camada de 2 cm de espessura), pequenas pedras (4 cm), carvão ativo (1 camada fina), algodão (camada de 10 cm de algodão seco na garrafa), terra (1 colher rasa) e água.
- Obs.:** As areias e as pedras devem ser previamente bem lavadas.
- Solução de sulfato de alumínio saturada e solução de hidróxido de cálcio saturada.
- Colheres plásticas (de sopa).

Equipamentos de segurança

Luvas de borracha, avental de algodão com mangas compridas e óculos de segurança.

Procedimento



1. Adicione 100 mL de água ao **recipiente A** e, em seguida, despeje nele 1 colher de terra. Use a colher para agitar a mistura.
2. Aguarde cerca de 5 minutos e despeje, no **recipiente B**, a mistura líquida acumulada na fase superior do **recipiente A**.
3. Adicione 1 colher cheia de sulfato de alumínio e uma de hidróxido de cálcio sob agitação ao **recipiente B**.
4. Deixe esse recipiente em repouso e observe o que ocorre depois de alguns minutos.
5. Transfira o líquido da fase superior para o **recipiente C** (filtro em camadas).
6. Recolha o filtrado (líquido obtido após a filtração) no **recipiente D**.

Resíduos

Os sólidos devem ser descartados no lixo, e os líquidos, na pia.

Análise e discuta

1. Durante o procedimento, por duas vezes recomendou-se transferir apenas a **fase superior** para outro recipiente. Qual o nome desses dois processos de separação de mistura?
2. Qual é a função da adição do sulfato de alumínio e do hidróxido de cálcio? Qual é o nome do fenômeno que ocorre após essa adição?
3. Há alguma fase do tratamento da água de uso doméstico que não foi mencionada neste experimento? Qual(is)?
4. A água obtida por esse tratamento pode ser utilizada para consumo? Por quê?
5. Que atitudes podem ser tomadas para evitar o desperdício da água de uso doméstico? De que forma a água usada pode ser reutilizada?

13. Observe uma representação do ciclo da água.

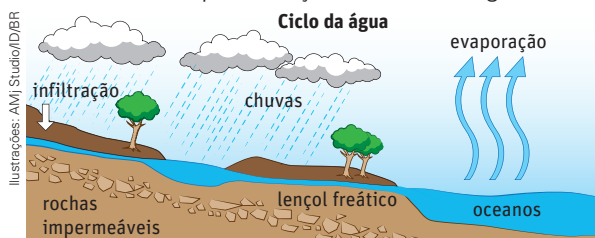


Figura fora de escala e em cores-fantasia.

Águas de rios, oceanos e outras fontes evaporam, formam nuvens e precipitam. Esse ciclo compreende duas mudanças de estado que também ocorrem em um processo de separação de misturas. Identifique a alternativa que se refere a esse processo.

- a) Filtração comum.
- b) Filtração a vácuo.
- c) Decantação.
- d) Catação.
- e) Destilação.

14. Em Pirapora do Bom Jesus (SP), costuma ocorrer formação de extensas camadas de espuma contaminada sobre o leito do rio Tietê. Sob a ação dos ventos, ela se espalha pela cidade. Essa situação perdura há décadas. Veja a fotografia de uma das pontes que habitualmente é invadida pela espuma.



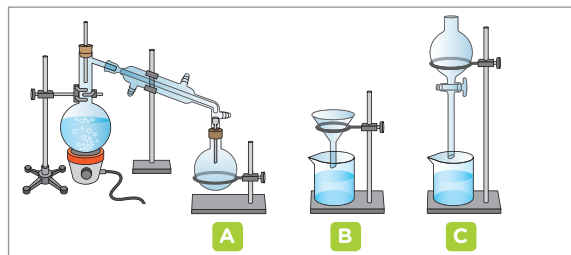
Rafael Pacheco/Acervo do fotógrafo

Poluição do rio Tietê em Pirapora do Bom Jesus (SP), em 2015. Moradores reclamam do mau cheiro quando há formação de espuma.

O governo estadual diz que a solução desse problema depende da implantação de sistemas de tratamento de esgoto em todos os municípios por onde o rio passa. Esse processo envolveria a aplicação de pelo menos duas técnicas de separação de misturas: floculação e flotação. Explique essas técnicas.

15. Um aluno recebeu dois frascos de vidro transparentes e fechados. Em cada um deles havia a mesma massa de acetona e clorofórmio, que são líquidos incolores. Como o aluno poderia identificar as substâncias sem abrir os frascos? **Dados:** Densidades à temperatura ambiente: acetona = 0,8 g/cm³ e clorofórmio = 1,4 g/cm³.

16. As técnicas de separação dos componentes de uma mistura baseiam-se nas propriedades dos seus componentes. Associe as misturas listadas a seguir às figuras **A**, **B** e **C**, que representam os equipamentos adequados a suas separações. Faça também a associação entre esses equipamentos e as propriedades responsáveis por sua utilização.



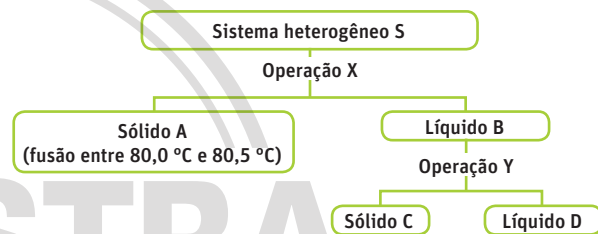
Sistemas

- a) Água e pó de mármore.
- b) Água e gasolina.
- c) Água e sal dissolvido.

Propriedades

- I. Temperatura de ebulição.
- II. Solubilidade.
- III. Densidade.

17. Um sistema heterogêneo, formado por uma solução colorida e um sólido branco, foi submetido ao processo de separação abaixo. Pede-se o nome dos métodos empregados nas operações X e Y.



18. Por ser uma mistura, é possível checar a qualidade do leite por meio da análise de sua composição e propriedades. Uma análise simples é a medida da densidade, que deve estar entre 1,028 g/L e 1,034 g/L.

- a) No caso de o leite ser adulterado por adição de água ($d_{H_2O} = 1,0 \text{ g/mL}$), sua densidade será maior ou menor que os valores-padrão? Justifique.
- b) No caso de retirada de gordura (utilizada na produção de manteiga), a densidade do leite será maior ou menor que os valores-padrão? Justifique sua resposta. **Dica:** a gordura apresenta a menor densidade dentre as substâncias do leite.
- c) A densidade de um leite adulterado pode se situar dentro dos valores permitidos? Explique.

19. Considere a análise de uma amostra de gasolina que apresenta teor de álcool de 24% em volume. Essa amostra foi submetida ao seguinte procedimento:

- Adicionaram-se 50 cm³ de água a 50 cm³ de gasolina em uma proveta de 100 cm³.
 - O sistema foi fechado e agitado por alguns instantes.
 - Após a formação de duas fases distintas, mediu-se o volume dessas fases.
- a) Sabendo que a densidade da água é maior que a da gasolina, qual deve ser o aspecto da mistura após a estabilização do sistema?
 - b) Determine o volume da fase mais densa e da fase menos densa. Justifique sua resposta.
 - c) Quais foram os processos de separação dos componentes presentes no sistema?

Sabesp utilizará tecnologia moderna para transformar água de reúso em potável

A Sabesp [Companhia de Saneamento Básico do Estado de São Paulo] vai utilizar água de reúso para produzir água potável, a partir de tecnologia de ponta já empregada em países como Estados Unidos, Israel e Cingapura e na Europa. O resultado será uma água extremamente confiável para o consumo humano.

Para chegar a esse resultado, duas estações de produção de água de reúso serão equipadas com reatores biológicos de membranas, que fazem uma ultrafiltração e têm capacidade para remover partículas sólidas com tamanho correspondente a um diâmetro mil vezes menor que um fio de cabelo. Depois das membranas, será empregado o processo de osmose por foto-oxidação, que vai eliminar pequenas partículas, como bactérias e vírus. Como última etapa, a água é submetida a um processo de desinfecção final, com emprego de radiação ultravioleta associada ao peróxido de hidrogênio.

“O resultado é uma água absolutamente limpa, cristalina, sem nenhuma impureza. É a molécula da água com seus sais naturais”, esclarece Paulo Nobre, superintendente de Tratamento de Esgotos da Região Metropolitana. A qualidade da água de reúso será monitorada continuamente pela Sabesp, por analisadores *on-line* e análises laboratoriais.

A companhia produz água de reúso desde 1997. Em 2012, implantou o projeto Aquapolo, que já utiliza o reator biológico de membranas e a osmose para a produção de água de reúso em larga escala, aproveitada por indústrias. Nas duas novas estações, a tecnologia será similar, porém ainda mais moderna.

A transformação em água potável

As duas estações de produção de água de reúso vão produzir três mil litros por segundo, que serão lançados nas represas Guarapiranga e Isolina – esta do Sistema Baixo Cotia –, aumentando o volume de água armazenada dos reservatórios. [...] A partir da represa (Guarapiranga), a água de reúso, misturada à água acumulada pelas chuvas, será coletada e tratada, passando pelo processo já usado no tratamento tradicional, e distribuída à população.

No caso da água de reúso que será aproveitada pelo Sistema Baixo Cotia, todo o esgoto habitualmente despoluído na estação de tratamento Barueri passará pelo mesmo tratamento refinado, com membranas e osmose. [...] “O reaproveitamento da água é uma evolução natural para conferir segurança hídrica e atender às novas tendências climáticas”, destaca Paulo Nobre. “É o ciclo fechado do saneamento. A água consumida pela população será tratada e novamente servida às famílias.”

Sabesp. Notícias. 8 nov. 2014. Disponível em: <<http://site.sabesp.com.br/site/imprensa/noticias-detalle.aspx?secaoId=65&id=6335>>. Acesso em: 26 fev. 2016.



Água poluída antes (à esquerda) e depois de tratada para reúso. Centro Internacional de Referência em Reúso de Água (Cirra). USP, São Paulo (SP). Foto de 2009.

PARA DISCUTIR

1. Pesquise com seus colegas as seguintes expressões contidas no texto:
 - a) ultrafiltração;
 - b) osmose;
 - c) reatores biológicos de membrana.
2. O superintendente de Tratamento de Esgotos da Região Metropolitana, Paulo Nobre, afirmou que, após todo o tratamento necessário para a obtenção de água de reúso, “o resultado é uma água absolutamente limpa, cristalina, sem nenhuma impureza. É a molécula da água com seus sais naturais”. Essa afirmação não é adequada do ponto de vista químico. Explique.
3. Algumas regiões, inclusive no Brasil, utilizam a “osmose reversa” para obter água potável a partir da água salobra. Pesquise em que consiste esse processo e aponte uma vantagem e uma desvantagem de sua utilização.

20. (FGV-SP) Em um experimento na aula de laboratório de Química, um grupo de alunos misturou em um recipiente aberto, à temperatura ambiente, quatro substâncias diferentes:

Substância	Quantidade	Densidade (g/cm ³)
polietileno em pó	5 g	0,9
água	20 mL	1,0
etanol	5 mL	0,8
grafite em pó	5 g	2,3

Nas anotações dos alunos, consta a informação correta de que o número de fases formadas no recipiente e sua ordem crescente de densidade foram, respectivamente:

- a) 2; mistura de água e etanol; mistura de grafite e polietileno.
 b) 3; polietileno; mistura de água e etanol; grafite.
 c) 3; mistura de polietileno e etanol; água; grafite.
 d) 4; etanol; polietileno; água; grafite.
 e) 4; grafite; água; polietileno; etanol.
21. (Cefet-MG) Após uma aula de revisão sobre processos de separação de misturas, um professor de Química lançou um desafio aos alunos: “Considerem uma mistura contendo três componentes sólidos e proponham um modo de separá-los”. Para tanto, utilizem a tabela seguinte, que contém algumas características dos constituintes dessa mistura.

Substâncias	Solubilidade em água fria	Solubilidade em água quente	Magnetismo
A	insolúvel	insolúvel	sim
B	solúvel	solúvel	não
C	insolúvel	solúvel	não

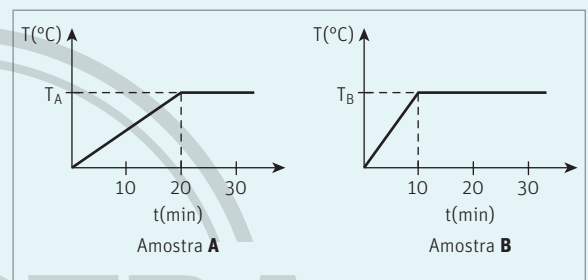
A sequência correta de processos para a separação de cada um dos componentes da mistura é:

- a) adição de água fria, filtração, evaporação e catação.
 b) separação magnética, adição de água fria, filtração e destilação.
 c) adição de água quente, filtração a quente, evaporação e separação magnética.
 d) separação magnética, adição de água quente, filtração e destilação fracionada.
22. (Enem) Entre as substâncias usadas para o tratamento de água está o sulfato de alumínio, que, em meio alcalino, forma partículas em suspensão na água, às quais as impurezas presentes no meio aderem.

O método de separação comumente usado para retirar o sulfato de alumínio com as impurezas aderidas é a:

- a) flotação. d) peneiração.
 b) levigação. e) centrifugação.
 c) ventilação.

23. (UFRGS-RS) Considere dois béqueres, contendo quantidades diferentes de duas amostras líquidas homogêneas **A** e **B**, a 25 °C, que são submetidos a aquecimento por 30 minutos sob pressão de 1 atm, com fontes de calor equivalentes. A temperatura do líquido contido em cada béquer foi medida em função do tempo de aquecimento, e os dados obtidos foram registrados nos gráficos a seguir.



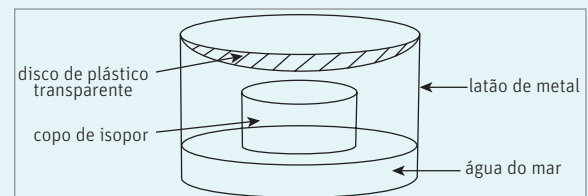
Sobre esses dados, são feitas as afirmações abaixo.

- I. Se $T_A = T_B$, então a amostra **A** e a amostra **B** provavelmente são a mesma substância pura.
 II. Se as amostras **A** e **B** são constituídas pela mesma substância, então o volume da amostra **B** é menor que o volume de amostra **A**.
 III. A amostra **A** é uma mistura em que o líquido predominante é aquele que constitui a amostra **B**.

Quais estão **corretas**?

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

24. (Cefet-MG) Um pescador está em seu barco à deriva, sob o sol de meio-dia, no meio do mar. Para obter água dessalinizada, constrói o seguinte aparato.



Com base nas características desse equipamento, a água dessalinizada poderá ser obtida, lentamente, através de:

- a) flotação.
 b) destilação.
 c) dissolução.
 d) decantação.

UFRGS-RS. Fac-simile: ID/BR

Cefet-MG. Fac-simile: ID/BR

Propriedades e transformações da matéria

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Transformações da matéria.

Leis de Lavoisier e de Proust.

Substâncias simples e compostas.



Grãos de milho contêm substâncias que são transformadas pelo aquecimento.

A fotografia acima é bem conhecida de todos nós: espigas de milho são colocadas em uma panela com água e submetidas a aquecimento em um fogão. Depois de cozidas, elas podem ser temperadas com sal e consumidas. Os grãos cozidos também costumam ser usados para produzir outros alimentos, como pamonhas, broas, bolos, entre outros.

Será que ocorrem mudanças nas propriedades dos grãos de milho quando eles são cozidos? Nesse caso, há ou não alterações nas substâncias que os constituem?

Apesar de continuar sendo milho, para os químicos o milho cru e o cozido são constituídos de substâncias diferentes. As mudanças nas propriedades, como dureza, densidade, entre outras, indicam que há transformação da matéria quando o milho é submetido a aquecimento. Mas quais seriam as diferenças e as semelhanças entre o milho cru e o milho cozido?

As transformações da matéria ocorrem o tempo todo, envolvem diferentes materiais e diferentes quantidades deles. As substâncias que constituem a carne crua, o ovo, a abóbora ou a couve-flor também sofrem transformações quando submetidas a aquecimento. O mesmo pode ser dito em relação a objetos que enferrujam, à queima da madeira ou a frutos que amadurecem ou apodrecem.

Prepare-se para entender melhor essas transformações e a importância delas para a sua vida e a de bilhões de pessoas.

Transformações da matéria

As transformações da matéria podem ser observadas em casa, no trabalho, no caminho para a escola, em nosso próprio corpo, e até mesmo em lugares bem distantes, como nas estrelas e nos planetas. Essas transformações explicam, por exemplo, o amadurecimento das frutas e o surgimento de ferrugem em portões e em outros objetos de ferro.



O amadurecimento do mamão envolve transformações da matéria.

Descrição das transformações da matéria

Imagine que você precisa descrever a transformação de um material. Para fazer isso, é necessário observá-lo antes e depois dessa mudança. É dessa forma que os químicos procedem. Eles utilizam os termos **estado inicial do sistema** e **estado final do sistema** como referência às características do sistema antes e depois da transformação.

No caso dos mamões, o estado inicial do sistema pode ser descrito como composto de frutos verdes de tamanho reduzido e de consistência mais dura. Seu estado final é constituído por frutos maiores e mais tenros, de cor predominantemente amarela.

Na tabela a seguir são apresentados outros exemplos de distinção dos estados inicial e final para algumas transformações da matéria.

Transformação	Estado inicial	Estado final
enferrujamento de alguns pregos		
queima de uma folha branca de papel sulfite		
fusão do gelo		

É comum, em vez de usar imagens, fazer-se a descrição dos estados inicial e final. Copie a tabela no caderno e descreva as imagens observadas em cada uma das transformações.

SAIBA MAIS

A Química e as transformações da matéria

Desde os tempos mais remotos, o ser humano faz uso das transformações da matéria para garantir sua sobrevivência. Entre os exemplos estão a confecção de ferramentas e a descoberta e a utilização do fogo como fonte de energia.

O domínio do fogo permitiu ao ser humano obter, por exemplo, metais como o ferro, a partir da hematita – minério rico em óxido de ferro(III) –, e o chumbo, a partir da galena – mineral rico em sulfeto de chumbo(II).

A transformação da bauxita, que é um minério de grande importância industrial para a obtenção do alumínio metálico e de outros materiais, também é um exemplo de transformação da matéria.



A bauxita origina o alumínio.

Nos transportes, o alumínio é empregado na estrutura de aviões, barcos e automóveis. A indústria de embalagens também utiliza o alumínio para a fabricação de papel de alumínio e latas.

Na construção civil, o alumínio é usado na fabricação de janelas, portas, divisórias e grades, bem como na composição de utensílios de cozinha e ferramentas.

Fenômenos físicos e químicos

Transformações físicas

As transformações físicas compreendem mudanças que não alteram a composição das substâncias originais. Esse tipo de transformação ocorre, por exemplo, quando uma substância passa de um estado físico para outro. Nesse caso, há alterações no aspecto do material sem que se formem novos materiais. Quando um pão é cortado em pedaços menores, sua composição química não é alterada – o que se observa é uma alteração de seu formato, mas cada novo pedaço tem a mesma constituição do pão original.

Transformações químicas

Quando um ovo cru é colocado na frigideira e submetido a aquecimento, depois de certo tempo observa-se a formação de um material bem diferente do inicial: o ovo frito.

Nas transformações químicas, o material ou materiais presentes no sistema inicial são transformados em novos materiais, com propriedades específicas diferentes.

Uma chave de boca, composta predominantemente de ferro, pode ter sua composição química alterada quando em contato com o oxigênio e com a umidade do ar. O ferro sofre um desgaste (corrosão), pois se transforma em outra substância: óxido de ferro(III) hidratado (ferrugem).



Greg Ramelis Photography Inc./iStock

A fragmentação do pão não altera as substâncias que o compõem.



A chave de boca enferrujada tem composição diferente da inicial.

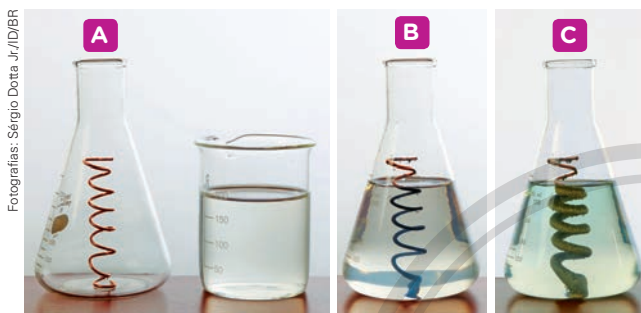
A tabela abaixo mostra alguns exemplos de transformações químicas provocadas por diferentes meios.

Transformação química	Exemplo
por ação do calor	Cozimento de alimentos – o aquecimento de certas substâncias pode desencadear o surgimento de novas substâncias.
por ação da eletricidade	Eletrólise da água (decomposição da água em oxigênio e hidrogênio) – a eletricidade pode provocar alterações em substâncias.
por ação mecânica	Explosivos, acendimento de palitos de fósforo – transformação devido a choque ou impacto.
por ação da luz	Fotossíntese, fotografias – a luz é capaz de transformar algumas substâncias em outras.
por contato com outra substância	O simples contato físico entre duas ou mais substâncias pode resultar em uma transformação, provocando o aparecimento de novas substâncias. É o que ocorre quando se introduz uma pastilha efervescente em um copo com água: imediatamente observam-se a liberação de bolhas e a diminuição do tamanho da pastilha.

Reações químicas

As transformações químicas são também chamadas de **reações químicas**, pois o estado final é constituído por substância(s) diferente(s) daquela(s) presente(s) no estado inicial.

Observe, nas fotografias a seguir, o que acontece a um fio limpo de cobre metálico (A) quando imerso em uma solução aquosa de nitrato de prata (B). Depois de algum tempo, há deposição de um material branco brilhante sobre o fio de cobre. Simultaneamente, nota-se que a solução, de início incolor, adquire coloração azulada (C).



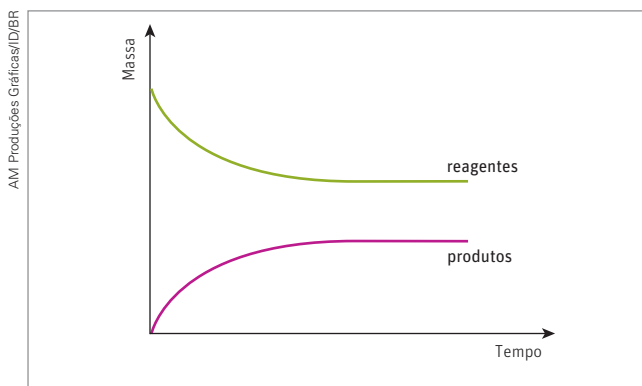
Reação química entre fio de cobre metálico e solução aquosa de nitrato de prata (líquido incolor).

Trata-se de um exemplo de reação química, em que as substâncias presentes no sistema inicial (cobre metálico e nitrato de prata dissolvido em água) são transformadas em novas substâncias: prata metálica (metal prateado depositado sobre o fio de cobre) e nitrato de cobre(II) dissolvido em água (responsável pela coloração azul da solução). Nesse caso, os reagentes são cobre e nitrato de prata, e os produtos, prata e nitrato de cobre(II).

Comportamento das substâncias nas reações químicas

Quando um ou mais reagentes são transformados em um ou mais produtos, sua quantidade diminui no transcorrer da reação, ao mesmo tempo em que há aumento da quantidade de produtos.

Esse fenômeno pode ser representado pelas curvas do gráfico abaixo.

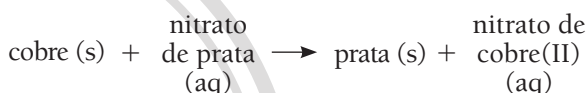


Note que, no decorrer do tempo, os reagentes, representados por **R** (linha verde), são consumidos e sua massa diminui, enquanto a massa de produtos, representados por **P** (linha roxa), aumenta. Observe também que, a partir de determinado tempo, passa a não haver mais perda nem ganho de massa entre reagentes e produtos.

Representação das reações químicas

Os químicos apresentam as reações químicas por meio de equações químicas, que são representações nas quais os reagentes e os produtos são separados por uma seta (\rightarrow). Quando há mais de um reagente ou produto, coloca-se um sinal de soma entre eles. Costuma-se também representar entre parênteses o estado físico das substâncias envolvidas: (s) sólido, (l) líquido, (g) gasoso e (aq) solução aquosa.

Observe a representação da reação entre o fio de cobre e o nitrato de prata em solução aquosa, como foi visto no exemplo desta página.



Essa representação informa que o cobre sólido reage com o nitrato de prata aquoso e produz prata sólida e nitrato de cobre(II) aquoso.

Evidências da ocorrência de transformações químicas

É muito comum o tratamento da azia ou má digestão com comprimidos efervescentes – os antiácidos. Quando um desses comprimidos é adicionado à água, observa-se a liberação de gás (bolhas). Essas bolhas intensificam-se à medida que o comprimido diminui de tamanho. Em determinado momento, a liberação do gás cessa e o comprimido desaparece. Nesse instante, considera-se que a reação chegou a seu ponto final.

Em festas juninas, as fogueiras (reações que envolvem combustão) emitem luz e energia térmica.

As liberações de gás e de energia térmica e luminosa constituem exemplos de evidências (indícios) da ocorrência de transformação química, bem como a mudança de cor, de cheiro, a formação de sólido, etc.

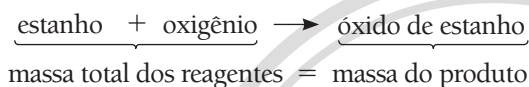
A ausência desses sinais, contudo, não determina a **não** ocorrência de transformação química. Algumas reações químicas ocorrem sem que haja modificação perceptível entre o sistema inicial e o sistema final. Assim, para que uma transformação possa ser classificada com segurança como reação química, as substâncias obtidas devem ser isoladas, e suas propriedades específicas (densidade, temperatura de fusão e de ebulição, solubilidade, etc.) devem ser determinadas.

Leis de Lavoisier e de Proust

Lei de Lavoisier (Lei da Conservação da Massa)

Muitos dos trabalhos de Lavoisier envolveram o uso da balança, pois se caracterizaram pelo estudo dos aspectos quantitativos das transformações. Ele assumiu, como princípio, que a matéria era indestrutível em qualquer transformação e estabeleceu o que hoje se conhece como “Lei da Conservação da Massa” ou “Lei de Lavoisier”. De acordo com essa lei, há uma mesma quantidade de matéria antes e depois de qualquer procedimento: a qualidade e a quantidade dos princípios se mantêm, ocorrendo apenas trocas. Lavoisier demonstrou esse princípio por meio de experimentos.

Em 1774, ele realizou reações em sistemas fechados entre diferentes metais e o oxigênio. Lavoisier observou, por exemplo, que a reação entre o estanho e o oxigênio não provocava alteração de massa no sistema, ou seja, a massa era a mesma antes e depois da reação.



Em transformações químicas realizadas em sistemas fechados, **a massa total dos produtos é igual à soma das massas das substâncias reagentes.**

Durante as reações químicas não há ganho nem perda de massa. O que ocorre é a transformação das substâncias reagentes em outras substâncias.

Se 30 g de reagentes forem colocados em um sistema fechado e se todos eles reagirem completamente entre si, depois de terminada a reação química haverá 30 g de produtos.



Observe as fotografias abaixo.



Uma vela acesa é colocada sobre uma balança, e uma campânula cobre a vela (à esquerda). A combustão consome parte do oxigênio e a vela apaga-se espontaneamente (à direita).

A reação de combustão da vela consome parte do oxigênio do ar que está dentro da campânula. Observe, na marcação da balança, que a massa dos produtos formados é a mesma dos reagentes (13 g em ambos os casos).

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

As contribuições de Lavoisier

Antoine Lavoisier (1743-1794), em trabalho realizado com outros cientistas, criou uma nomenclatura para as substâncias químicas semelhante à que ainda está em uso. Nomes como os das substâncias formadas por oxigênio, enxofre ou fósforo são até hoje utilizados.

Lavoisier estudou por muitos anos as reações de combustão. Foi ele quem sugeriu que, no fenômeno da combustão, o gás oxigênio (o comburente), presente no ar, seria o reagente comum e associado a um material que queima (o combustível).

Deve-se a ele também a conclusão de que a água é uma substância formada por hidrogênio e oxigênio. Isso, na época, foi surpreendente, pois a água era tida como elemento, ou seja, como substância impossível de ser decomposta.

A frequente utilização da balança pode ser considerada uma das principais características de seus trabalhos de pesquisa.

Lavoisier foi julgado, condenado e guilhotinado em maio de 1794 devido às suas posições políticas durante a fase mais violenta da Revolução Francesa, também conhecida como “fase do terror”.



Lavoisier em seu local de trabalho. Gravura feita em madeira com base em desenho de Adrien E. Marie. Coloração feita posteriormente.

Previsão das massas dos produtos em uma reação química

A ocorrência de uma reação química em um sistema fechado garante que a massa de substâncias gasosas não será perdida para o meio. Se a reação não envolver reagentes ou produtos gasosos, verifica-se a validação da Lei da Conservação da Massa mesmo em um sistema aberto.

Para estabelecer a quantidade de produtos formada em determinada reação, é preciso conhecer a quantidade dos reagentes envolvidos.

$$m_{\text{reagentes}} = m_{\text{produtos}}$$

A tabela a seguir apresenta os valores das massas envolvidas na reação de combustão do magnésio em dois experimentos distintos.

Massas de cada componente presente nos sistemas inicial e final durante a reação de combustão do metal magnésio		
Experimento	Sistema inicial	Sistema final
1	6,0 g de magnésio e 4,0 g de oxigênio 10,0 g	10,0 g de óxido de magnésio
2	12,0 g de magnésio e 8,0 g de oxigênio 20,0 g	20,0 g de óxido de magnésio

Nas duas reações, a massa do sistema inicial é igual à massa do sistema final: 10 g e 20 g, respectivamente.

Se a reação envolver 4 g de magnésio e 2 g de oxigênio, a massa final do sistema será 6 g. Experimentalmente, observa-se que, nesse caso, há a formação de 5 g de óxido de magnésio e uma sobra de 1 g de magnésio:

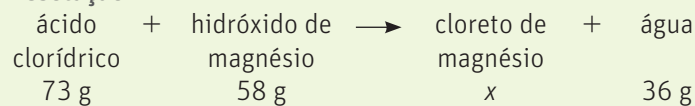


A sobra de 1 g de magnésio demonstra que, da massa inicial desse metal, somente 3 g reagiram. Desse modo, a soma da massa das substâncias que efetivamente reagiram ($m_{\text{reagentes}}$) é igual a 5 g, correspondentes aos 5 g da massa do produto (m_{produto}) formado.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

- Na neutralização do ácido clorídrico pelo hidróxido de magnésio, sabe-se que 73 g de ácido clorídrico reagem com 58 g de hidróxido de magnésio e há formação de 36 g de água e x g de cloreto de magnésio. Analise essas informações e determine a massa do cloreto de magnésio formado na reação.

Resolução



$$\text{Pela Lei de Lavoisier: } \underbrace{73 \text{ g} + 58 \text{ g}}_{\text{reagentes}} = \underbrace{x + 36 \text{ g}}_{\text{produtos}}$$

$$\text{Logo, } x = 95 \text{ g}$$

Portanto, a massa de cloreto de magnésio formada é de 95 g.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

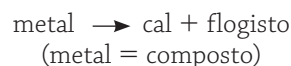
Lavoisier e o fim do flogisto

Para Stahl, o flogisto seria o princípio da combustibilidade: toda vez que uma substância arde, ela perde flogisto. Assim, um metal contém flogisto e sua cal (o produto da combustão, que hoje chamamos de óxido) seria o metal desprovido de flogisto. [...] No entanto, havia uma grande dificuldade [nessa proposta]: quando o carvão queima, seu resíduo pesa menos que o material original; quando um metal passa a cal, o oposto acontece. Então, a perda de flogisto [...] às vezes fazia diminuir e, outras vezes, aumentar a massa da substância original. [...]

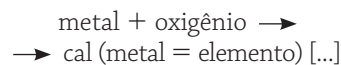
O uso de balanças [...] e de medidas quantitativas [...] [levaram Lavoisier] à conclusão de que a teoria do flogisto estava equivocada: quando um corpo arde ocorre sempre a incorporação de alguma coisa a ele, o que Lavoisier viria mais tarde a chamar de oxigênio. A massa de todos os componentes [...] após a combustão de um corpo é sempre maior que a massa do corpo antes de arder. [...]

Ao descrever reações químicas por meio do sistema atual de equações, [nota-se] a diferença conceitual entre os dois. [Veja a] calcinação de um metal:

Stahl:



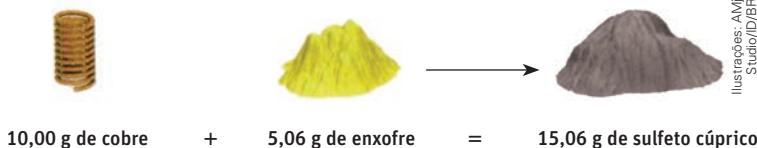
Lavoisier:



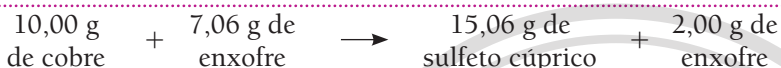
FILGUEIRAS, C. A. L. "Lavoisier e o fim do flogisto". *Química Nova*. São Paulo, SBQ, v. 18, p. 220-221, 1995.

Lei de Proust (Lei das Proporções Constantes)

Experimentos demonstram que 10,00 g de cobre metálico reagem com 5,06 g de enxofre formando 15,06 g de sulfeto cúprico, resultados que estão de acordo com a Lei de Lavoisier.

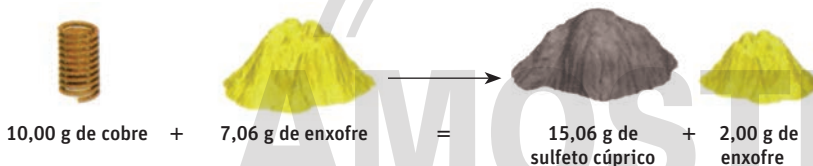


Se, por processo semelhante, 10,00 g de cobre forem postos para reagir com 7,06 g de enxofre, haverá formação de 15,06 g de sulfeto cúprico e uma sobra de 2,00 g de enxofre, ou seja, 2,00 g de enxofre não reagirão.

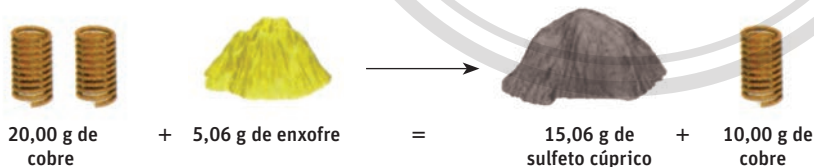


Nesse caso, a Lei de Lavoisier continua sendo obedecida. Observe:

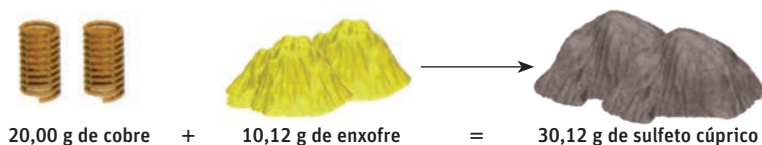
$$10,00 \text{ g} + 7,06 \text{ g} = 15,06 \text{ g} + 2,00 \text{ g}$$



Se 20,00 g de cobre forem colocados para reagir com 5,06 g de enxofre, haverá formação de 15,06 g de sulfeto cúprico e uma sobra de 10,00 g de cobre.



Já a reação entre 20,00 g de cobre e 10,12 g de enxofre resulta em 30,12 g de sulfeto cúprico.

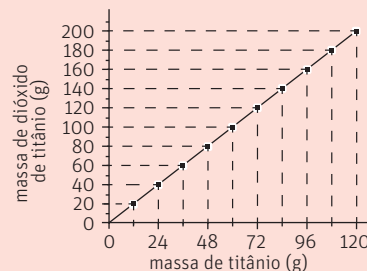
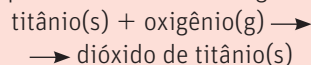


Em 1799, com base em experimentos semelhantes a esses, Joseph Louis Proust concluiu que, quando várias substâncias se combinam para formar um composto, sempre o fazem numa relação de massas definida.

Essa constatação é conhecida como **Lei das Proporções Constantes** (ou **Definidas**) ou **Lei de Proust**.

Lei das Proporções Definidas

A lei das Proporções Definidas (ou lei de Proust) pode ser representada graficamente. Como exemplo, podemos utilizar a reação de oxidação do metal titânio, representada abaixo e no gráfico.



A massa de dióxido de titânio é mostrada no eixo da ordenada, e a de metal titânio oxidado, no eixo da abscissa. Cada par ordenado (x_n, y_n) representa as massas dessas duas substâncias.

Note que os pontos do gráfico estão alinhados e que a reta obtida a partir desses pontos passa pela origem do eixo cartesiano $(0, 0)$. Logo, as massas de dióxido de titânio e de titânio dessa reação são diretamente proporcionais. Toda reta crescente que passa pela origem indica que as grandezas representadas guardam uma razão de proporcionalidade entre si. No caso,

$$\frac{\text{massa de dióxido de titânio}}{\text{massa de titânio}} = \frac{5}{3}$$

Escrevendo na forma da equação da reta $y = ax + b$, tem-se

$$\text{massa de dióxido de titânio} = \frac{5}{3} \text{ massa de titânio}$$

Esse comportamento gráfico será observado sempre que forem relacionadas as massas envolvidas de dois componentes de uma reação química, comprovando a Lei das Proporções Definidas.

Pelo uso da Lei da Conservação da Massa, concluímos que:

$$\frac{\text{massa de dióxido de titânio}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{5}{2}$$

e

$$\frac{\text{massa de oxigênio}}{\text{massa de titânio}} = \frac{2}{3}$$

Aplicações da Lei de Proust

Determinação da composição percentual de uma substância

Com base na Lei de Proust, é possível determinar as porcentagens em massa dos elementos que formam uma substância. Observe o exemplo abaixo para compreender como se chega a essas porcentagens.

Exemplo

Sabe-se que 10,00 g de cobre combinam-se com 5,06 g de enxofre e formam 15,06 g de sulfeto cúprico. Para chegar às porcentagens de cobre e enxofre no sulfeto cúprico, admite-se que, genericamente, m_1 de cobre combina-se com m_2 de enxofre para formar 100,00 g de sulfeto cúprico.

Por meio de uma proporção simples, podem-se determinar o percentual de cobre e o percentual de enxofre nessa substância.

$$\begin{array}{l} 10,00 \text{ g de cobre} \quad \frac{\text{estão presentes em}}{\text{estão presentes em}} \quad 15,06 \text{ g de sulfeto cúprico} \\ m_1 \text{ de cobre} \quad \frac{\text{estão presentes em}}{\text{estão presentes em}} \quad 100,00 \text{ g de sulfeto cúprico} \\ m_1 = 66,40 \text{ g de cobre} \end{array}$$

Em 100 g da substância há 66,40 g de cobre. Portanto, a porcentagem, em massa de cobre, é **66,4%**.

$$\begin{array}{l} 5,06 \text{ g de enxofre} \quad \frac{\text{estão presentes em}}{\text{estão presentes em}} \quad 15,06 \text{ g de sulfeto cúprico} \\ m_2 \text{ de enxofre} \quad \frac{\text{estão presentes em}}{\text{estão presentes em}} \quad 100,00 \text{ g de sulfeto cúprico} \\ m_2 = 33,60 \text{ g de enxofre} \end{array}$$

Em 100,00 g da substância há 33,60 g de enxofre. Portanto, a porcentagem, em massa de enxofre, é **33,6%**.

Determinação da massa de uma substância

A Lei de Proust pode ser utilizada para determinar a massa de uma substância (reagente ou produto) envolvida em uma reação.

Exemplo

Sabe-se que 56 g de óxido de cálcio neutralizam 98 g de ácido sulfúrico, formando 136 g de sulfato de cálcio e 18 g de água.

a) Qual a massa de óxido de cálcio necessária para neutralizar 196 g de ácido sulfúrico?

$$\begin{array}{l} 56 \text{ g de óxido de cálcio} \quad \frac{\text{neutralizam}}{\text{neutralizam}} \quad 98 \text{ g de ácido sulfúrico} \\ m_{\text{óxido de cálcio}} \quad \frac{\text{neutralizam}}{\text{neutralizam}} \quad 196 \text{ g de ácido sulfúrico} \\ m_{\text{óxido de cálcio}} = 112 \text{ g} \end{array}$$

b) Qual a massa de sulfato de cálcio formada quando 196 g de ácido sulfúrico reagem?

$$\begin{array}{l} 98 \text{ g de ácido sulfúrico} \quad \frac{\text{produzem}}{\text{produzem}} \quad 136 \text{ g de sulfato de cálcio} \\ 196 \text{ g de ácido sulfúrico} \quad \frac{\text{produzem}}{\text{produzem}} \quad m_{\text{sulfato de cálcio}} \\ m_{\text{sulfato de cálcio}} = 272 \text{ g} \end{array}$$

c) Qual a massa de água formada quando 196 g de ácido sulfúrico reagem?

$$\begin{array}{l} 98 \text{ g de ácido sulfúrico} \quad \frac{\text{produzem}}{\text{produzem}} \quad 18 \text{ g de água} \\ 196 \text{ g de ácido sulfúrico} \quad \frac{\text{produzem}}{\text{produzem}} \quad m_{\text{água}} \\ m_{\text{água}} = 36 \text{ g} \end{array}$$

Observação

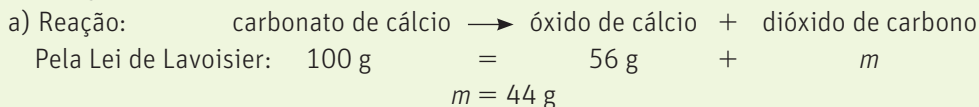
A massa de água também pode, nesse caso, ser determinada pela Lei de Lavoisier, pois as massas de todas as outras substâncias são conhecidas.

$$\begin{array}{l} 112 \text{ g de óxido de cálcio} + 196 \text{ g de ácido sulfúrico} \longrightarrow 272 \text{ g de sulfato de cálcio} + z \\ m_{\text{total dos reagentes}} = m_{\text{total dos produtos}} \\ 112 \text{ g} + 196 \text{ g} = 272 \text{ g} + z \\ z = 36 \text{ g de água} \end{array}$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. Decompondo 100 g de carbonato de cálcio, obtêm-se 56 g de óxido de cálcio e dióxido de carbono.
- Determine a massa de dióxido de carbono obtida quando se utilizam 100 g de carbonato de cálcio e se obtêm 56 g de óxido de cálcio.
 - Determine a massa de óxido de cálcio obtida a partir de 1 kg (1 000 g) de carbonato de cálcio.

Resolução



- b) 100 g de carbonato de cálcio \rightarrow 56 g de óxido de cálcio
 1 000 g de carbonato de cálcio \rightarrow x \Rightarrow x = 560 g de óxido de cálcio

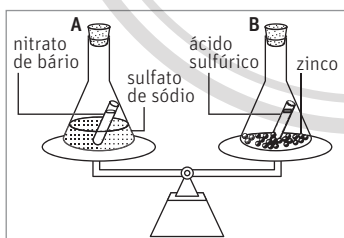
3. Uma das alternativas para diminuir a quantidade de dióxido de carbono liberada para a atmosfera consiste em borbulhar esse gás em solução aquosa de hidróxido de sódio. A reação que ocorre pode ser representada da seguinte forma.



Sabendo-se que 44 g de dióxido de carbono reagem com hidróxido de sódio formando 106 g de carbonato de sódio e 18 g de água, pergunta-se:

- Qual é a massa de hidróxido de sódio necessária para o consumo total do gás carbônico?
- Qual a massa de hidróxido de sódio necessária para absorver 2,2 kg (2 200 g) de dióxido de carbono?

4. Dois frascos, **A** e **B**, contendo diferentes reagentes, estão hermeticamente fechados e são colocados nos pratos de uma balança.



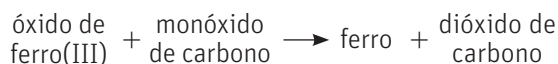
Os frascos são agitados e os reagentes entram em contato. No frasco **A**, ocorre formação de precipitado branco (sólido insolúvel) de sulfato de bário e, no frasco **B**, há corrosão do metal e a formação de gás hidrogênio.

- Com os frascos ainda fechados, como deve ficar a balança ao final das reações? Por quê?
 - Se abrirmos os dois frascos, o que deve ocorrer com a balança? Justifique sua resposta.
5. O carbonato de cálcio é um sólido que sofre decomposição térmica ao ser aquecido a temperaturas próximas a 1 000 °C. Os produtos formados são o óxido de cálcio, também um sólido de alta temperatura de fusão, e o gás carbônico.

Em um experimento, massas diferentes de carbonato de cálcio foram aquecidas vigorosamente. Após o resfriamento do sistema, foram obtidas as seguintes massas de óxido de cálcio:

Massa de carbonato de cálcio (g)	Massa de óxido de cálcio (g)
50	28
100	56
200	112
300	168

- No caderno (ou em folha de papel milimetrado) construa o gráfico da massa de óxido de cálcio formado em função da massa de carbonato de cálcio.
 - Faça também o gráfico da massa de gás carbônico liberado em função da massa de carbonato de cálcio.
 - Determine a massa mínima de carbonato de cálcio que deve ser decomposta para gerar 7,0 g de óxido de cálcio.
 - Calcule a massa de gás carbônico liberada na decomposição de 2,0 kg de carbonato de cálcio.
6. Nas indústrias siderúrgicas, o metal ferro é obtido a partir do minério de ferro denominado hematita – mistura constituída por óxido de ferro(III) e impurezas. Uma reação química que ocorre em fornos apropriados pode ser assim representada:



Sobre esse processo e sua representação, responda:

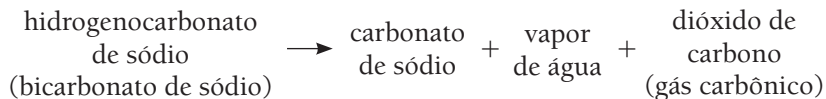
- O que significa a seta (\rightarrow)?
 - Que materiais são consumidos no processo?
 - Quais substâncias são formadas (produzidas)?
 - Quais são os reagentes e os produtos da reação?
7. Um estudante misturou duas soluções aquosas incolores, sem ter observado indícios da ocorrência de reação química. É possível afirmar que não houve transformação química? Como se pode proceder para investigar o fenômeno?

Substâncias simples e compostas

O óxido de cálcio é obtido por aquecimento do carbonato de cálcio. A reação de decomposição pode ser esquematizada da seguinte forma:



Algo semelhante ocorre com o hidrogenocarbonato de sódio, mais conhecido por bicarbonato de sódio (fermento usado na fabricação de pães e bolos), que, ao ser aquecido, transforma-se em carbonato de sódio, vapor de água e dióxido de carbono (gás carbônico).



Há substâncias, entretanto, que não se decompõem em outras diferentes, por maior que seja a energia que lhes seja fornecida. É o caso, por exemplo, do oxigênio.



As substâncias que se decompõem em duas ou mais substâncias diferentes quando recebem energia são chamadas **substâncias compostas** ou simplesmente **compostos**.

Quando a energia fornecida para decompor uma substância é a térmica (aquecimento), a decomposição pode também ser chamada de **pirólise**.

Quando a energia é fornecida na forma de uma corrente elétrica, a decomposição é denominada **eletrólise**.

Quando a energia é fornecida na forma de luz, a decomposição é chamada de **fotólise**.

As substâncias que não podem ser decompostas em outras são denominadas **substâncias simples**.



Ao aquecer cristais de iodo, obtém-se vapor dessa mesma substância.

Exemplos de substâncias compostas: água, carbonato de cálcio, bicarbonato de sódio, peróxido de hidrogênio.

Exemplos de substâncias simples: oxigênio, iodo, cloro, nitrogênio, hidrogênio, ouro, prata, cobre, alumínio, ferro.

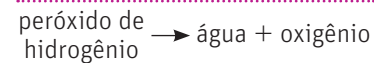


O carbonato de cálcio arrastado pela água que cai do teto de grutas ou cavernas forma as estalactites – rochas sedimentares que crescem para baixo. Caverna do Diabo, Eldorado (SP). Foto de 2014.

SAIBA MAIS

Decomposição da água oxigenada

A água oxigenada é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio. A luz e o calor favorecem a decomposição do peróxido de hidrogênio em água e oxigênio.

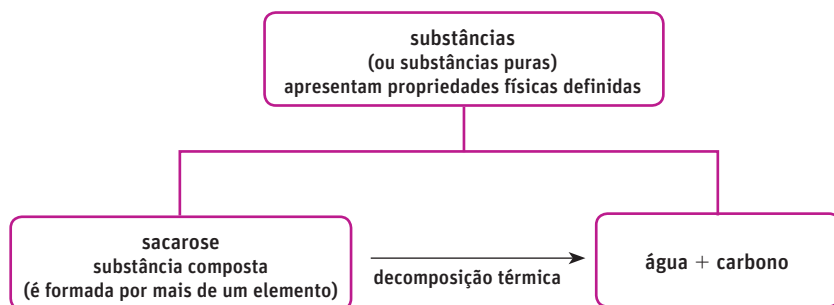


Essa reação é acelerada pela presença de uma enzima encontrada no sangue e denominada **catalase**. Por isso, quando se coloca água oxigenada sobre um ferimento, há formação imediata de bolhas de oxigênio.

Atenção: não é recomendado o uso de água oxigenada ou álcool na assepsia (desinfecção) de ferimentos. Deve-se lavar o ferimento com água abundante e sabão e, posteriormente, usar antissépticos adequados, os quais devem ser indicados por um profissional da saúde.

Compostos e elementos químicos

A sacarose é uma substância química pura. Como tal, possui propriedades físicas definidas e não pode ser separada por métodos físicos em outras substâncias. Por meio de transformações químicas, entretanto, pode ser decomposta em água e carbono.



Das substâncias obtidas na decomposição da sacarose, a água também pode transformar-se, por processos químicos, em outras substâncias mais simples, como hidrogênio e oxigênio. Isso ocorre, por exemplo, quando se faz passar uma corrente elétrica pela água (eletrólise).



Nenhuma manipulação química, no entanto, consegue decompor o carbono em outras substâncias mais simples. O mesmo ocorre com o hidrogênio e o oxigênio. Isso porque o carbono, o hidrogênio e o oxigênio são constituídos cada um por um único **elemento químico**: o carbono é constituído só por carbono, o hidrogênio só por hidrogênio e o oxigênio só por oxigênio.

Portanto, a sacarose e a água são substâncias compostas, formadas por diferentes elementos químicos, enquanto o carbono, o hidrogênio e o oxigênio são substâncias simples, formadas, cada uma, por um único elemento químico.

Nem sempre é tão simples descobrir se uma substância é formada por apenas um elemento ou se é uma substância composta. Durante muito tempo não se conseguiu decompor o óxido de cálcio em substâncias mais simples. Por esse motivo, ele foi, inicialmente, considerado um elemento. Com o desenvolvimento da química, porém, foi possível obter cálcio e oxigênio por aquecimento do óxido de cálcio. A partir desse momento ele ficou caracterizado como uma substância composta, ou um composto.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

8. Quando se aquece um sólido azul em ausência de ar, formam-se um gás incolor e um sólido branco. Com essa informação é possível classificar cada uma dessas substâncias como simples ou composta?

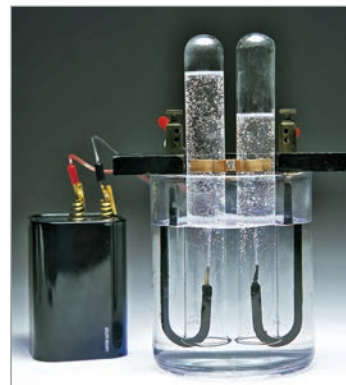


Resolução

O sólido azul deve ser um composto (substância composta), pois se decompõe em duas substâncias ao ser aquecido. Não é possível saber se as duas substâncias obtidas são simples ou compostas.

SAIBA MAIS

Eletrólise



Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc./Latinstock

Decomposição (por eletrólise) da água em oxigênio (tubo da esquerda) e hidrogênio (tubo da direita).

Observe que o volume de gás hidrogênio corresponde, aproximadamente, ao dobro do volume do gás oxigênio.

Entretanto, a relação de massa entre os elementos hidrogênio e oxigênio na água é bem diferente da relação de volume. Para cada 9,0 g de água decomposta, verifica-se a produção de 8,0 g de gás oxigênio e de 1,0 g de gás hidrogênio. Desse modo, podemos concluir que a densidade do gás oxigênio, nas mesmas condições de temperatura e pressão, é 16 vezes maior que a do gás hidrogênio.

9. O chumbo metálico e os compostos de chumbo são obtidos a partir da galena (foto ao lado), mineral rico em sulfeto de chumbo. Outras substâncias, como nitrato de chumbo(II), brometo de chumbo(II) e cloreto de chumbo(II), podem ser obtidas do principal componente de seu minério.



Galena.

Visuals Unlimited/Corbis/Photostock

Ao passar uma corrente elétrica pelo brometo de chumbo(II) fundido, ele se decompõe em gás bromo e chumbo sólido.

- Indique se o brometo de chumbo(II) é substância simples ou composta.
 - Identifique se o brometo de chumbo(II) é uma substância pura ou uma mistura de chumbo e bromo.
 - Como se denomina a decomposição do brometo de chumbo(II) com corrente elétrica?
 - O processo realizado é físico ou químico?
10. As fotos mostram o estado inicial (A) e final (B) de um sistema que passou por uma transformação. O sistema inicial é constituído pelo metal zinco e uma solução aquosa do sal sulfato de cobre(II).



Sergio Dotta Jr./D/BR



Sergio Dotta Jr./D/BR

Descreva o sistema final, evidenciando as alterações em relação ao sistema inicial. Pode-se afirmar que houve reação química? Justifique.

11. Identifique cada uma das afirmativas como verdadeira (V) ou falsa (F). Caso a afirmativa seja verdadeira, explique a adequação da frase; caso seja falsa, corrija a frase, respeitando o objetivo original da sentença (destacado entre parênteses).
- “Em uma reação química, os elementos que formam os produtos transformam-se nos elementos que compõem os reagentes. A massa das substâncias não se altera durante o processo.” (descrição de uma reação química segundo o conceito de elemento)
 - “Ao aquecermos vigorosamente uma amostra de sacarose (açúcar de mesa), sob atmosfera inerte, há formação de carbono e vapor de água. Pode-se afirmar que a sacarose é uma mistura homogênea e essa é a forma adequada de se fazer a separação dos componentes dessa mistura.” (descrição do aquecimento da sacarose)

12. Ao aquecer o carbonato de cobre(II), ele se decompõe em óxido de cobre(II) sólido e em dióxido de carbono gasoso.

- Esse processo é uma transformação química?
- As substâncias envolvidas são simples ou compostas?
- Esquematize a reação.

13. Ao passar uma corrente elétrica pela água, em condições apropriadas, esta se decompõe em hidrogênio gasoso e oxigênio gasoso.

- Discuta se o processo indicado acima é químico.
- Esquematize a transformação indicando os reagentes e os produtos.
- A água é uma substância simples ou composta?
- Que nome se dá a esse tipo de decomposição?

14. O ferro, matéria-prima para a fabricação do aço e empregado em grande quantidade na construção civil, é obtido nas siderúrgicas a partir da hematita – mineral que contém óxido de ferro(III) e outras impurezas.

- Pode-se classificar a hematita como substância?
- O óxido de ferro(III) é uma substância simples ou composta? Justifique.

15. A partir do minério de bauxita, é extraída a alumina (óxido de alumínio). O alumínio metálico é obtido por eletrólise da alumina no estado líquido.

- Pode-se classificar a bauxita como substância?
- O óxido de alumínio é uma substância simples ou composta?

16. Pesquisas revelam que as bebidas alcoólicas são responsáveis por ocorrências envolvendo violência doméstica e acidentes de trânsito. Em alguns países, a propaganda dessas bebidas é proibida.

Os fabricantes desse tipo de produto associam essas restrições à censura e apelam para a liberdade de expressão com a finalidade de manter suas propagandas nos meios de comunicação.

O álcool presente nas bebidas alcoólicas é o etanol, obtido principalmente da fermentação da cana-de-açúcar. Nessa reação, enzimas específicas reagem com o açúcar transformando-o em etanol (álcool etílico) e dióxido de carbono. Quando a bebida é obtida por destilação dessa mistura, ela apresenta um teor alcoólico maior. São as chamadas bebidas destiladas.

Com base nessas considerações e, também, em seus conhecimentos de Química, responda às perguntas abaixo.

- Como você se posiciona em relação à permissão ou à proibição da propaganda de bebidas alcoólicas nos principais meios de comunicação?
- Você diria que a fermentação é um processo químico? Justifique.

Atividade experimental

Relações de massas nas transformações químicas

Objetivo

Verificar se existe alguma relação entre as massas de reagentes e de produtos envolvidos em uma reação química.

Material

- béquer de 250 mL (ou recipiente de vidro de tamanho compatível)
- proveta de 100 mL (ou frasco graduado utilizado em culinária)
- balança que tenha 0,1 g de precisão
- vinagre (solução aquosa de ácido acético a 4% em massa)
- bicarbonato de sódio

Procedimento

1. Dividam-se em grupos e, depois, coloquem o béquer na balança para determinar sua massa.
2. Acrescentem ao béquer a quantidade de bicarbonato de sódio que será utilizada por seu grupo, que poderá ser de 2,0 g; 3,0 g; 4,0 g ou 5,0 g. Registrem a massa dessa amostra.
3. Transfiram 100 mL do vinagre para a proveta.
4. Determinem a massa do sistema inicial (conjunto do béquer contendo bicarbonato de sódio e da proveta contendo vinagre). Registrem, no caderno, o valor obtido.
5. Adicionem, lentamente, o vinagre ao conteúdo do béquer. Registrem suas observações.
6. Aguardem o término da reação e determinem novamente a massa do sistema final (conjunto do béquer com mistura reacional e proveta).
7. Os grupos devem compartilhar os valores obtidos, de forma que todos tenham uma tabela totalmente preenchida. A sugestão é que a tabela seguinte seja copiada no quadro de giz e preenchida por integrantes dos diversos grupos, para que todos tenham acesso aos dados.



Sérgio Dotta Jr./DBR

Equipamentos de segurança

Avental de algodão com mangas compridas e óculos de segurança.

Medida da massa inicial do sistema em que proveta e béquer contêm, respectivamente, vinagre e bicarbonato de sódio.

Grupo	Massa de bicarbonato de sódio (g)	Massa do sistema inicial (g)	Massa do sistema final (g)	Variação de massa do sistema (g)
1	2,0			
2	3,0			
3	4,0			
4	5,0			

Resíduos

Sólidos e líquidos que não foram utilizados devem ser guardados para uso em outras atividades. Os resíduos líquidos do experimento devem ser descartados na pia.

Análise e discuta

1. Quais são os indícios da ocorrência de reação química na interação entre bicarbonato de sódio e solução aquosa de ácido acético (vinagre)?
2. Nessa reação, ocorre a formação de dióxido de carbono, água e acetato de sódio (solúvel em água).
 - a) Esquematize a reação que representa o processo.
 - b) A variação de massa contradiz a Lei da Conservação da Massa? Explique.
 - c) O que significa a variação de massa observada?
3. Para cada experimento, determine a razão entre a massa de bicarbonato utilizada e a variação de massa observada. Analise os valores obtidos e verifique se há alguma regularidade entre eles.
4. Dados experimentais realizados com maior precisão indicam que, nessa reação, para cada 84 g de bicarbonato de sódio, ocorre a liberação de 44 g de dióxido de carbono.
 - a) Determine a razão entre a massa de bicarbonato de sódio e a de dióxido de carbono.
 - b) Compare o valor obtido no item anterior com os valores experimentais obtidos na questão 3.
 - c) É possível encontrar algum padrão nessa comparação? Explique.

Química tem história

Lavoisier e o conceito de elemento químico

Antonie Lavoisier foi um estudioso francês que, apesar de ser formado em Direito e ser membro de uma instituição encarregada da coleta de impostos, dedicou boa parte de sua vida aos estudos da Química. Sua fortuna, somada ao seu gosto pela Ciência e ao apoio de sua esposa, Marie-Anne Paulze, lhe possibilitaram manter em sua casa um laboratório bem equipado, onde realizou uma série de experimentos para melhor compreender as transformações da matéria.

O ar e a decomposição da água

Ao longo do século XVIII, a teoria mais aceita para explicar as transformações da matéria era a do flogístico. Essa teoria afirmava, por exemplo, que o fenômeno da calcinação de metais resultava na liberação de um fluido imponderável (ou seja, invisível e sem massa) chamado flogístico. Nesse caso, o flogístico seria responsável por conferir aos metais suas propriedades, como brilho e dureza, enquanto a cal (nome utilizado na época para as substâncias hoje conhecidas por óxidos metálicos), formada pela calcinação, seria opaca e quebradiça por ser deficiente em flogístico.

Embasado por essa teoria, o inglês Joseph Priestley descobriu, por meio do aquecimento da cal de mercúrio, um novo “ar” (hoje, um gás para nós), que, comparado ao ar atmosférico, intensificava a queima de uma vela e facilitava a respiração. Ele o batizou de ar desflogisticado, pois acreditava que esse gás recebia o flogístico liberado numa combustão.

Lavoisier teve contato com os trabalhos de Priestley, primeiro, por traduções do inglês para o francês realizadas por sua esposa e, depois, em um encontro pessoal em Paris, onde Priestley relatou seus experimentos com o ar desflogisticado. Assim, Lavoisier reproduziu em seu laboratório a obtenção desse ar, o qual ele chamou, inicialmente, de ar respirável e, posteriormente, de gás oxigênio, por acreditar que esse “ar” era necessário para a formação dos ácidos. Ao estudar o gás oxigênio, Lavoisier notou que esse gás era essencial para a ocorrência do que chamamos hoje de combustão, sendo consumido ao longo do processo para formar cal.

Na continuidade de seus estudos, Lavoisier decidiu investigar a água, que era entendida como uma substância elementar. Ele submeteu-a a um processo de separação e obteve a formação de dois gases como produto.

Um deles foi identificado como oxigênio e, o outro, já conhecido como “gás inflamável”, foi chamado de hidrogênio (denominação criada por Lavoisier). Ele também realizou o processo inverso, produzindo água por meio da reação entre esses dois gases. Mediante a análise (decomposição) e a síntese da água (produção), Lavoisier concluiu que ela é formada a partir de dois gases, sendo, portanto, uma substância composta, e não uma substância elementar, como então se acreditava.

As investigações de Lavoisier tornaram necessário reverter o significado de elemento químico. Até Lavoisier, predominava o antigo conceito grego – ainda que com diferentes compreensões entre os estudiosos – de que a matéria poderia consistir de quatro elementos, a saber: terra, fogo, água e ar. Os resultados de Lavoisier contrariaram essa ideia ao demonstrar que a água não era uma substância elementar, mas formada a partir das substâncias simples oxigênio e hidrogênio. Assim, ele propôs uma teoria sobre os elementos químicos, caracterizando-os como substâncias simples. Todas as substâncias que não podiam ser decompostas por via experimental foram consideradas elementos – até que experimentações e observações posteriores evidenciassem novas etapas de decomposição.

O Tratado elementar de Química

As realizações de Lavoisier foram divulgadas em seu *Tratado elementar de Química*, em 1789, promovendo, nos anos posteriores, a disseminação de suas teorias entre os estudiosos da época. Sua explicação para o processo de combustão contrariava a teoria do flogístico e demonstrou ser mais conclusiva por explicar o papel do oxigênio do ar na combustão, sendo adotada gradativamente. O entendimento de Lavoisier sobre o que é um elemento químico ajudou a esclarecer a composição das substâncias conhecidas e abriu caminho para a criação de uma nomenclatura sistemática das substâncias, elaborada com a contribuição de outros químicos: com base no nome do composto, seria possível conhecer seus componentes e prever se a substância era composta ou simples, facilitando a comunicação entre os químicos.

É importante ressaltar que as ilustrações dessa importante obra – que mostra, em detalhes, todos os equipamentos utilizados por Lavoisier – foram feitas por sua mulher, Marie-Anne.

ANALISE E DISCUTA

1. De acordo com as ideias de Lavoisier, que característica uma substância química deveria ter para que pudesse ser considerada elemento químico?
2. Como as investigações realizadas por Lavoisier contribuíram para o desenvolvimento da Química?
3. Cite condições que favoreceram a realização dos estudos feitos por Lavoisier.

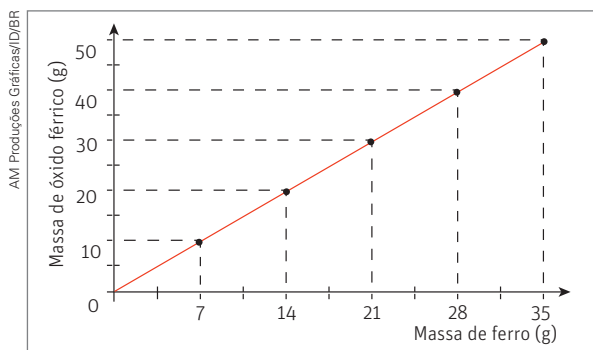
17. A amônia é uma substância gasosa que pode ser obtida por meio da reação de dois gases: hidrogênio e nitrogênio.

- Esquematize a reação de formação da amônia, indicando os reagentes e os produtos.
- Em um experimento, 28,0 g de gás nitrogênio foram colocados em contato com 10,0 g de gás hidrogênio, sob condições adequadas de temperatura e pressão. Houve reação química e formação de 34,0 g de gás amônia, restando gás hidrogênio sem reagir. Determine a massa de hidrogênio em excesso.
- Caso fossem colocados para reagir, sob condições adequadas de temperatura e pressão, 45,0 g de gás nitrogênio com 9,0 g de gás hidrogênio, qual seria a massa de produto obtida?

18. A reação entre 100 g de mercúrio e 100 g de bromo resultou na formação de brometo de mercúrio. Observou-se que 20 g de bromo não reagiram. Em um segundo experimento, a reação foi realizada com 64 g de mercúrio e 48 g de bromo.

- Quais são os reagentes e qual é o produto dessas duas reações químicas?
- Determine a massa de brometo de mercúrio formada no primeiro experimento.
- Calcule a massa do produto do segundo experimento.
- Houve excesso de algum reagente no segundo experimento? Se sim, identifique-o e calcule a massa em excesso.
- Qual é a fórmula centesimal (em porcentagem de massa) do brometo de mercúrio produzido?

19. O metal ferro queima ao ar para formar o óxido de ferro(III), também chamado óxido férrico, que é um sólido de alta temperatura de fusão. A relação entre a massa de ferro e a massa de óxido formado está representada no gráfico a seguir.



- Em determinado experimento, em recipiente fechado, colocou-se para reagir 0,42 g de ferro, obtendo-se 0,60 g de óxido férrico. Considerando que todo o oxigênio presente no frasco foi consumido, determine a massa de oxigênio do sistema inicial.

b) Em outro recipiente fechado, colocou-se 1,12 g de ferro em contato com 0,60 g de oxigênio. Considerando que a reação ocorreu até o consumo total de pelo menos um dos reagentes, determine as massas das substâncias presentes no frasco ao final da reação.

20. Um dos métodos para determinação da concentração de gás oxigênio dissolvido na água consiste em colocar, em uma garrafa contendo água, um pedaço de palha de aço de massa conhecida. O sistema é fechado e mantido à temperatura ambiente durante aproximadamente 5 dias, tempo suficiente para que todo o gás oxigênio dissolvido na água reaja com a palha de aço (material constituído principalmente por ferro), levando à formação de óxido de ferro(III), também chamado óxido férrico, substância de tonalidade marrom-avermelhada insolúvel em água.

Para garantir que todo o gás oxigênio dissolvido na água reaja, utiliza-se excesso de ferro.

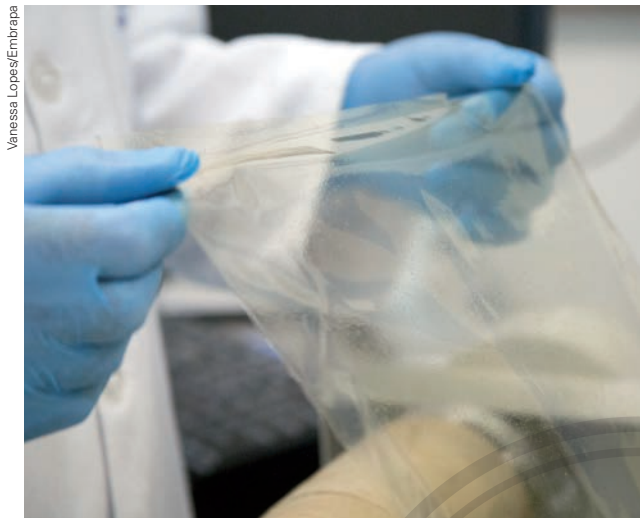
Decorrido o tempo de reação, a mistura é filtrada, e o resíduo da filtração é mantido em estufa a 100 °C durante aproximadamente 1 hora. Em seguida, a massa do material seco é medida em uma balança, o que permite, com base na Lei da Conservação da Massa, determinar a quantidade de gás oxigênio dissolvido naquele volume de água analisado.

- Esquematize a reação química que representa o processo.
- Um grupo de alunos mediu na balança 1,5 g de palha de aço e transferiu esse material para uma garrafa de 1,0 L de capacidade, completando seu volume com água. No final de 5 dias, a massa de óxido de ferro(III), obtida após filtração, foi de 0,064 g. Sabendo-se que 224 g de ferro reagem completamente com 96 g de gás oxigênio para formar 320 g de óxido de ferro(III), determine a massa de gás oxigênio contida no volume de água analisado.

21. Os elementos cálcio e cloro reagem dando origem a um único composto. Em um experimento, 5,0 g de cálcio foram misturados com 7,1 g de cloro e, depois da reação, notou-se que, embora todo o cloro tenha reagido, 20% em massa do cálcio misturado permaneceu inalterado. Determine a massa de cloreto de cálcio obtida.

22. Foram colocados para reagir 40 g de cálcio com 28 g de oxigênio, formando, como produto, óxido de cálcio. Dessa reação restaram 12 g de oxigênio. Calcule a massa de cálcio necessária para reagir completamente com 40 g de oxigênio, bem como a massa de óxido de cálcio formada nessa segunda reação.

Nova técnica permite obter plástico biodegradável em minutos



Vanessa Lopes/Embrapa

Amostra de plástico biodegradável.

Películas finas biodegradáveis à base de substâncias naturais provenientes da agricultura e da agroindústria brasileira podem ser produzidas em menos de dez minutos por meio de um método inédito. O processo convencional costuma demorar pelo menos 24 horas e emprega aditivos para facilitar o processamento. [...]

Mediante essa técnica verde, [...] é possível fabricar folhas de plástico biodegradável em larga escala, com a transformação de formulações aquosas de substâncias naturais (como o amido e o colágeno) em películas finas de alta transparência. [...]

Os plásticos biodegradáveis são uma alternativa aos materiais sintéticos que, descartados na natureza, causam prejuízos ao meio ambiente, levando centenas de anos para se decompor, enquanto os chamados bioplásticos, que são obtidos de materiais naturais orgânicos, degradam-se rapidamente durante a compostagem.

[...] os setores agrícola, de embalagens de alimentos ou qualquer outro podem usar essas películas biodegradáveis como uma forma de promover a sustentabilidade em seus processos produtivos. [...]

SILVA, J. Embrapa Instrumentação. 6 out. 2015. Disponível em: <<https://www.embrapa.br/busca-de-noticias/-/noticia/6032414/nova-tecnica-permite-obter-plastico-biodegradavel-em-minutos>>. Acesso em: 26 fev. 2016.

Potencial do amido

[...]

O amido, um polissacarídeo, é apontado como uma promessa no setor mundial de plásticos biodegradáveis. Além da biodegradabilidade e do baixo custo de produção, o amido pode ser utilizado para produção de sacos de lixo e outros produtos descartáveis.

Mas, de acordo com [o engenheiro de alimentos Francys] Moreira, os plásticos biodegradáveis de amido têm sido desenvolvidos em larga escala por técnicas de processamento, como a extrusão. “Esta rota envolve obrigatoriamente a aditivização do amido com outros compostos, como o glicerol, que melhoram o processo de produção, porém acabam prejudicando as propriedades do produto final, sendo que os plásticos obtidos, na maioria dos casos, não possuem excelente qualidade estética e nem desempenho mecânico comparável aos plásticos derivados do petróleo disponíveis no mercado”, explica.

A técnica dominada na Embrapa Instrumentação supera essas limitações dos plásticos de amido obtidos por extrusão, porque são desenvolvidos sem a necessidade de aditivização e possuem aparência e propriedades mecânicas bastante satisfatórias. As películas biodegradáveis de amido são similares aos filmes de PVC plastificado e às sacolas plásticas.

Resultados

Os pesquisadores brasileiros Moreira e [Luiz Henrique Capparelli] Mattoso lembram que, embora do ponto de vista científico e tecnológico os resultados já estejam bastante avançados, ainda há um caminho a ser percorrido para transformar a pesquisa em produto, que envolve processos de transferência de tecnologia e modelos de negócios a serem estabelecidos.

“Nesse momento, o importante são os resultados obtidos pela pesquisa, como o domínio da técnica em relação à produção de plásticos biodegradáveis, com controle de espessura altamente preciso e com uma faixa extensa de propriedades mecânicas a partir de qualquer tipo de polissacarídeo”, detalha Moreira. [...]

PARA DISCUTIR

1. Quais são as vantagens dos plásticos biodegradáveis desenvolvidos pelos pesquisadores da Embrapa em relação aos plásticos biodegradáveis em uso atualmente?
2. Em sua opinião, a diferença de tempo de degradação no ambiente entre plásticos sintéticos e biodegradáveis justifica o investimento nesses novos produtos? Por quê?
3. Com a popularização desses plásticos biodegradáveis ainda será necessário incentivar o descarte adequado deles em lixeiras? Justifique sua resposta.

23. (Fuvest-SP) Os seguintes dados foram obtidos analisando-se amostras de óxidos de nitrogênio.

Amostra	Massa da amostra (g)	Massa de nitrogênio (g)	Massa de oxigênio (g)
I	0,100	0,047	0,053
II	0,300	0,141	0,159
III	0,400	0,147	0,253

Pela análise desses dados conclui-se que:

- a) as amostras I, II e III são do mesmo óxido.
 - b) apenas as amostras I e II são do mesmo óxido.
 - c) apenas as amostras I e III são do mesmo óxido.
 - d) apenas as amostras II e III são do mesmo óxido.
 - e) as amostras I, II e III são de diferentes óxidos.
24. (UFRN) Uma lei química expressa regularidades dos processos químicos, permitindo explicá-los e também fazer previsões de comportamentos de fenômenos que pertencem ao contexto de aplicação dessa lei. Por exemplo, a Lei das Proporções Constantes de Proust expressa uma das mais importantes regularidades da natureza. Segundo essa lei,
- a) a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem, mas depende do método utilizado, na indústria ou no laboratório, para obtê-las.
 - b) a composição química das misturas é sempre constante, não importando qual sua origem mas depende do método utilizado, na indústria ou no laboratório, para obtê-las.
 - c) a composição química das misturas é sempre constante, não importando qual sua origem ou o método para obtê-las.
 - d) a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem ou o método para obtê-las.
25. (UEL-PR) Provoca-se reação da mistura formada por 10,0 g de hidrogênio e 500 g de cloro. Após a reação constata-se a presença de 145 g de cloro remanescente, junto com o produto obtido. A massa, em gramas, da substância formada é:
- a) 155 b) 290 c) 365 d) 490 e) 510

26. (PUC-PR) Os fenômenos a seguir são exemplos de fenômenos químicos.

I. O vinho, que é transformado em vinagre pela ação da bactéria *Acetobacter acetil*. O leite, que é transformado em coalhada pela ação dos microrganismos *Lactobacillus bulgaricus* e *Streptococcus thermophilus*.

II. A planta captura CO_2 da atmosfera e o transforma em seiva, liberando O_2 .

III. O processo de digestão dos alimentos.

IV. O ímã atrai a limalha de ferro sob a ação magnética.

V. É possível transformar o metal cobre em fios e em lâminas.

- a) Apenas as assertivas I e II estão corretas.
- b) Apenas a assertiva I está correta.
- c) Todas as assertivas estão corretas.
- d) Apenas a assertiva II está correta.
- e) Apenas as assertivas I, II e III estão corretas.

27. (Enem) Produtos de limpeza, indevidamente guardados ou manipulados, estão entre as principais causas de acidentes domésticos. Leia o relato de uma pessoa que perdeu o olfato por ter misturado água sanitária, amoníaco e sabão em pó para limpar um banheiro.

A mistura ferveu e começou a sair uma fumaça asfixiante. Não conseguia respirar e meus olhos, nariz e garganta começaram a arder de maneira insuportável. Saí correndo à procura de uma janela aberta para poder voltar a respirar.

O trecho destacado no texto poderia ser reescrito, em linguagem científica, da seguinte forma:

- a) As substâncias químicas presentes nos produtos de limpeza evaporaram.
- b) Com a mistura química, houve produção de uma solução aquosa asfixiante.
- c) As substâncias sofreram transformações pelo contato com o oxigênio do ar.
- d) Com a mistura, houve transformação química que produziu rapidamente gases tóxicos.
- e) Com a mistura, houve transformação química, evidenciada pela dissolução de um sólido.

28. (Enem) Entre os procedimentos recomendados para reduzir acidentes com produtos de limpeza, aquele que deixou de ser cumprido, na situação discutida no texto [da questão anterior], foi:

- a) Não armazene produtos em embalagens de natureza e finalidade diferentes das originais.
- b) Leia atentamente os rótulos e evite fazer misturas cujos resultados sejam desconhecidos.
- c) Não armazene produtos de limpeza e substâncias químicas em locais próximos a alimentos.
- d) Verifique, nos rótulos das embalagens originais, todas as instruções para os primeiros socorros.
- e) Mantenha os produtos de limpeza em locais absolutamente seguros, fora do alcance de crianças.

29. (Uespi) Toda ocorrência capaz de transformar a matéria é chamada de fenômeno. Qual dos processos abaixo envolve transformação química?

- a) Respiração.
- b) Evaporação do álcool.

- c) Fusão de uma placa de chumbo.
- d) Dissolução de açúcar em água.
- e) Sublimação do gelo-seco.

30. (UFSCar-SP) Durante uma aula de laboratório, um estudante queimou ao ar diferentes massas iniciais (m_i) de esponja de ferro. Ao final de cada experimento, determinou também a massa final resultante (m_f). Os resultados obtidos estão reunidos na tabela a seguir.

Número do experimento	Massa inicial (g)	Massa final (g)	Relação $\frac{m_i}{m_f}$
I	0,980	1,18	1,204
II	0,830	1,00	1,205
III	1,05	1,26	1,200
IV	1,11	1,34	1,207

Admitindo que em todos os experimentos a queima foi completa, o estudante fez as três afirmações seguintes.

- I. A Lei da Conservação da Massa não foi obedecida, pois a massa final encontrada para o sistema em cada experimento é sempre maior que sua massa inicial.
- II. O aumento de massa ocorrido em cada experimento se deve à transformação de energia em massa, tendo se verificado a conservação da soma (massa + energia) do sistema.
- III. A relação constante obtida entre a massa final e a massa inicial do sistema m_i/m_f , em cada experimento realizado, permite afirmar que, dentro do erro experimental, os dados obtidos estão de acordo com a Lei das Proporções Definidas.

Dentre as afirmações apresentadas, o estudante acertou:

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

31. (Vunesp) Numa viagem, um carro consome 10 kg de gasolina. Na combustão completa deste combustível, na condição de temperatura do motor,

formam-se apenas compostos gasosos. Considerando-se o total de compostos formados, pode-se afirmar que os mesmos:

- a) não têm massa.
- b) pesam exatamente 10 kg.
- c) pesam mais que 10 kg.
- d) pesam menos que 10 kg.
- e) são constituídos por massas iguais de água e gás carbônico.

32. (Uece) Em um laboratório de química, realizou-se a combustão de 10 g de palha de aço em um recipiente aberto e, após sua queima, a massa resultante obtida foi de 10,9 g. Assinale a única opção que explica corretamente por que esse valor obtido não invalida a lei de conservação das massas.

- a) Como, após a queima, a massa resultante deveria ser de 10 g, deve ter ocorrido um erro durante a pesagem.
- b) Na combustão, o ferro reage com o oxigênio do ar, formando óxido, com 0,9 g a mais; esse acréscimo deve-se apenas à massa do oxigênio do ar que foi fixado na formação do óxido.
- c) Não invalida a lei, porque a massa resultante de 10,9 g é normal, por estar dentro da margem de erro em uma pesagem, que é de 10%.
- d) Como a combustão foi realizada em um recipiente aberto, impurezas contidas na atmosfera misturaram-se à massa resultante.

33. (UFSC) O(s) fenômeno(s) abaixo, que envolve(m) reação(ões) química(s), é (são):

- (01) digestão dos alimentos.
- (02) enferrujamento de uma calha.
- (04) explosão da dinamite.
- (08) fusão do gelo.
- (16) queda da neve.
- (32) combustão do álcool de um automóvel.
- (64) sublimação da naftalina.

Dê como resposta a soma dos números das proposições corretas.

Para explorar

Leia

História da Química, de Maria José Aragão. Rio de Janeiro: Interciência, 2008.

O livro esclarece o papel da ciência na compreensão do mundo em que vivemos e de tudo o que nos rodeia. Permite um melhor entendimento da Química e da ciência em geral.

Tio Tungstênio: memórias de uma infância química, de Oliver Sacks. São Paulo: Cia. das Letras, 2002.

O autor relembra a infância, seu contato com metais e a observação do comportamento físico e químico deles.

A ciência no cotidiano: como aproveitar a ciência nas atividades do dia a dia, de Len Fisher. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2004.

O livro fornece explicações precisas sobre como as leis da ciência tornam possíveis pequenos atos do dia a dia.

Coleção Gênios da Ciência, da *Scientific American Brasil*.

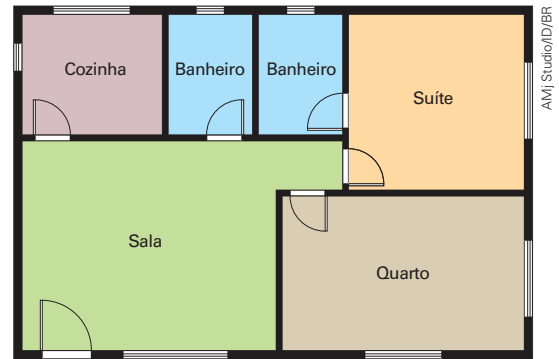
Conheça mais sobre a vida e a obra de cientistas importantes para a história.

Proporcionalidade direta

Matematicamente, duas grandezas são **diretamente proporcionais** quando a multiplicação ou divisão do valor de uma grandeza por um número implica a mesma operação (multiplicação ou divisão) do valor da outra grandeza pelo mesmo número. Por exemplo, se valores de uma grandeza são triplicados, os valores da outra também são triplicados; ao dividir por 2 os valores de uma grandeza, os valores da outra também são reduzidos à metade.

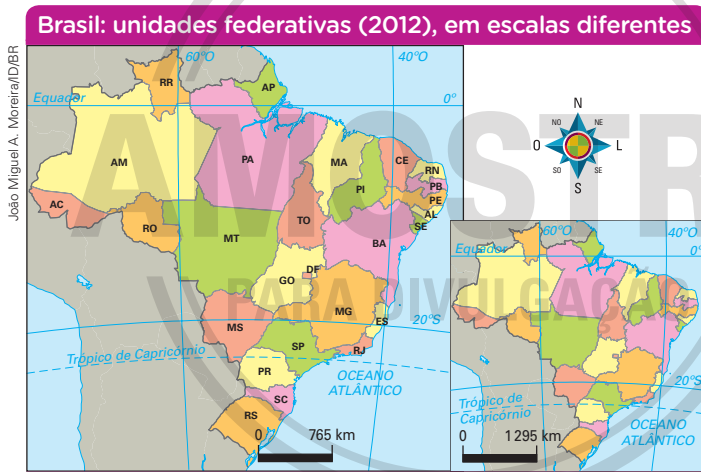
É possível observar diversas situações de proporcionalidade no dia a dia. Para desenhar a planta de uma casa, por exemplo, as proporções entre as medidas devem ser respeitadas. Ou seja, uma parede de 1,20 m de comprimento e outra de 2,40 m de comprimento devem ser representadas, na planta, com medidas proporcionais – por exemplo, como 1,2 cm e 2,4 cm, respectivamente. Em miniaturas de objetos, todas as partes devem ser reduzidas na mesma proporção em relação ao objeto real. Nessas situações, a relação entre as medidas recebe o nome de **escala**. No exemplo da planta da casa (figura acima), a escala é 1:100, ou seja, 1 cm da planta representa 100 cm (ou 1 m) na casa real.

Em Geografia, os conceitos de proporcionalidade e de escala são empregados na construção de mapas, por exemplo. Em mapas de qualquer tamanho, as medidas respeitam as proporções da região representada.



Escala 1:100

Planta baixa de uma casa. A escala 1:100 indica que 1 cm no desenho corresponde a 1 m (100 cm) na casa construída.



Fonte de pesquisa: Atlas geográfico escolar. 6. ed. Rio de Janeiro: IBGE, 2012. p. 94.

Em Química, também é possível observar o conceito de proporcionalidade na lei de Proust, como mostram as atividades a seguir.

ATIVIDADES

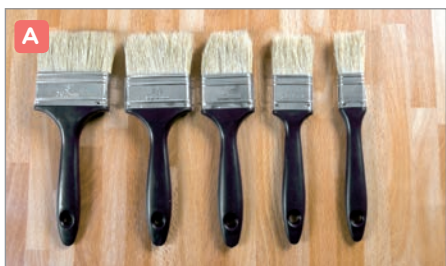
O conceito de proporcionalidade pode ser observado quando a quantidade (massa) de reagentes consumidos é comparada à de produtos formados em uma reação. Observe a combustão do etanol.



Reação	Reagentes		Produtos	
	Etanol	Oxigênio	Dióxido de carbono	Água
1	46 g	96 g	88 g	54 g
2	23 g	48 g	44 g	27 g
3	92 g	198 g	176 g	108 g

1. Observe a reação 1 e a reação 2. A massa dos reagentes e dos produtos variou proporcionalmente?
2. Quantas vezes a massa dos reagentes e dos produtos é maior na reação 3 do que na reação 2?
3. A massa dos reagentes e a massa dos produtos são diretamente proporcionais? Explique.

Em outras situações, porém, a proporcionalidade não é mantida. Veja as fotografias a seguir.



polarica/Stock/Getty Images



design56/Stock/Getty Images



Michelle Gibson/Stock/Getty Images

Na imagem **A**, a largura dos pincéis é diferente, mas o comprimento dos cabos é idêntico. A imagem **B** mostra frascos de xampus de larguras diferentes, mas com tampas iguais. Na imagem **C**, as malas têm tamanhos proporcionais, porém suas alças têm o mesmo tamanho.

ATIVIDADES

Utilize dois recipientes idênticos com capacidade de 0,7 L, uma proveta de 100 mL e uma garrafa contendo quantidade concentrada de corante alimentício (encontrado em mercados) misturado com água.



1. Observe o que acontece nas etapas das duas situações a seguir e responda ao que se pede.

Situação 1

No copo, colocam-se 100 mL de água e 10 mL de corante concentrado.



Adicionam-se 100 mL de água e 10 mL de corante concentrado.



Inserem-se mais 100 mL de água e 10 mL de corante concentrado.



Introduzem-se mais 100 mL de água e 10 mL de corante concentrado.

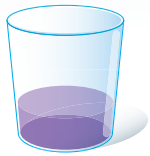


Situação 2

No copo, colocam-se 100 mL de água e 10 mL de corante concentrado.



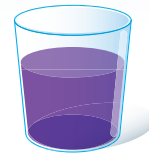
Adicionam-se 100 mL de água e 20 mL de corante concentrado.



Inserem-se mais 100 mL de água e 30 mL de corante concentrado.



Introduzem-se mais 100 mL de água e 40 mL de corante concentrado.



- Em qual situação a quantidade de água e a de corante no copo aumentaram na mesma proporção?
- Explique a diferença de coloração entre as misturas das situações 1 e 2.

2

Do macro ao micro

NESTA UNIDADE

- 5 Modelos atômicos e características dos átomos
- 6 Classificação dos elementos e Tabela Periódica
- 7 Ligações químicas e geometria molecular
- 8 Estrutura molecular e propriedades dos materiais: forças intermoleculares

O que podemos ver, como plantas e animais, faz parte do que denominamos mundo macroscópico. Espécies de plantas e de animais são classificadas de acordo com critérios que também levam em consideração os aspectos físicos desses seres.

A elaboração e o uso de modelos nos ajudam a entender realidades que não podemos ver. O modelo da estrutura da molécula de DNA, por exemplo, proporcionou avanços nas pesquisas em genética.

Nesta unidade, vamos analisar e interpretar, em nível microscópico, as propriedades e transformações da matéria. Abordaremos as representações de modelos por meio da compreensão e uso de dados experimentais, fórmulas e equações químicas.

QUESTÕES PARA REFLETIR

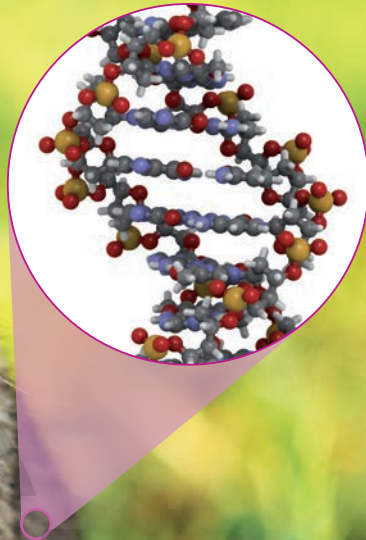
1. Com base nas informações do texto acima, proponha uma definição de modelo científico.
2. As formulações de modelos para o átomo são muito anteriores ao modelo proposto em meados do século XX para a estrutura do DNA. Em sua opinião, o que é comum na formulação de modelos científicos?
3. Considere um fenômeno conhecido por você e proponha um modelo para representá-lo.

Imagem da página ao lado:

Em destaque, na foto, modelo da estrutura da molécula de DNA, que proporcionou avanços nas pesquisas em genética. Na foto maior, gato, da espécie *Felis catus*.



Ryhor Bruyev/Alamy/Latinstock



Molekuli/SPL/Latinstock

AMOSTRA

PARA DIVULGAÇÃO

altura: 30 cm
comprimento: 55 cm

Modelos atômicos e características dos átomos

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Os primeiros modelos atômicos.

O modelo de Rutherford e as partículas fundamentais do átomo.

A reelaboração do modelo atômico de Rutherford.



Lai Seng Sin/AP Photo/Glowimages

Policial monitora interior de bagagens por meio de equipamento de raios X. Esse é um procedimento de segurança muito comum em aeroportos. Kuala Lumpur, Malásia, 2014.

Uma cena muito comum em aeroportos no Brasil e no exterior é a verificação rotineira, por meio de equipamentos e de revistas manuais, das malas dos passageiros e do que eles levam consigo em mochilas ou mesmo nos bolsos de calças e camisas.

Todos os passageiros precisam passar por equipamentos de segurança antes de embarcar, como detectores de metais, que disparam um alarme quando alguém leva um objeto feito de metal; detectores de traços, que são capazes de identificar vestígios de explosivos e de drogas no corpo e em roupas; equipamentos de raios X, por meio dos quais é possível visualizar armas, facas ou outros objetos suspeitos carregados nas bagagens.

Você considera esses procedimentos importantes? Por quê?

A descoberta dos raios X, no início do século XX, surpreendeu a comunidade científica em todo o mundo por possibilitar, de forma inovadora e precisa, a visualização do interior do corpo humano por meio de radiografias.

A utilização dos raios X em equipamentos de segurança em aeroportos, na medicina e na biologia (visualização de ossos e de órgãos), na produção industrial (irradiação de alimentos) e em outras áreas está relacionada a um grande passo dado pelos cientistas: a concepção científica de **modelo atômico**.

Essa concepção não foi concebida da noite para o dia. Trata-se de uma evolução que incluiu a explicação para as relações estabelecidas entre as massas de reagentes e os produtos obtidos nas transformações químicas, conhecimentos sobre raios X e radioatividade, e dos raios catódicos utilizados nos antigos televisores de tubo, que estão sendo gradativamente substituídos por sistemas com tecnologias mais recentes.

Neste capítulo, você vai estudar como os cientistas chegaram à concepção dos modelos atômicos e qual é a relação destes com fenômenos como radioatividade, raios X e fluorescência e fosforescência.

Os primeiros modelos atômicos

Um modelo científico é uma representação, uma imagem construída, que permite a compreensão de alguns fenômenos. Quando adequado, permite previsões acerca dos fenômenos estudados e torna possível compreender melhor a natureza.

Entretanto, quando um modelo não é capaz de explicar adequadamente determinado(s) fenômeno(s), sua reformulação torna-se necessária. Isso é claramente observado nos modelos propostos para representar as propriedades e as características da matéria, denominados modelos atômicos, os quais, ao longo da história, sofreram modificações.

Primeiras ideias sobre átomos

Leucipo e Demócrito, filósofos gregos que viveram entre os séculos IV e V a.C., criaram o conceito de átomo. Eles acreditavam que o Universo era constituído por partículas indivisíveis – a palavra “átomo”, em grego, significa indivisível –, eternas e indestrutíveis, que estão em movimento no vazio. Átomos de um elemento diferiam de átomos de outro elemento na forma, no tamanho e no movimento, o que conferia propriedades características a cada elemento.

Essas ideias se chocaram com as de Aristóteles (384-322 a.C.), que afirmava que a matéria era contínua, isto é, não formada de átomos. A concepção de Aristóteles acabou prevalecendo por mais de 2 mil anos.

O modelo atômico de Dalton

Entre 1803 e 1808, quando John Dalton (1766-1844) elaborou um modelo de estrutura da matéria que explicava os fenômenos químicos já identificados, o conceito de átomo já era conhecido. Tal modelo tinha como base as leis ponderais, o comportamento dos gases em função da variação da pressão e da temperatura e a concepção de elemento retomada por Lavoisier.

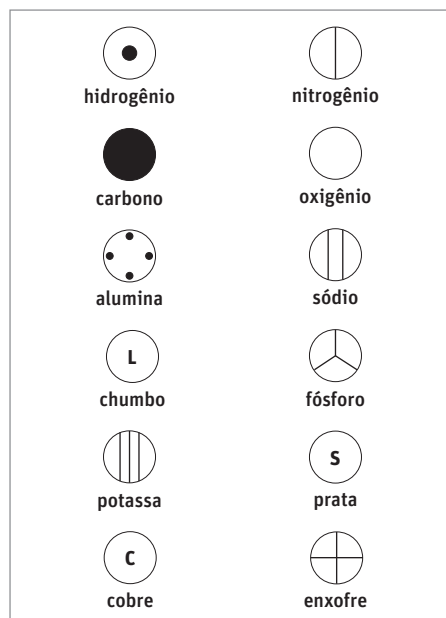
Dalton propôs que a matéria era formada por partículas distintas, denominadas átomos. Ele concebia os átomos como esferas maciças, indivisíveis e indestrutíveis. Segundo ele, a matéria era descontínua, pois entre os átomos que a constituíam havia espaços vazios.

O modelo atômico de Dalton pode ser assim resumido:

- Toda matéria é formada por **átomos** – partículas esféricas, maciças, indivisíveis e indestrutíveis.
- Existe um tipo de átomo para cada **elemento**.
- Átomos de um mesmo elemento são iguais entre si.
- Átomos de elementos distintos diferem quanto à massa.
- Uma substância composta é formada por espécies químicas de diferentes elementos que possuem quantidade fixa de cada um deles. Dalton deu o nome de “átomos complexos” ou “átomos compostos” a essas espécies.
- Em uma reação química, os átomos se mantêm em tipo e quantidade, apenas ocorrendo o rearranjo deles na formação de novas espécies químicas.

Dalton representava os átomos com círculos que continham em seu interior detalhes distintos para simbolizar os elementos.

Muitas substâncias que hoje são consideradas compostos eram entendidas como elementos químicos, pois a tecnologia então conhecida não permitia sua decomposição. É o caso, por exemplo, da alumina e da potassa, ambas classificadas como elemento por Dalton.



Representação de alguns elementos químicos sugerida por Dalton.

Fonte de pesquisa: FILGUEIRAS, C. A. L. Duzentos anos da teoria atômica de Dalton. *Química Nova na Escola*, n. 20, nov. 2004. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc20/v20a07.pdf>>. Acesso em: 3 mar. 2016.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Átomos e moléculas


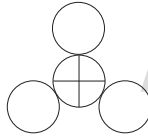
Segundo Dalton, as substâncias eram constituídas por átomos formados por um único elemento (átomos simples) ou pela combinação de dois ou mais elementos (átomos compostos). Para ele, não havia união entre átomos de um mesmo elemento, ou seja, o gás hidrogênio era formado por um único átomo de hidrogênio.

Avogadro, sobre quem falaremos mais adiante, introduziu, em 1811, o conceito de “molécula”. Para ele, uma substância era constituída de moléculas, as quais eram formadas por átomos. Uma molécula de hidrogênio continha um número par de átomos desse elemento, pois determinado volume de hidrogênio gasoso, ao reagir com igual volume de cloro gasoso, produzia dois volumes do gás cloreto de hidrogênio. Essa relação não admitia que uma molécula de hidrogênio tivesse apenas um número par de átomos, bem como a de cloro. Se esses gases fossem constituídos por átomos isolados só seria formado um volume de cloreto de hidrogênio e não dois.

O modelo de Dalton e as fórmulas químicas

Uma das consequências do modelo atômico de Dalton é que cada substância composta é formada por um único tipo de “átomo composto”, o qual apresenta proporção fixa entre os átomos que o compõem. Isso significa dizer que há uma fórmula para cada substância.

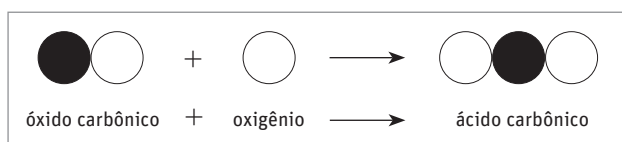
O quadro abaixo apresenta as fórmulas, os nomes e as composições propostos por Dalton para representar algumas substâncias químicas compostas.

Fórmula	Composição
 água	1 átomo de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio
 ácido carbônico	1 átomo de carbono e 2 átomos de oxigênio
 amônia	1 átomo de nitrogênio e 1 átomo de hidrogênio
 ácido sulfúrico	1 átomo de enxofre e 3 átomos de oxigênio
 óxido carbônico	1 átomo de carbono e 1 átomo de oxigênio
 gás olefiante	1 átomo de hidrogênio e 1 átomo de carbono

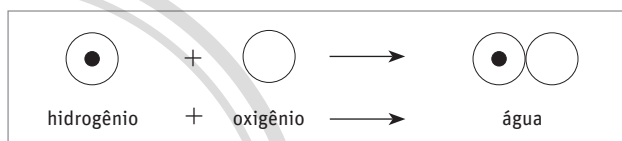
O modelo de Dalton e as relações de massas nas transformações da matéria

O modelo atômico proposto por Dalton tinha como base as leis ponderais: Lei da Conservação das Massas e Lei das Proporções Definidas.

Segundo Dalton, durante uma transformação química, os átomos não se modificam, mas se rearranjam gerando novas espécies químicas. Observe a representação das espécies envolvidas no processo de formação do ácido carbônico, a partir da reação entre óxido carbônico e oxigênio, e da água, a partir da reação entre hidrogênio e oxigênio.



Representação esquemática da formação de ácido carbônico.



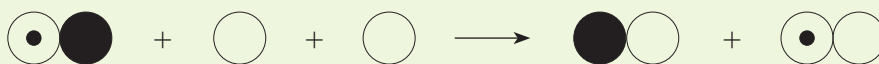
Representação esquemática da formação de água.

Todos os átomos presentes no sistema inicial permanecem no sistema final. Assim, podemos concluir que a massa do sistema se conserva, pois, em última instância, a massa de um corpo é a soma das massas de todos os seus átomos constituintes.

Observe que há uma proporção entre as quantidades de espécies envolvidas nos dois processos: a relação entre as quantidades de óxido carbônico e oxigênio é 1 : 1, formando 1 átomo composto de ácido carbônico. O mesmo ocorre no 2º exemplo: a relação entre as quantidades de oxigênio e hidrogênio é 1 : 1, formando 1 átomo composto de água. Se há uma proporção definida entre as quantidades de reagentes e produtos, então existe também uma proporção definida entre as massas de cada reagente e de cada produto.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. A combustão do “gás olefiante”, que produz óxido carbônico e água, pode ser representada por meio da seguinte equação química:



Como o modelo atômico de Dalton explica a conservação de massa nessa transformação?

Resolução

Pelo modelo de Dalton, os átomos presentes nas substâncias reagentes se reagrupam para formar o produto. Portanto, todos os átomos presentes no sistema inicial permanecem no sistema final.

Limitações e aprimoramento do modelo atômico de Dalton - contribuições de Berzelius

As principais ideias relacionadas ao modelo atômico de Dalton foram aceitas durante praticamente todo o século XIX. Durante esse período, entretanto, o modelo foi sendo aprimorado, pois apresentava algumas limitações relacionadas ao comportamento das substâncias sob ação da eletricidade (eletrólise e condução elétrica dos metais), à formação de vários “átomos compostos” e à simbologia dos elementos.

Nesse contexto, foram muito importantes as contribuições de Jöns Jacob Berzelius (1778-1848), que elaborou, entre diversos outros trabalhos, duas teorias: a teoria eletroquímica e a teoria corpuscular; ambas aprimoraram as ideias de Dalton sem desvalorizá-las.

Em sua teoria eletroquímica, publicada pela primeira vez em 1811, Berzelius considera os átomos como dipolos elétricos, ou seja, todos os átomos teriam carga elétrica negativa e positiva, exceto o oxigênio, que só teria carga negativa. Para ele, o comportamento dos átomos sob a ação da eletricidade dependia de qual tipo de carga preponderasse no átomo.

Em sua teoria corpuscular, Berzelius propôs um arranjo dos “átomos compostos” de Dalton em diferentes ordens de complexidade: os de primeira ordem seriam formados por átomos elementares (por exemplo: potássio + oxigênio = potassa; enxofre + oxigênio = ácido sulfúrico); os de segunda ordem seriam formados por aqueles de primeira ordem (por exemplo: sulfato de potassa = potassa + ácido sulfúrico) e assim por diante. Nota-se assim que a potassa, que era considerada um elemento na representação de Dalton, passa a ser “átomo composto”. Isso porque Berzelius incorporou em sua teoria descobertas de Humphry Davy (1778-1829), em seus trabalhos com eletrólise, com o isolamento do elemento potássio, em 1808.

Quanto à simbologia, Berzelius adotou um sistema de letras e números para representar os “átomos” e “átomos compostos”, que é utilizado até hoje, com pequenas alterações para representar elementos e compostos (veja a simbologia atual na Tabela Periódica da página 105).

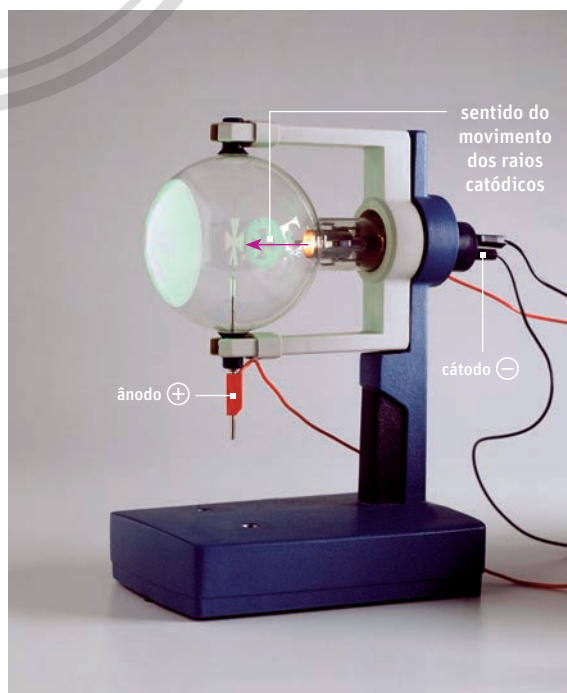
Além disso, Berzelius recalculou as massas atômicas de vários compostos, especialmente aqueles formados por oxigênio. Com isso, a proporção dos átomos nas substâncias foi recalculada e as fórmulas foram modificadas. A fórmula de Berzelius para a água, por exemplo, era H^2O . A representação atual é H_2O . Já para Dalton, os átomos de hidrogênio e de oxigênio se combinavam na proporção de 1 : 1 e não de 2 : 1, como a que conhecemos hoje e que foi indicada nos trabalhos de Berzelius.

Raios catódicos

O físico inglês William Crookes (1832-1919) desenvolveu um aparato que ficou conhecido como **ampola de Crookes**. Dentro dessa ampola havia gás sob pressão muito baixa, constituindo uma atmosfera rarefeita.

O equipamento funcionava da seguinte maneira: nas extremidades da ampola eram soldados fios de metal, os quais estavam ligados a uma fonte de alta tensão. A placa metálica conectada ao polo negativo da fonte foi denominada **cátodo**. Aquela conectada ao positivo foi chamada de **ânodo**.

Quando Crookes aplicava alta tensão ao gás rarefeito contido na ampola, ele podia observar a formação de raios provenientes do cátodo. Esses raios receberam o nome de **raios catódicos** e produziam uma fluorescência quando se chocavam contra a parede de vidro da ampola. Esses raios, invisíveis, eram detectados ao colidirem com o material fluorescente (sulfeto de zinco) que recobria a parede da ampola. Veja a fotografia ao lado.

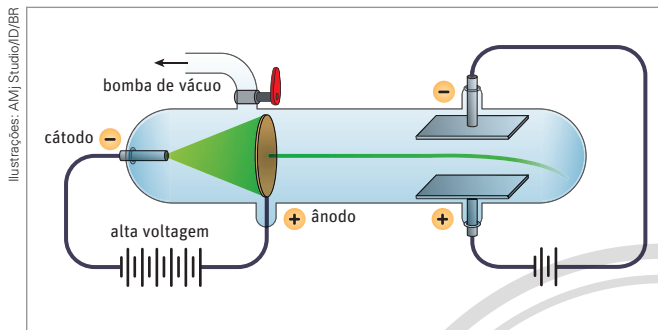


Versão sofisticada da ampola de Crookes. Sentido do movimento dos raios catódicos: do cátodo \ominus para o ânodo \oplus .

Investigações sobre os raios catódicos

Por meio de uma série de experimentos e variações no uso da ampola desenvolvida por Crookes, Eugen Goldstein (1850-1930) e Joseph John Thomson (1856-1940), além do próprio Crookes, forneceram explicações para a natureza dos raios catódicos.

Os experimentos evidenciaram que os raios catódicos eram carregados negativamente. Quando eletrodos (placas carregadas com cargas opostas) eram introduzidos na região da ampola pela qual passavam os raios catódicos, esses raios sofriam desvio no sentido do polo positivo.



Ampola de Crookes. Os raios catódicos desviam-se em direção ao polo positivo. Esquema em cores-fantasia. Fonte de pesquisa: KOTZ, J.; TREICHEL, P. *Chemistry and chemical reactivity*. 3. ed. Philadelphia: Saunder College Publishing, 1996. p. 64.

Ao analisar o desvio dos raios catódicos em função da tensão elétrica aplicada nos eletrodos, Thomson percebeu que esses raios negativos eram sempre os mesmos independentemente do gás contido no tubo ou do metal que constituía os eletrodos. Isso significava que esse raio sempre era atraído para o polo positivo e que sua massa não se alterava.

O cientista concluiu que os raios catódicos eram formados por um **feixe de partículas idênticas** de carga **negativa**, as quais estavam presentes em toda a matéria e, portanto, no átomo.

O nome dado a essas partículas foi **elétron**. Quem atribuiu esse nome não foi Thomson, mas sim George Johnstone Stoney (1826-1911), em 1897, que havia sugerido a existência de partículas de carga negativa nos átomos. Thomson confirmou a existência dessas partículas e ainda concluiu com seus trabalhos que a massa dos elétrons deveria ser muito menor do que a dos átomos. Posteriormente, foi descoberto que o elétron possui massa aproximadamente 1840 vezes menor do que a do átomo de hidrogênio (átomo de menor massa que se conhece).

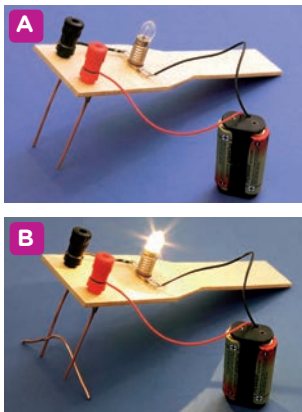
SAIBA MAIS

Condutibilidade elétrica de materiais

O que sabemos sobre os elétrons explica alguns fenômenos, como o da corrente elétrica e o da condutibilidade elétrica.

No circuito elétrico ao lado (A), a lâmpada fica apagada quando não há conexão entre o condutor e a fonte de energia. Se a conexão for feita por um fio metálico, a lâmpada se acende (B), pois o fio fecha o circuito e estabelece a conexão entre a lâmpada e a fonte de energia.

Outros materiais, como a borracha, o plástico e a madeira, não possibilitam a passagem de eletricidade. Por essa razão, para que não levemos um choque, a parte externa dos interruptores é feita de plástico.



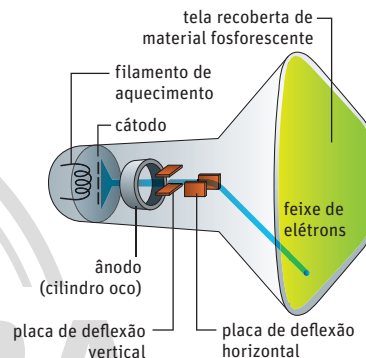
A lâmpada do circuito acende quando as extremidades dos fios são conectadas a um metal.

SAIBA MAIS

Aplicações dos tubos de raios catódicos

A televisão revolucionou a comunicação do século passado. Os aparelhos de TV de tubo, que dominaram o mercado por cerca de 50 anos, atualmente estão sendo substituídos pelos de tecnologias mais avançadas.

Nos aparelhos antigos ainda em uso, a formação da imagem ocorre devido a um tubo de raios catódicos acoplado à tela, como mostrado a seguir.



Tubo de televisão. Esquema em cores-fantasia e fora de proporção.

Fonte de pesquisa: Tubo de raios catódicos, n. 10. Instituto de Física da UFRGS, 2011. Disponível em: <http://www.ufrgs.br/sead/servicos-ead/publicacoes-1/pdf/Raios_Catodicos.pdf>. Acesso em: 3 mar. 2016.

Quando submetidos à alta tensão, os elétrons provenientes do cátodo dirigem-se para o ânodo, que tem a forma de um cilindro oco e que permite a passagem de um feixe de elétrons. O impacto desse feixe sobre uma tela coberta de material fosforescente resulta em emissão de luz, que observamos como imagem. O feixe forma imagens ao percorrer cada uma das pequenas unidades (*pixels*) dessa tela.

O brilho responsável pela imagem formada na tela depende da **tensão elétrica** aplicada, que controla a intensidade do feixe de elétrons emitidos pelo cátodo. A cor da imagem depende de qual material fosforescente está sendo excitado, se o azul, o verde ou o vermelho. A combinação dessas três cores compõe a cor de cada um dos *pixels*.

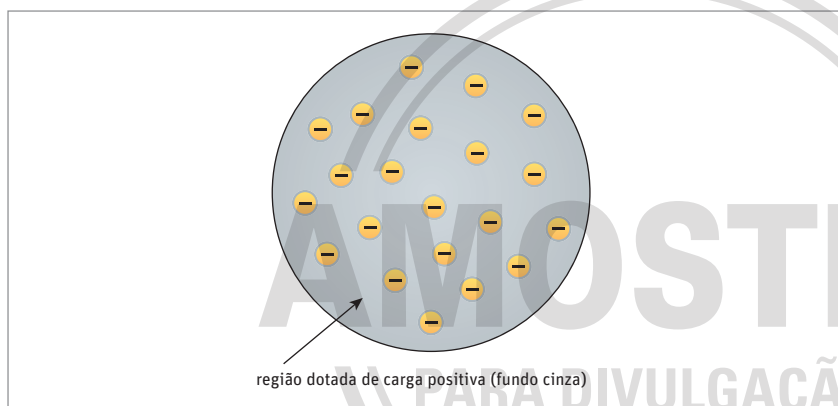
O modelo atômico de Thomson

Como os corpos são eletricamente **neutros**, a descoberta dos elétrons (de carga negativa) levou Thomson a propor a existência de carga positiva no átomo. Ele elaborou um modelo de átomo constituído por uma esfera maciça, de carga elétrica positiva, que continha “corpúsculos” de carga negativa (elétrons) nela dispersos. Esse modelo ficou conhecido por **modelo do pudim de passas** (nome que não foi dado por Thomson).

Segundo Thomson, o número de elétrons no átomo deveria ser suficiente para anular a carga positiva da esfera. Assim, se um átomo perdesse um ou mais elétrons, ficaria carregado positivamente, pois haveria uma carga total positiva superior à negativa, transformando-se em um átomo positivamente carregado. Caso o átomo ganhasse um ou mais elétrons, ficaria negativamente carregado. Thomson denominou esses átomos, respectivamente, “eletropositivos” e “eletronegativos”.

Atualmente, dá-se o nome de **íons** aos átomos que ficam positiva ou negativamente carregados.

Íons com carga elétrica positiva são denominados **cátions**, e com carga elétrica negativa, **ânions**.



Modelo atômico proposto por Thomson. Representação em cores-fantasia e fora de escala.

Fonte de pesquisa: The discovery of the electron. Disponível em: <<http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/history/raisin.html>>. Acesso em: 19 abr. 2016.

Comparação entre o modelo de Thomson e o de Dalton

Embora em ambos os modelos os átomos sejam esféricos, o de Dalton, mesmo com as contribuições de Berzelius, não admitia a possibilidade de o átomo ser divisível. Já o de Thomson assumia a natureza elétrica do átomo, incluindo que poderiam ser removidas ou acrescentadas partículas (elétrons), ou seja, considerava o átomo “divisível”.

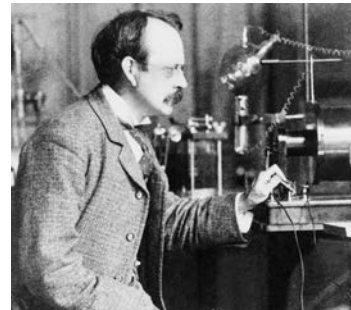
Como já foi dito, o ganho ou a perda de elétrons provocaria um desequilíbrio de cargas, originando íons. Esse desequilíbrio justificaria os fenômenos elétricos não explicados satisfatoriamente pelo modelo de Dalton.

Ao admitir, no entanto, que a massa dos elétrons era muito menor que a do átomo como um todo, as ideias de Dalton sobre as massas dos átomos foram mantidas.

Observe, então, uma característica muito importante do desenvolvimento científico: assim como o modelo de Thomson incorpora novas ideias ao de Dalton, sem descartar completamente as antigas, a comunidade científica aceita o princípio de que, para que haja avanços, nem sempre é necessário jogar fora ideias anteriores. Ao contrário, elas são fundamentais para a evolução do conhecimento humano.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Corpúsculos de carga negativa



Thomson no Laboratório Cavendish, na Universidade de Cambridge, em 1909.

A descoberta do elétron, anunciada por Thomson em 1897, resultou do trabalho de diversos pesquisadores. Até então, não havia consenso entre os pesquisadores sobre a natureza dos raios catódicos. Enquanto a maioria dos físicos os caracterizava como “ondas que se propagavam no éter”, Thomson e Crookes atribuíam natureza corpuscular a esses mesmos raios.

Após realizar diversos experimentos, Thomson confirmou a natureza corpuscular e determinou a razão entre a carga e a massa de tais partículas. Ele também levantou a hipótese de que tais partículas deveriam estar presentes em todos os átomos e que eram, portanto, constituintes universais da matéria. Essa seria a base da reformulação do modelo atômico de Dalton. Segundo Thomson, esses corpúsculos que carregavam eletricidade negativa possuíam massa bem menor que a de átomos de qualquer elemento químico.

Apesar de hoje seu nome ser associado à descoberta do elétron, a denominação utilizada por Thomson para tais partículas foi de “corpúsculos de carga negativa”. O nome elétron, sugerido pelo irlandês George Johnstone Stoney, tornou-se de uso geral depois de 1910.

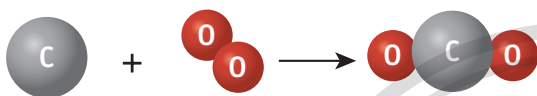
Fonte de pesquisa: MOREIRA, I. C. Conferência Nobel de Thomson sobre a descoberta do elétron. *Revista Brasileira de Ensino de Física*, 1997. Disponível em: <http://www.sbfisica.org.br/rbef/pdf/v19_299.pdf>. Acesso em: 3 mar. 2016.

2. Analise as afirmativas a seguir.

- I. Toda matéria é formada por partículas indivisíveis e indestrutíveis denominadas átomos.
- II. Átomos de um mesmo elemento podem apresentar diferentes quantidades de elétrons.
- III. Átomos de elementos distintos diferem quanto ao número de elétrons.
- IV. Nas transformações químicas ocorrem rearranjos de átomos.

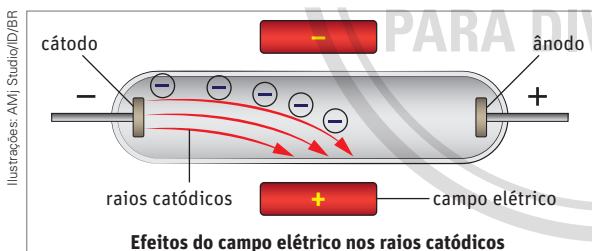
Considerando apenas o modelo atômico de Dalton, qual(is) afirmativa(s) é (são) compatível(is) com ele? Quais são os pressupostos desse modelo?

3. A representação a seguir mostra a combustão do carbono.



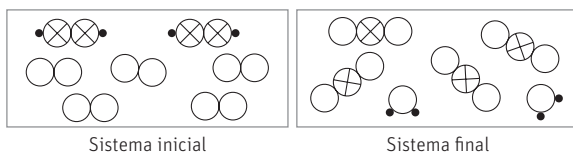
Com base nessa representação, justifique como a teoria atômica de Dalton seria capaz de explicar a Lei da Conservação das Massas.

4. De acordo com o modelo de Thomson, o que deve acontecer com a massa de um átomo quando este ganha ou perde elétrons? Explique.
5. No esquema a seguir são representadas algumas das observações feitas por Thomson ao investigar o comportamento dos raios catódicos.



Que propriedade dos raios catódicos está representada na imagem? Explique essa propriedade.

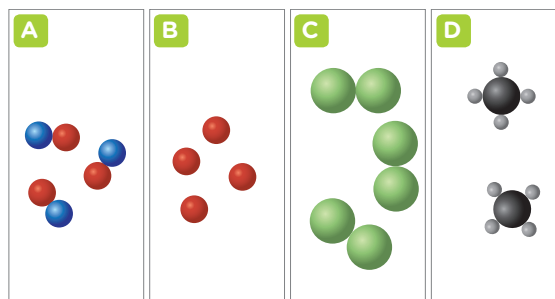
6. As representações a seguir são dos sistemas inicial e final da combustão do acetileno.



Considere a seguinte representação:
C = ⊗; H = ●; O = ○

- a) Escreva as fórmulas químicas das substâncias presentes nos sistemas inicial e final.
- b) Dê a equação química que representa o processo.
- c) Como a teoria de Dalton explica as relações de massa nas transformações? Use a representação do enunciado para desenvolver sua explicação.

7. Observe as representações de quatro substâncias.



Quantos elementos químicos estão presentes em cada representação?

8. Dadas as fórmulas destas substâncias, represente-as de acordo com o modelo atômico de Dalton.

- a) NH₃ b) H₂O c) CO₂ d) CH₄

9. O ar não poluído é formado, aproximadamente, por 78% em volume de nitrogênio (N₂), 21% em volume de oxigênio (O₂), 0,7% em volume de argônio (Ar), além de dióxido de carbono (CO₂) e vapor de água (H₂O). Algumas das substâncias que podem estar presentes, como contaminantes, no ar de uma cidade poluída são: monóxido de carbono (CO), dióxido de enxofre (SO₂), ozônio (O₃) e dióxido de nitrogênio (NO₂).

- a) O CO é formado pela queima incompleta de combustíveis fósseis, como gasolina, óleo *diesel*, etc. A presença dessa substância gasosa no ar inalado compromete a capacidade de transporte de oxigênio, pois o CO se liga mais fortemente à hemoglobina do sangue do que o próprio O₂.

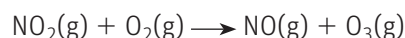
Quando o metano gasoso (formado por um átomo de carbono e quatro de hidrogênio) presente no gás natural se combina com o oxigênio gasoso (O₂) numa combustão incompleta, formam-se monóxido de carbono gasoso (CO) e vapor de água (H₂O).

A reação que ocorre pode ser equacionada por:



Indique os reagentes e os produtos dessa reação.

- b) O O₃ é um gás reativo que causa irritação nos olhos. Pode ser formado pela reação de óxidos de nitrogênio (como NO₂ gasoso) e o O₂:



Quantos átomos e quantos elementos estão representados nessa equação?

- c) A chuva ácida pode ser formada pela reação de SO₂ gasoso com H₂O, formando ácido sulfuroso (H₂SO₃). Use a simbologia de Berzelius para equacionar a reação acima.

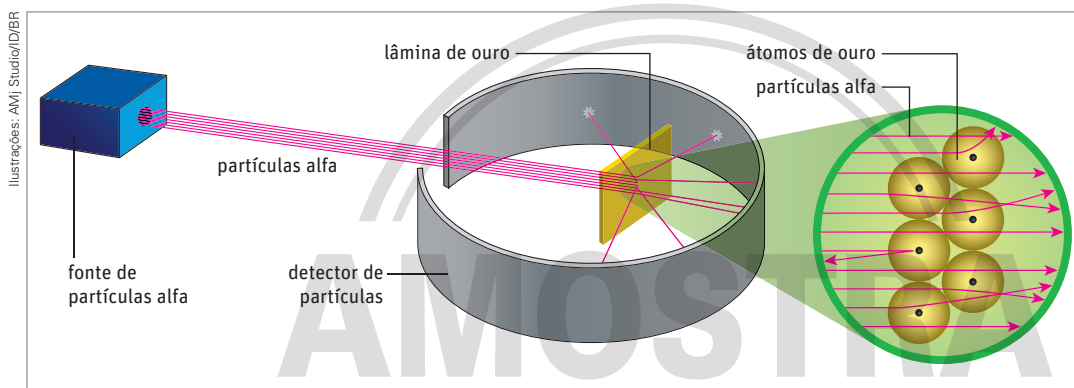
O modelo de Rutherford e as partículas fundamentais do átomo

A descoberta da radioatividade pode ser considerada de importância vital para a evolução do pensamento científico do final do século XIX. **Radioatividade** é a emissão espontânea de radiação invisível e de alta energia pela matéria. Há vários tipos de radiação, porém os mais comuns são a radiação alfa (α), a beta (β) e a gama (γ).

O experimento de Rutherford

Grande parte dos experimentos que culminaram com o estabelecimento de um novo modelo de átomo foi conduzida pelo neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937), enquanto estudava o fenômeno da radioatividade com seus colaboradores Johannes Wilhem Geiger (1882-1945) e Ernest Marsden (1889-1970).

Rutherford e seus colaboradores bombardearam com partículas α , provenientes de material radioativo, uma fina folha de ouro. As partículas que atravessavam a lâmina metálica eram detectadas em um anteparo fluorescente apropriado para essa finalidade. Veja a representação abaixo.



Fontes de pesquisa: KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. *Chemistry and chemical reactivity*. 3. ed. Philadelphia: Saunder College Publishing, 1996. p. 68-69; Royal Society of Chemistry.

Esquema simplificado do experimento realizado por Rutherford, Geiger e Marsden. No detalhe, a trajetória das partículas. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

Já naquela época, sabia-se que a radiação α era constituída por partículas de carga elétrica positiva capazes de atravessar lâminas metálicas muito finas. Rutherford observou que 99% das partículas atravessavam a lâmina sem sofrer desvios. Um por cento das partículas sofria grandes desvios e apenas uma em cada 10 mil colidia com a lâmina e voltava, sem atravessá-la. As poucas partículas α desviadas ou que não conseguiam atravessar a folha de ouro eram aquelas que passavam muito próximo do núcleo dos átomos que compunham a lâmina de ouro ou as que se chocavam com ele.

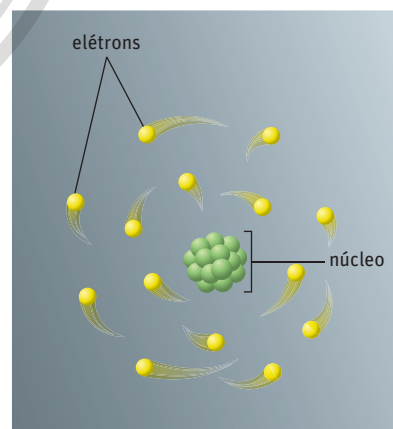
Rutherford concluiu que a maioria das partículas que conseguia atravessar a lâmina passava, em grande parte, por espaços vazios.

Segundo Rutherford, o átomo seria constituído por duas regiões: uma central, chamada **núcleo**, e uma periférica, denominada **eletrosfera**.

O núcleo seria **maciço**, formado por partículas de **carga positiva**, denominadas **prótons**, e concentraria quase toda a massa do átomo.

Na eletrosfera, região de volume muito maior do que o do núcleo, estariam os elétrons, movimentando-se ao redor do núcleo. Como a região não oferecia resistência à passagem de partículas de carga positiva, não se observavam desvios. O núcleo é cerca de 100 mil vezes menor que o átomo.

Para explicar os valores das massas dos átomos, Rutherford propôs a existência de partículas neutras no núcleo, com massa muito próxima àquela dos prótons. Para ele, contudo, não foi possível comprovar a existência delas. Em 1932, os nêutrons foram detectados por James Chadwick, na Universidade de Cambridge, Inglaterra.



Representação do modelo atômico de Rutherford. Imagem fora de escala e em cores-fantasia.

Fontes de pesquisa: KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. *Chemistry and chemical reactivity*. 3. ed. Philadelphia: Saunder College Publishing, 1996. p. 71 (na imagem de Kotz, os elétrons não são mostrados); *Encyclopaedia Britannica*. 2016. Disponível em: <<http://global.britannica.com/biography/Ernest-Rutherford>>. Acesso em: 3 mar. 2016.

Próton, nêutron e elétron

As partículas subatômicas são descritas por suas características. Assim, o próton, representado pelo símbolo p^+ ou p , o nêutron, representado pelo símbolo n , e o elétron, representado pelo símbolo e^- ou e , são caracterizados por sua carga relativa, por sua carga (C), por sua massa relativa e por sua massa, expressa em quilograma (kg).

Este quadro ilustra as características das três partículas subatômicas.

	Próton	Nêutron	Elétron
Símbolo	p^+ ou p	n	e^- ou e
Carga relativa (assumindo a do próton como referência)	+1	0	-1
Carga (C)	$1,602 \times 10^{-19}$	0	$-1,602 \times 10^{-19}$
Massa relativa (assumindo a do próton como referência)	1	1,002	0,0005448
Massa (kg)	$1,673 \times 10^{-27}$	$1,675 \times 10^{-27}$	$9,109 \times 10^{-31}$

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. (Versão eletrônica).

A massa dos elétrons é 1836 vezes **menor** que a dos prótons e a dos nêutrons. Pode ser considerada, portanto, desprezível.

A massa dos prótons e a dos nêutrons são **muito próximas** e podem ser consideradas **iguais**.

Os íons e o modelo de Rutherford

Segundo o modelo de Rutherford, átomos possuem em sua eletrosfera uma quantidade de elétrons igual à quantidade de prótons do núcleo. Dessa forma, um átomo de magnésio (Mg) possui doze prótons e doze elétrons. Já o átomo de flúor (F) possui nove prótons e nove elétrons.

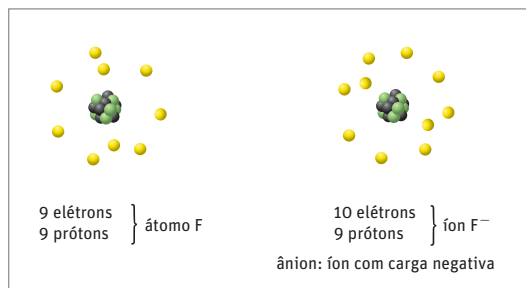
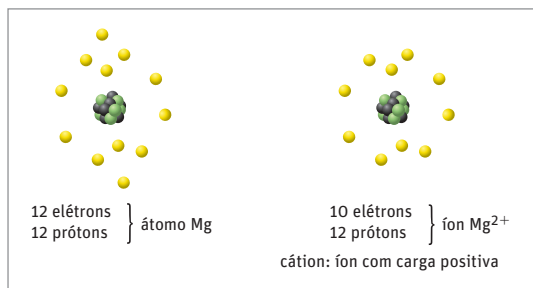
A formação de **íons** em processos químicos é consequência da perda ou do ganho de elétrons por determinado átomo ou molécula.

Quando uma espécie neutra perde elétrons, transforma-se em íon positivo ou **cátion**. Um exemplo dessa transformação é a que ocorre com o cátion magnésio, representado como Mg^{2+} , que possui doze prótons em seu núcleo e dez elétrons em sua eletrosfera.

Quando uma espécie neutra recebe elétrons, transforma-se em íon negativo ou **ânion**. O ânion F^- (fluoreto), por exemplo, possui nove prótons em seu núcleo e dez elétrons em sua eletrosfera.

Observe que a carga do íon é representada no **canto superior** direito do símbolo do elemento químico. O número 1 pode ser omitido. O fluoreto pode ser representado por F^{1-} ou F^- .

Em todas essas transformações, os núcleos dos átomos permanecem inalterados (o número de prótons e o número de nêutrons não se alteram). A formação de íons envolve perda ou ganho de partículas das eletrosferas dos átomos, e não do núcleo.



AMI Studio/IDBR

Representações de átomos e íons de magnésio e flúor. Imagens fora de escala e em cores-fantasia.

SAIBA MAIS

O modelo de Rutherford e as transformações da matéria

As transformações químicas e os fenômenos físicos estudados até agora se caracterizam pela conservação da massa e dos elementos. O modelo atômico de Dalton assimilou essa informação ao considerar o átomo indestrutível e indivisível.

No modelo sugerido por Rutherford, o átomo é formado pelas partículas fundamentais: prótons e elétrons. As reações químicas e as transformações físicas geralmente apresentam conservação das massas e dos elementos, sendo entendidas como processos em que os núcleos atômicos permanecem intactos. Nesses casos, ocorrem alterações somente na eletrosfera.

Com o estudo da radioatividade, os cientistas constataram que os átomos não eram indestrutíveis. Nas transformações radioativas, previstas pelo modelo de Rutherford, ocorrem a transmutação de elementos e até mesmo a formação de elementos desconhecidos na natureza.

Número atômico

Em 1913, Henry Moseley (1887-1915), um assistente de Rutherford, desenvolveu um método experimental que possibilitou a determinação da **carga nuclear** dos átomos. O experimento consistia na análise da interação dos raios X com os átomos da amostra.

Moseley percebeu que os átomos de um **mesmo elemento** apresentavam sempre a mesma carga nuclear. Sendo assim, átomos de **elementos distintos** possuíam, necessariamente, cargas nucleares diferentes.

É muito importante você saber que a carga nuclear está diretamente relacionada com a **quantidade de prótons** do núcleo do átomo, pois cada próton apresenta carga relativa +1 (veja quadro da página anterior). Por isso, cada elemento químico é caracterizado em função da quantidade de prótons que contém.

O número de prótons de um átomo é chamado **número atômico** e é representado pela letra **Z**.

É o número atômico que identifica um elemento químico: átomos de mesmo número atômico são de um mesmo elemento químico.

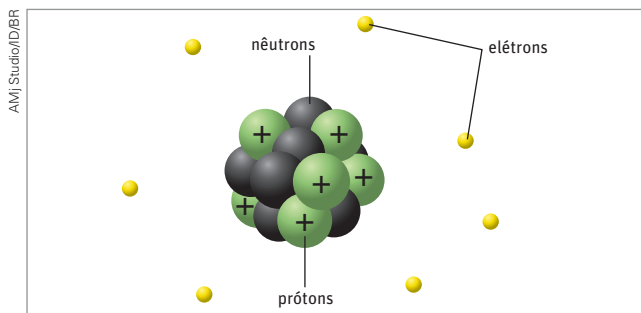
Número de massa

Para descrever o núcleo de um átomo, é preciso conhecer a quantidade de prótons e nêutrons que o constituem. A **massa relativa** de um átomo pode ser calculada com base nas massas relativas de prótons e nêutrons que, como já mostramos, são próximas a 1,0. Esse valor é aproximado, pois as massas de prótons e nêutrons não são exatamente iguais.

O **número de massa** (A) de um átomo corresponde à **soma** do número de **prótons** com o número de **nêutrons** do átomo (n).

$$A = Z + n$$

Assim, por exemplo, se determinado átomo de potássio (K) apresenta número de massa 39, isso quer dizer que seu núcleo apresenta 20 nêutrons, pois o número atômico do potássio é 19.



Átomo de nitrogênio, que tem $A = 14$ e $Z = 7$. Logo, esse átomo conta com sete nêutrons. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

Fonte de pesquisa: *Encyclopaedia Britannica*. 2016. Disponível em: <<http://global.britannica.com/biography/Ernest-Rutherford>>. Acesso em: 3 mar. 2016.

Representação de espécies químicas

A Iupac – International Union of Pure and Applied Chemistry (União Internacional de Química Pura e Aplicada) – recomenda que o número de massa e o número atômico sejam representados antes do símbolo do elemento, em corpos sobrescrito e subscripto, respectivamente. A carga relativa do íon (ou número de carga) deve ser indicada no canto superior direito, logo depois do símbolo. Caso se trate de átomo neutro, suprime-se o zero. Veja um exemplo dessa representação a seguir.



Assim, a notação ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ indica que um átomo de cloro tem 17 prótons e 20 nêutrons no núcleo ($A = 17 + 20 = 37$), e 17 elétrons na eletrosfera.

Algumas vezes, entretanto, o número atômico é omitido da representação, pois cada elemento é definido pela carga nuclear de seus átomos. Logo, o símbolo do elemento corresponde a uma única quantidade de prótons no núcleo, que pode ser conhecida consultando a Tabela Periódica.

A tabela a seguir apresenta exemplos de representações de íons.

Íon	${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	${}^{81}_{35}\text{Br}^{-}$	${}^{85}_{37}\text{Rb}^{+}$	${}^{80}_{34}\text{Se}^{2-}$	${}^{58}_{28}\text{Ni}^{2+}$
Prótons	13	35	37	34	28
Elétrons	10	36	36	36	26
Nêutrons	14	46	48	46	30

Fonte de pesquisa: LIBE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. (Versão eletrônica.)

Vamos ver o que se pode fazer quando esses dados são conhecidos.

O número de elétrons é obtido pela análise da **carga do íon**. Observando o ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$, você percebe que há **três** elétrons a **menos** que prótons. Logo, são 10 elétrons. Trata-se, portanto, de um **cátion de alumínio**.

Como nos ânions a quantidade de elétrons excede o número de prótons, conclui-se que ${}^{81}_{35}\text{Br}^{-}$ e ${}^{80}_{34}\text{Se}^{2-}$ são **ânions**.

Para obter o número de nêutrons em um átomo, subtrai-se o número atômico do número de massa.

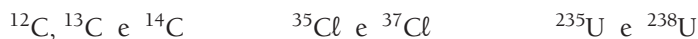
$$n = A - Z$$

Os íons ${}^{81}_{35}\text{Br}^{-}$, ${}^{85}_{37}\text{Rb}^{+}$ e ${}^{80}_{34}\text{Se}^{2-}$ apresentam o **mesmo número de elétrons**. Em razão disso, esses íons são chamados de **isoeletrônicos**.

Na natureza também ocorrem átomos de elementos distintos com o **mesmo número de massa**, como ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ e ${}^{40}_{20}\text{Ca}$. Esses átomos são denominados **isóbaros**.

Isótopos

É muito comum encontrarmos átomos de um mesmo elemento com números de massa diferentes. Quando isso acontece, os núcleos apresentam a **mesma quantidade de prótons**, mas **diferem quanto à quantidade de nêutrons**. Esses átomos são chamados **isótopos**. São, portanto, átomos que possuem o mesmo **número atômico**, mas diferem quanto ao **número de massa**. São exemplos de isótopos:



A maioria dos elementos tem isótopos que são encontrados na natureza em proporção fixa. A tabela a seguir fornece alguns exemplos.

Abundância relativa de alguns isótopos naturais*					
Isótopo	Abundância relativa	Isótopo	Abundância relativa	Isótopo	Abundância relativa
^1H	99,99%	^{19}F	100%	^{54}Fe	5,8%
^2H	0,01%	^{23}Na	100%	^{56}Fe	91,7%
^{10}B	19,9%	^{24}Mg	79,0%	^{57}Fe	2,1%
^{11}B	80,1%	^{25}Mg	10,0%	^{107}Ag	51,8%
^{12}C	98,9%	^{26}Mg	11,0%	^{109}Ag	48,2%
^{13}C	1,1%	^{31}P	100%	^{127}I	100%
^{16}O	99,76%	^{35}Cl	75,8%	^{235}U	0,7%
^{17}O	0,04%	^{37}Cl	24,2%	^{238}U	99,3%
^{18}O	0,20%				

* Nota: Isótopos com ocorrência muito baixa foram suprimidos da tabela.

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. (Versão eletrônica).

Somente os isótopos do hidrogênio possuem nomes específicos. O isótopo mais comum, o ^1H , é o **prótio**, enquanto os isótopos ^2H e ^3H são conhecidos, respectivamente, por **deutério** (^2D) e **trítio** (^3T). O prótio não tem nêutron (seu núcleo contém apenas um próton); o deutério tem um próton e um nêutron, e o trítio apresenta um próton e dois nêutrons. Na natureza, o prótio é o isótopo do hidrogênio mais abundante, e o trítio, o isótopo mais raro (na natureza são encontrados apenas traços desse isótopo).

Elemento, substância simples e substância composta

No capítulo 4, com o estudo das reações de decomposição, foi possível conceituar substância simples e substância composta em nível **macroscópico**, considerando-se a possibilidade de uma substância poder ou não ser decomposta em outras. Agora, esse conceito pode ser reelaborado em razão da constituição atômica das substâncias, ou seja, em nível **microscópico**. Nesse novo contexto, considera-se que **substâncias simples** são aquelas constituídas por átomos de um **único elemento químico** e que **substâncias compostas** são aquelas constituídas por átomos de **dois ou mais elementos químicos**.

Assim, para classificar uma substância como simples ou composta, basta analisar sua fórmula, desde que esta seja conhecida. São exemplos de substâncias simples o oxigênio, o nitrogênio, o cloro e o enxofre, representados, respectivamente, por O_2 , N_2 , Cl_2 e S_8 . A água (H_2O), o cloreto de sódio (NaCl) e o dióxido de carbono (CO_2) são substâncias compostas.

SAIBA MAIS

Massa atômica

A Tabela Periódica apresenta um valor de massa atômica para cada elemento. A massa atômica do cloro (Cl) é de 35,45 (podemos arredondá-la para 35,5).

O cloreto de hidrogênio (HCl) apresenta 1,0 g do elemento H para cada 35,5 g do elemento Cl . Portanto, o Cl é 35,5 vezes mais pesado que o H. Como o átomo de H tem massa 1,0 u, pode-se dizer que a massa atômica do Cl é 35,5 u.

O “u” é uma unidade de massa conhecida por “unidade unificada de massa atômica” e corresponde a $1,66 \times 10^{-27}$ kg, aproximadamente.

A questão é que o conceito de massa atômica se refere ao elemento. A análise da composição elementar de uma substância envolve um número enorme de átomos, de modo que o valor 35,5 u corresponde à média das massas dos átomos de cloro presentes.

Segundo a tabela de abundância relativa de alguns isótopos naturais (ao lado), uma amostra que contém átomos de cloro apresenta 75,8% de ^{35}Cl e 24,2% de ^{37}Cl . A média ponderada entre as massas dos isótopos de cloro, que leva em conta sua abundância relativa, resulta na massa atômica.

$$m_{\text{Cl}} = 0,758 \times 35 \text{ u} + 0,242 \times 37 \text{ u} \\ m_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ u}$$

SAIBA MAIS

Enriquecimento isotópico

A expressão “enriquecimento de urânio”, que frequentemente aparece na mídia, refere-se a uma purificação isotópica do urânio, por meio da qual se obtém maior quantidade relativa do isótopo ^{235}U em uma amostra.

O urânio natural contém aproximadamente 0,7% do isótopo ^{235}U , apropriado para o processo de fissão nuclear em usinas.

Quando necessário, consulte a Tabela Periódica da página 105 para responder às questões.

- Descreva o experimento realizado por Rutherford e as observações feitas por ele em relação ao comportamento das partículas α .
- Leia os dados e hipóteses levantadas por Rutherford em seu experimento com a lâmina de ouro.

Dados experimentais

- A maioria das partículas (99%) atravessava a lâmina de ouro sem sofrer desvios.
- Grandes desvios foram observados em apenas 1% das partículas.
- Apenas 1 em cada 10 mil partículas se chocava com a lâmina e voltava.

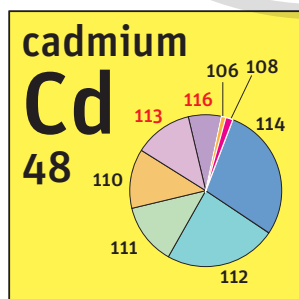
Hipóteses

- As partículas passavam muito próximo ao núcleo.
- Isso ocorria devido à colisão de partículas com o núcleo atômico.
- As partículas atravessavam a eletrosfera, constituída, predominantemente, de espaços vazios.

Associe adequadamente os dados com as hipóteses.

- O magnésio possui isótopos com número de massa (A) iguais a 24, 25 e 26. Quantas partículas fundamentais estão presentes em cada um deles?
- Corrija as inadequações conceituais da seguinte asserção: “A massa dos prótons é igual à dos nêutrons; os elétrons não possuem massa”.
- Explique as principais diferenças entre os modelos atômicos de Dalton, Thomson e Rutherford.
- Dentre as partículas subatômicas propostas por Rutherford, qual delas identifica o átomo de determinado elemento e o diferencia dos demais?

- A figura ao lado é obtida quando se clica em um elemento da “tabela de abundâncias isotópicas e massas atômicas”, no *site* da Iupac, indicado abaixo.



Commission on Isotopic Abundances and Atomic Weights (CIAAW). 2007-2015. Disponível em: <<http://www.ciaaw.org/>>. Acesso em: 3 mar. 2016.

- Identifique o nome do elemento químico e dê o nome dele em português.
- Qual o número atômico desse elemento?
- Quantos isótopos podem ser identificados?
- Quantos prótons e nêutrons há no núcleo do isótopo mais abundante?

- Muitos isótopos radioativos são eficazes em alguns métodos de diagnósticos. O iodo-131, por exemplo, é usado no mapeamento da tireoide. Com relação a esse isótopo, pede-se:

- o número de prótons, nêutrons e elétrons;
- o número atômico.

- Analisar a tabela a seguir.

Espécies	Número de prótons	Número de nêutrons	Número de elétrons
I	1	0	0
II	9	10	10
III	11	12	11
IV	20	20	18

- Consulte a Tabela Periódica e represente as espécies da tabela acima.
- Há isótopos entre essas espécies? Por quê?

- De modo simplificado, pode-se dizer que o modelo atômico prevê três partículas: prótons, nêutrons e elétrons, as quais não estão distribuídas ao acaso. Essas partículas interagem entre si e essa interação produz um conjunto organizado denominado átomo.

Das afirmações a seguir, quais são verdadeiras em relação ao átomo? Corrija a(s) alternativa(s) falsa(s).

- Prótons e nêutrons são encontrados no núcleo, que é a parte do átomo que apresenta carga elétrica positiva e na qual se concentra praticamente toda a sua massa.
- O átomo eletricamente neutro possui o mesmo número de elétrons e de prótons. Se o número de elétrons for maior, forma-se um ânion. Se esse número for menor, tem-se um cátion.
- O número atômico (Z) informa o número de prótons de um átomo.
- O núcleo de qualquer átomo sempre conta com o mesmo número de prótons e de nêutrons.

- Por meio de alimentos, o organismo humano recebe vários íons essenciais ao seu bom funcionamento. Esses íons desempenham papéis específicos.

- Ca^{2+} : formação de ossos e dentes.
- K^+ , Na^+ , Cl^- , Mg^{2+} : funcionamento dos nervos e músculos.
- Fe^{2+} : formação de glóbulos vermelhos.
- I^- : funcionamento da glândula tireoide.
- Co^{2+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , Mg^{2+} : atuação das enzimas.

Com relação a esses íons:

- Dê o número atômico e de elétrons do íon iodeto.
- Quais íons são isoeletrônicos entre si?

A reelaboração do modelo atômico de Rutherford

O modelo atômico proposto por Rutherford – em que o átomo é constituído por um núcleo denso e uma eletrosfera, na qual se movimentam os elétrons – permitia a compreensão de uma série de fenômenos que não eram explicados pelos modelos anteriores. A descrição de átomo de Rutherford constitui a base para se entender os modelos atômicos mais modernos.

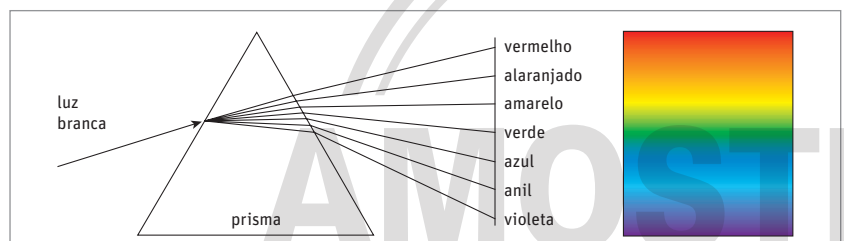
Esse modelo, no entanto, não era capaz de elucidar uma questão importante: como os elétrons, dotados de carga negativa, podiam movimentar-se em torno de um núcleo positivo sem perder energia e colidir com ele? Na época já se sabia que cargas de sinais opostos se atraem.

O estudo da luz forneceu mais alguns subsídios para o início de uma nova teoria e para o aperfeiçoamento do modelo atômico.

O espectro eletromagnético

O arco-íris resulta da decomposição da luz solar que incide em gotículas de água suspensas na atmosfera.

A luz branca, ao atravessar um prisma, decompõe-se num espectro que apresenta as cores do arco-íris.



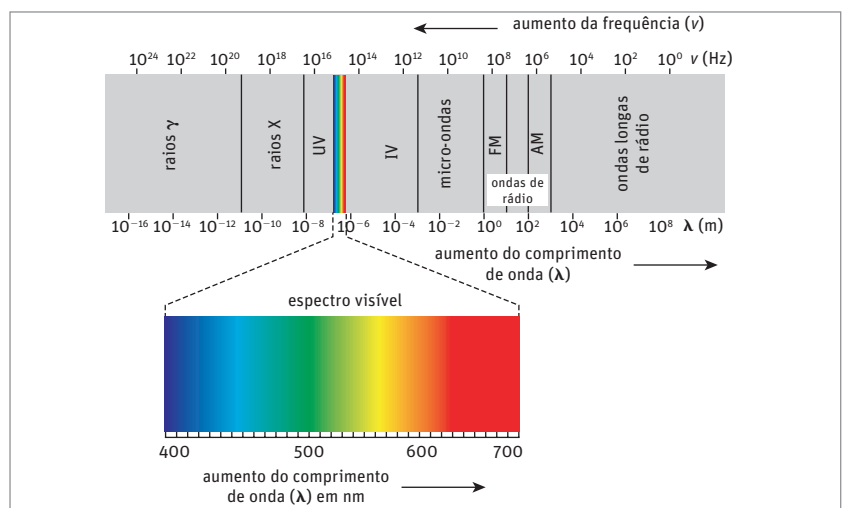
Representação da decomposição da luz branca ao atravessar um prisma.

Fonte de pesquisa: KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. *Chemistry and chemical reactivity*. 3. ed. Philadelphia: Saunder College Publishing, 1996. p. 324.

Espectro luminoso visível é a imagem observada na decomposição da luz, formada por regiões com cores que se sucedem.

A decomposição da luz solar produz uma variedade de radiações, denominadas **radiações eletromagnéticas**.

Além da luz visível, outras radiações também são eletromagnéticas, como as ondas de rádio, as micro-ondas, os raios infravermelhos, a radiação ultravioleta, os raios X e os raios gama (γ), todas elas invisíveis aos nossos olhos.



Radiações eletromagnéticas

A energia radiante emitida pelo Sol propaga-se pelo espaço na forma de ondas eletromagnéticas. Essas radiações são ordenadas segundo o seu espectro eletromagnético. Como qualquer tipo de onda, as radiações eletromagnéticas apresentam comprimento (λ – lê-se “lambda”) e frequência (ν – lê-se “ni”).

Comprimento de onda (λ)

É a distância entre duas cristas vizinhas de uma onda.



Frequência (ν)

Número de ondas em um determinado período de tempo.

No vácuo, essas ondas se propagam na velocidade da luz (c), em que:

$$c = \nu \cdot \lambda$$

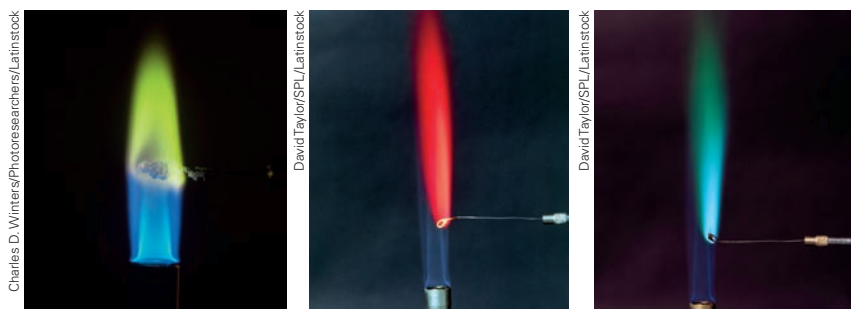
Quanto maior a frequência de uma radiação, maior a sua energia.

Ilustrações: AMJ Studio/IDBR

PARA DIVULGAÇÃO

Espectros atômicos

Certas substâncias, quando aquecidas na chama de um bico de Bunsen, conferem coloração à chama. A cor observada é característica do elemento presente na substância aquecida.



As diferentes colorações das chamas dependem da substância aquecida: sais de bário (esquerda), de lítio (centro) e de cobre (direita).

Em 1856, o cientista Robert Bunsen (1811-1899) e seu colaborador, Gustav Kirchhoff (1824-1887), decidiram investigar o espectro das chamas.

Em seus estudos, eles utilizaram um conjunto de lentes para selecionar um feixe de luz emitido pelo elemento aquecido, fazê-lo atravessar um prisma e observar uma série de linhas coloridas luminosas separadas por regiões escuras.

Essas linhas constituíam o **espectro de emissão** de determinado elemento. Cada elemento apresentava um **espectro descontínuo** característico, assim denominado por apresentar linhas luminosas intercaladas por regiões sem luz.

Quando um tubo contendo hidrogênio a baixas pressões é submetido a altas temperaturas ou a uma descarga elétrica, ocorre emissão de **radiação eletromagnética**. No momento em que o feixe de luz dessa radiação atravessa um prisma, observa-se um espectro descontínuo.



Obtenção do espectro de emissão do hidrogênio: formação de linhas descontínuas e de cores diferentes. Representação em cores-fantasia e fora de escala.

Fonte de pesquisa: KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. *Chemistry and chemical reactivity*. 3. ed. Philadelphia: Saunder College Publishing, 1996. p. 325.

Se outro elemento gasoso é colocado no interior do tubo, obtém-se um espectro diferente. Não há dois elementos químicos com o mesmo espectro de emissão.

Para explicar as características dos espectros atômicos, o físico Niels Bohr (1885-1962) propôs, em 1913, um modelo para o comportamento dos elétrons no átomo, que procurou esclarecer por que os elétrons se mantêm na eletrosfera sem se dirigir para o núcleo e colidir com ele.

Bohr sugeriu que uma teoria sobre a luz, proposta por Max Planck (1858-1947), poderia ser aplicada ao átomo. Segundo Planck, toda a energia do elétron é **quantizada**, ou seja, os elétrons absorvem ou emitem quantidades fixas de energia na forma de pequenos pacotes denominados *quanta*.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Evolução dos modelos atômicos de Dalton a Bohr

O modelo atômico de Dalton, proposto no início do século XIX, foi aceito durante praticamente cem anos. No entanto, entre o final do século XIX e início do XX, o mundo presenciou uma revolução de ideias sobre a estrutura da matéria.

Em 1897, Thomson relatou a descoberta da primeira partícula subatômica, o elétron. A partir de então, a palavra “átomo”, cujo significado em grego é “indivisível”, passaria a ser considerada uma contradição semântica.

Não tardaria para que Rutherford identificasse o núcleo atômico e lançasse a ideia da matéria constituída, predominantemente, por espaços vazios.

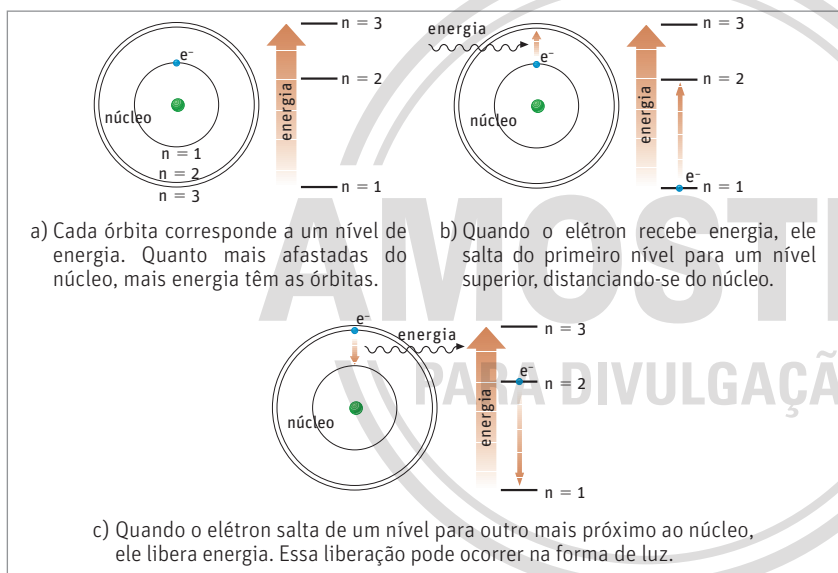
Seu modelo, proposto em 1911, foi rapidamente substituído pelo de Bohr, que, embora não refutasse as ideias centrais do anterior, oferecia explicações para o comportamento dos elétrons na eletrosfera. A grande contribuição de Bohr foi estender para o átomo a hipótese da quantização da energia, elaborada por Max Planck, em 1900. De acordo com Planck, na natureza a energia é absorvida e liberada em pacotes, denominados *quanta* de energia.

É interessante constatar que as ideias de Thomson, Rutherford e Bohr foram apresentadas entre 1897 e 1913, um intervalo de tempo muito breve quando comparado ao modelo de Dalton.

O modelo atômico de Rutherford-Bohr

As ideias de Niels Bohr, que tiveram o apoio de Rutherford, resultaram em um aprimoramento do modelo para a estrutura do átomo, cujos princípios fundamentais são resumidos a seguir.

- Os elétrons ocupam determinados **níveis de energia** ou **camadas eletrônicas**.
- O elétron não pode ter energia zero, ou seja, estar parado no átomo.
- Em cada camada, o elétron possui energia constante: quanto mais próximo do núcleo, menor a energia do elétron com relação ao núcleo, e, quanto mais distante dele, maior a sua energia.
- Para passar de um nível de menor energia para um de maior, o elétron absorve uma quantidade apropriada de energia. Ao fazer o caminho inverso (do nível de maior para o de menor energia), ele libera energia. A quantidade que é absorvida ou liberada por um elétron corresponde exatamente à diferença entre um nível de energia e outro. Como existem apenas algumas órbitas possíveis, há somente alguns valores de energia – por isso a denominação **energia quantizada**.



Modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio. Representação em cores-fantasia e fora de escala.

Fonte de pesquisa: *Encyclopaedia Britannica*. 2016. Disponível em: <<http://global.britannica.com/science/atom?overlay=true&assemblyId=155372>>. Acesso em: 3 mar. 2016.

O modelo de Bohr e os espectros dos elementos

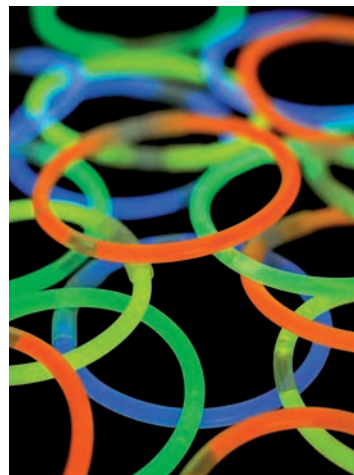
O modelo de Bohr explicava os espectros descontínuos dos elementos. Para ele, os elétrons que recebiam energia (proveniente do aquecimento ou de descargas elétricas) passavam para níveis de maior energia. Quando eles se encontravam nesses níveis, dizia-se que o átomo estava **eletronicamente excitado**. Ao retornarem ao estado de menor energia, denominado **estado fundamental**, acontecia a emissão de energia que poderia ocorrer sob a forma de luz.

Segundo Bohr, cada linha luminosa separada do espectro do hidrogênio indicava a energia liberada quando o elétron passava de um nível mais externo para outro mais próximo ao núcleo.

Ao considerar o átomo de hidrogênio composto de um núcleo que continha um único próton, em torno do qual havia um único elétron, Bohr calculou todas as linhas do espectro desse elemento, observando que os valores encontrados coincidiam com os obtidos experimentalmente no espectro descontínuo do hidrogênio.

SAIBA MAIS

Por que alguns objetos emitem luz no escuro?



Pulseiras luminescentes são exemplos de objetos que brilham no escuro.

Alguns tipos de interruptores de luz, brinquedos, pulseiras e colares distribuídos em festas parecem brilhar como se tivessem luz própria.

Trata-se do fenômeno da luminescência, que é visualmente atraente e desperta a curiosidade de pessoas de todas as idades. Na verdade, o que acontece é um processo de excitação eletrônica, seguido da emissão de luz na faixa do espectro visível.

A excitação eletrônica é promovida por uma fonte de energia externa. Ao retornar ao estado fundamental, pode ocorrer a emissão de luz na forma de **fluorescência** ou **fosforescência**.

De maneira simplificada, pode-se dizer que a diferença entre o fenômeno de fluorescência e o de fosforescência reside no tempo de emissão de luz.

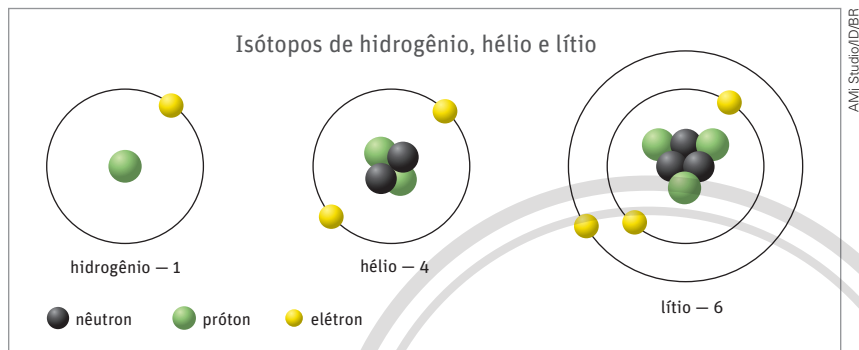
Na fluorescência, a emissão de luz cessa quando a fonte de energia é desligada. Na fosforescência, essa emissão pode durar horas (é o que acontece com o interruptor de luz no qual a luz visível possui energia suficiente para promover a excitação eletrônica).

Distribuição eletrônica em camadas ou níveis de energia

Bohr propôs que os elétrons se situam em níveis de energia, ou camadas eletrônicas – 1, 2, 3, 4, 5, 6 e 7 –, as quais também poderiam ser representadas pelas letras maiúsculas K, L, M, N, O, P e Q. A camada 1 (ou K) era a mais próxima do núcleo e de menor energia, e a 7 (ou Q), a mais distante e de maior energia.

A forma como os elétrons estão distribuídos ao redor do núcleo, em camadas ou níveis de energia, é denominada **distribuição eletrônica**.

A figura a seguir mostra a distribuição eletrônica para os átomos de hidrogênio, hélio e lítio.



Isótopos de hidrogênio, hélio e lítio. Representação em cores-fantasia e fora de escala.

Para cada elemento, as camadas (níveis) apresentam diferentes valores de energia de acordo com o número atômico e o número de elétrons presentes. É por isso que átomos de diferentes elementos apresentam espectros distintos.

A tabela a seguir mostra a distribuição eletrônica em níveis de energia de átomos neutros e íons de alguns elementos.

	K	L	M	N
${}_1\text{H}$	1			
${}_2\text{He}$	2			
${}_3\text{Li}$	2	1		
${}_6\text{C}$	2	4		
${}_{11}\text{Na}$	2	8	1	
${}_{11}\text{Na}^+$	2	8		
${}_{12}\text{Mg}$	2	8	2	
${}_{12}\text{Mg}^{2+}$	2	8		
${}_{15}\text{P}$	2	8	5	
${}_{17}\text{Cl}$	2	8	7	
${}_{17}\text{Cl}^-$	2	8	8	

Observe, na tabela acima, que a distribuição eletrônica começa pela camada K. O único elétron do átomo de hidrogênio (H) está situado nessa camada, bem como os dois do átomo de hélio (He).

Note que os elétrons do átomo de carbono (C) situam-se nas camadas K e L, enquanto os dos átomos de fósforo (P) e cloro (Cl) estão também localizados na camada M. Os átomos neutros e os íons mostrados na tabela não possuem elétrons na camada N.

Não é por acaso que a camada K comporta, no máximo, dois elétrons, e a camada L, oito elétrons. A distribuição eletrônica de átomos e íons segue algumas regras. É o que você vai ver a seguir.

A bioluminescência e o modelo de Rutherford-Bohr

O processo de emissão de luz dos vaga-lumes é denominado bioluminescência, que nada mais é do que uma emissão de luz visível por organismos vivos.

A bioluminescência também é observada em outras espécies de insetos, de algas, de peixes, de bactérias e de fungos.

Em todo o mundo existem aproximadamente 2 mil espécies de vaga-lumes, das quais cerca de quinhentas podem ser encontradas no Brasil, o país com maior diversidade desses insetos.

Assim como na luminescência, a bioluminescência é resultado de um processo de excitação eletrônica, cuja fonte de excitação provém de uma reação química que ocorre no organismo vivo.

De forma simplificada, podemos dizer que no organismo do vaga-lume existe uma substância responsável pela emissão de luz, denominada genericamente **luciferina**. Na presença de ATP (trifosfato de adenosina) e da enzima luciferase, a luciferina reage com oxigênio. A reação libera energia suficiente para formar o produto – oxiluciferina – no estado eletronicamente excitado, que emite luz ao retornar ao estado fundamental (estado de menor energia).

Critérios para prever a distribuição eletrônica

Devem ser considerados alguns critérios para que se possa fazer a distribuição dos elétrons nas eletrosferas de átomos e íons dos elementos que constituem a grande maioria das substâncias conhecidas. Esses critérios estão descritos a seguir.

Cada camada eletrônica ou nível de energia comporta um número máximo de elétrons, apresentados na tabela abaixo.

Camada eletrônica	K	L	M	N	O	P	Q
Nº máximo de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

Antes de efetuar a distribuição eletrônica, é preciso conhecer o número de elétrons. Para tanto, devemos consultar a Tabela Periódica, p. 105, e verificar o **número atômico**, que corresponde ao número de prótons presentes no núcleo do átomo. Quando o átomo é neutro, o número de elétrons é igual ao número atômico. No caso de íons, é preciso verificar também a carga deles. Observe que os íons Na^+ e Mg^{2+} são **isoeletrônicos**, isto é, apresentam o mesmo número de elétrons, ou seja, 10.

Os elétrons ocupam primeiramente as **camadas eletrônicas mais próximas do núcleo**, que correspondem aos níveis de menor energia. Quando uma camada está preenchida, eles passam a ocupar a seguinte. Verifique na tabela da página anterior as distribuições eletrônicas dos átomos de H, He, Li, C, Na, Mg, P e Cl e dos íons Na^+ , Mg^{2+} e Cl^- .

A última camada eletrônica de um átomo comporta, no máximo, 8 elétrons. Assim, se a última camada contiver um número de elétrons entre 9 e 18, devem-se deixar 8 nessa e passar os demais para as camadas seguintes.

Elemento	Camadas eletrônicas			
	K	L	M	N
$_{19}\text{K}$	2	8	8	1
$_{20}\text{Ca}$	2	8	8	2

Se a última camada contiver entre 19 e 32 elétrons, devem-se deixar 18 nessa camada e passar os demais para as seguintes.

Elemento	Camadas eletrônicas					
	K	L	M	N	O	P
$_{38}\text{Sr}$	2	8	18	8	2	—
$_{56}\text{Ba}$	2	8	18	18	8	2

EXERCÍCIO RESOLVIDO

21. Considere três elementos: $_{19}\text{X}$, $_{30}\text{Y}$ e $_{35}\text{Z}$.

- Quais são os nomes dos elementos X, Y e Z?
- Faça a distribuição eletrônica dos átomos de tais elementos.
- Dê o número de elétrons e sua distribuição nos íons X^+ , Y^{2+} , Z^- .

Resolução

- $_{19}\text{X}$ (elemento potássio — K); $_{30}\text{Y}$ (elemento zinco — Zn); $_{35}\text{Z}$ (elemento bromo — Br)
- $_{19}\text{X}$: 2 — 8 — 8 — 1; $_{30}\text{Y}$: 2 — 8 — 18 — 2; $_{35}\text{Z}$: 2 — 8 — 18 — 7
- X^+ : 2 — 8 — 8 (total de 18 elétrons); Y^{2+} : 2 — 8 — 18 (total de 28 elétrons); Z^- : 2 — 8 — 18 — 8 (total de 36 elétrons)

SAIBA MAIS

A regra para distribuição eletrônica é válida para todos os átomos?

A regra para a distribuição eletrônica em camadas, apesar de ser válida para os átomos e íons que formam a grande maioria das substâncias conhecidas atualmente, não consegue prever a distribuição de elétrons em todas as espécies químicas. O átomo de ferro ($_{26}\text{Fe}$) é um desses exemplos.

De acordo com esses critérios, sua distribuição seria:

$$2 - 8 - 8 - 8$$

De fato, se o átomo de ferro possuísse essa configuração eletrônica, a substância simples formada por esse átomo teria propriedades de um gás nobre (baixa reatividade), o que não ocorre.

Lembre-se de que esses critérios são baseados em um modelo científico que busca explicar como esses elétrons estão distribuídos nos átomos.

A configuração eletrônica aceita atualmente para o átomo de ferro é 2 — 8 — 14 — 2.

Você se lembra?

Determinação do número de elétrons dos íons

A carga elétrica de um íon corresponde ao balanço entre as cargas positivas (prótons: p^+) e as negativas (elétrons: e^-).

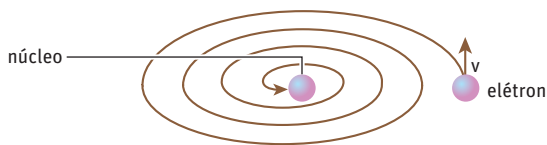
Cátions resultam da perda de elétron(s) do átomo neutro.

Na	Na^+
11 p^+	11 p^+
11 e^-	10 e^-
Carga	0 1+
Mg	Mg^{2+}
12 p^+	12 p^+
12 e^-	10 e^-
Carga	0 2+

Ânions resultam do ganho de elétrons do átomo neutro.

Cl	Cl^-
17 p^+	17 p^+
17 e^-	18 e^-
Carga	0 1-

22. A representação a seguir está relacionada com uma questão que intrigava os cientistas em relação ao modelo de Bohr. Qual era essa questão?



23. Defina espectro luminoso visível.
24. Leia as afirmativas abaixo e corrija as que não estiverem de acordo com o modelo atômico de Bohr.
- Os elétrons ao redor do núcleo ocupam determinados níveis de energia ou camadas eletrônicas.
 - De acordo com o modelo atômico de Bohr, todos os átomos de todos os elementos apresentam os mesmos níveis de energia.
 - A camada K é a de maior nível de energia, pois é a mais próxima do núcleo.
 - Se um elétron passa de uma camada para outra mais afastada do núcleo, há absorção de energia.
25. Como Bohr interpretou as linhas luminosas separadas do espectro descontínuo do hidrogênio?
26. Segundo Rutherford-Bohr, para um elétron do átomo de hidrogênio passar do primeiro para o terceiro nível de energia, ele deve absorver ou liberar energia? E para passar do nível 3 para o 1?
27. Um íon positivamente carregado apresenta a seguinte distribuição eletrônica:

Camada	K	L
Nº de elétrons	2	8

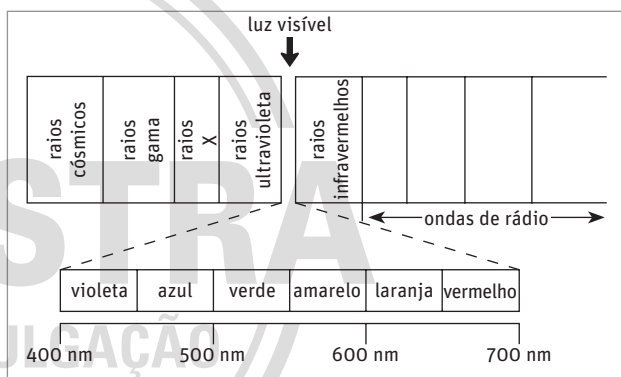
- Quantos prótons há no núcleo desse íon?
 - Qual o símbolo e o nome dele?
28. Quando a luz proveniente de uma lâmpada de neônio é dispersa através de um prisma, obtém-se um espectro descontínuo, o qual apresenta diferentes linhas descontínuas. Explique, em termos gerais, como se produz uma linha do espectro.
29. A principal contribuição do modelo atômico de Bohr é o reconhecimento de que os elétrons ocupam diferentes níveis de energia nos átomos. Quais dos fenômenos a seguir são explicados por esse modelo?
- O fenômeno de fluorescência.
 - O fenômeno de fosforescência.
 - Os espectros descontínuos dos elementos.
 - A existência de nêutrons no núcleo atômico.
30. O enxofre possui quatro isótopos: ^{32}S , ^{33}S , ^{34}S e ^{36}S . O mais abundante é o que contém 16 nêutrons no núcleo atômico.

- O que todas essas espécies têm em comum?
- Dê o número de massa do isótopo mais abundante.
- Represente em uma tabela a distribuição eletrônica, em camadas, do íon S^{2-} .

31. A frequência (ν) de uma onda eletromagnética é dada pela expressão $\nu = \frac{v}{\lambda}$, sendo v a velocidade em que a onda se propaga no espaço e λ o comprimento de onda. As ondas eletromagnéticas se propagam no vácuo (e no ar) à velocidade da luz, representada pela letra c (3×10^8 m/s).*

- As cores que podem ser percebidas pelo sistema visual humano correspondem a uma pequena faixa de frequências do espectro eletromagnético, representada no esquema abaixo.

A radiação emitida como resultado dessa transição eletrônica pode ser percebida pelo olho humano? Justifique. **Dado:** $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$



Representação do espectro eletromagnético.

- O esquema também mostra que as cores observadas estão associadas aos comprimentos de onda das radiações. Caso a radiação emitida por essa transição eletrônica ocorra na faixa do visível, qual será a coloração observada pelo olho humano?

32. Observe, nas fotografias abaixo, a coloração da chama quando átomos de diferentes elementos químicos são vaporizados em um bico de Bunsen. Como se explica a diferença de coloração emitida por átomos de diferentes elementos químicos?



As chamas adquirem colorações verde ou amarela durante a vaporização de íons sódio e cobre, respectivamente.

* O comprimento de onda indica o local onde a onda se encontra no espectro eletromagnético.

Atividade experimental

Teste de chama

Objetivo

Observar o comportamento de diferentes substâncias ao entrarem em contato com uma chama e relacioná-lo a um modelo atômico.

Material

- pedaços de fio de níquel-cromo (encontrados também em resistores elétricos) de 10 cm de comprimento, fixados em cabos de madeira
- pinça de madeira
- cristais de sulfato de cobre(II), cloreto de cálcio e cloreto de sódio
- 3 vidros de relógio ou pires de vidro
- fonte de calor que tenha chama azul (bico de Bunsen, chama de fogão ou de lamparina a álcool gel)
- fósforos
- esponja de aço
- béquer com ácido clorídrico diluído

Equipamentos de segurança

Avental de algodão com mangas compridas e óculos de segurança.

ATENÇÃO!

Manter os cabelos presos.



Materiais utilizados nesta atividade.

Procedimento

1. Limpe cuidadosamente o fio de níquel-cromo com uma esponja de aço e água corrente e, em seguida, prenda-o no cabo de madeira.
2. Acenda o bico de Bunsen seguindo as orientações de seu professor.
3. Em seguida, introduza o fio no béquer com ácido clorídrico diluído. Depois disso, encoste-o em um dos sais e coloque-o na chama. Observe e anote.
4. Esses procedimentos devem ser repetidos para os demais sais.

Resíduos

Os sólidos que não foram utilizados podem ser guardados em potes rotulados e usados em futuros experimentos. Limpe com cuidado o fio de níquel-cromo antes de guardá-lo. A esponja de aço pode ser jogada no lixo.

Análise e discuta

1. Descreva o que ocorre quando os compostos sólidos são aquecidos na chama do bico de Bunsen. Se julgar necessário, elabore uma tabela correlacionando as substâncias aquecidas com as observações experimentais.
2. Por que é necessário limpar o fio com a esponja de aço e lavá-lo na água antes de passá-lo pelo ácido a cada troca de substância?
3. Analise os modelos atômicos estudados e discuta qual deles justifica as observações realizadas neste experimento. Com base no modelo, sugira uma explicação para o fenômeno observado.
4. Correlacione os princípios envolvidos nas cores produzidas por fogos de artifício com as observações feitas com base nesta atividade experimental.

Quando necessário, consulte a Tabela Periódica da página 105 para responder às questões.

33. Nos séculos XIX e XX, cientistas propuseram modelos para a estrutura da matéria, os quais foram elaborados, principalmente, com base em dados experimentais. Associe esses dados aos modelos.

Modelos

- I. Esfera maciça indivisível.
- II. Esfera positivamente carregada contendo elétrons incrustados.
- III. Átomos constituídos por um núcleo positivamente carregado, onde toda a massa estaria concentrada. Elétrons ficam ao redor do núcleo, em uma região denominada eletrosfera.
- IV. Elétrons em órbitas circulares ao redor do núcleo; eles ocupam determinados níveis ou camadas de energia.

Dados experimentais

- a) Átomos de diferentes elementos apresentam espectros de emissão descontínuos característicos.
- b) Nas transformações químicas há uma proporção definida entre as massas de reagentes e de produtos envolvidos.
- c) Ao bombardear uma finíssima placa de ouro com partículas α , pesquisadores observaram que aproximadamente uma a cada 10 mil partículas colidia com a lâmina e voltava.
- d) Descoberta do elétron por Thomson ao provocar descargas de elevada voltagem em gases rarefeitos, no interior de um tubo de vidro.

34. Copie a tabela a seguir em seu caderno e complete-a.

Símbolo	$^{127}\text{I}^-$				$^{69}\text{Ga}^{3+}$
Prótons		37	18		
Nêutrons		41	22	16	
Elétrons				18	
Carga total		1+	0	2-	

35. O átomo de um elemento químico, ao perder dois elétrons, forma um cátion contendo 36 elétrons.
- a) Qual a carga elétrica do cátion formado?
 - b) Dê a distribuição eletrônica do cátion formado.
 - c) Quantos prótons há no núcleo desse elemento?
 - d) Dê o nome e o símbolo do cátion formado.
36. Observe as espécies a seguir.



Sobre elas é **correto** afirmar que:

- a) $^{23}_{11}\text{Na}$ e $^{24}_{12}\text{Mg}$ são isótopos, pois há 12 nêutrons em ambos os núcleos atômicos.
- b) Há 16 elétrons distribuídos em três camadas eletrônicas ao redor do núcleo atômico do ^{16}O .

- c) Ao ganhar um elétron, o átomo de sódio se transforma no cátion Na^+ .
- d) $^{24}_{12}\text{Mg}$ e $^{25}_{12}\text{Mg}$ são isótopos.
- e) Na eletrosfera do ^{25}Mg há um elétron a mais que na do ^{24}Mg .

37. O átomo de determinado elemento químico transforma-se em um ânion quando:

- a) ganha elétrons na eletrosfera.
- b) perde elétrons da eletrosfera.
- c) ganha nêutrons no núcleo.
- d) perde nêutrons do núcleo.
- e) seu número de prótons é igual ao de elétrons.

38. Considere os íons representados a seguir: $^{127}_{53}\text{A}^-$ e $^{48}_{22}\text{C}^{4+}$. É **correto** afirmar que:

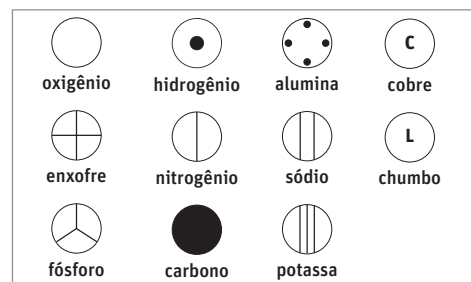
- a) o ânion A possui 74 nêutrons.
- b) o ânion A possui número de massa igual a 126.
- c) o cátion C possui 22 elétrons.
- d) o cátion C possui 48 prótons.
- e) o cátion C possui 30 nêutrons.

39. Leia o texto a seguir e observe os símbolos utilizados por Dalton. Depois, responda às questões.

[...] O modelo atômico de Dalton pode ser considerado o primeiro modelo científico. Embora alguns elementos químicos considerados por Dalton [...] sejam, na verdade, compostos, seu modelo é compatível com leis empíricas conhecidas na época, como as de Lavoisier e de Proust. A Lei de Proust diz essencialmente que, em uma reação química, seja ela qual for, as massas dos elementos envolvidos guardam entre si uma relação fixa. Claro está que esta lei não determina por si só a razão entre as massas dos átomos que formam os compostos, a menos que se conheça a relação entre os números de átomos no composto. Esta lei vale para todos os compostos, quaisquer que sejam seus estados físicos. [...]

CARUSO, F.; OGURI, V. A eterna busca do indivisível: do átomo filosófico aos quarks e léptons. Disponível em: <<http://scielo.br/pdf/qn/v20n3/4954.pdf>>. Acesso em: 3 mar. 2016.

Símbolos utilizados por Dalton:

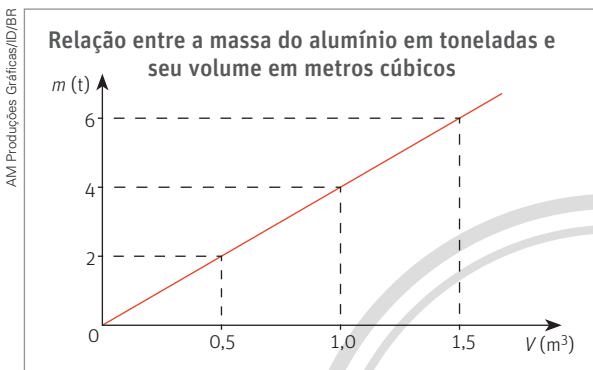


AIM Produções Gráficas/IDBR

- a) Equacione a reação entre hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2) para formar a água (H_2O) usando os símbolos de Dalton e os atuais.
- b) Qual simbologia você acha mais prática para representar uma reação química?

40. O alumínio não é encontrado na forma metálica na natureza. Geralmente está na forma de óxido de alumínio em um mineral chamado bauxita. A transformação do óxido de alumínio (Al_2O_3) em alumínio metálico (Al) se dá por eletrólise e é responsável pelo alto custo de produção desse metal.

O gráfico a seguir mostra uma relação entre a massa do alumínio metálico (em t) e o volume por ele ocupado (em m^3).



- a) Determine a massa aproximada de alumínio metálico correspondente a $1,5 m^3$ desse material.
- b) Calcule a densidade aproximada do alumínio metálico.
- c) Qual é o volume aproximado de alumínio metálico correspondente a 50 t desse material?
- d) Em 510 g de óxido de alumínio há 270 g de alumínio. Determine a porcentagem em massa de alumínio e de oxigênio no óxido.
- e) Indique o número de nêutrons de um átomo de alumínio que tem número atômico 13 e número de massa 27.
- f) Quantas camadas eletrônicas apresenta um átomo neutro de alumínio (${}_{13}Al$)?
- g) Qual é o número de elétrons do Al^{3+} ?
- h) Em determinada reação, 510 g de óxido de alumínio reagem com 1095 g de ácido clorídrico formando cloreto de alumínio e 270 g de água. Qual é a massa do cloreto de alumínio formado nessa reação?
- i) Qual é a massa de ácido clorídrico necessária para reagir com 2040 g de óxido metálico?
41. O níquel (Ni) foi descoberto em 1751 pelo mineralogista sueco Axel Fredrik Cronstedt. É encontrado na forma de Ni^{2+} em minerais como niclita, pentlandita, pirrolita e garnierita. Na forma metálica (Ni) é prateado, maleável e dúctil (pode ser transformado em fios). Tem densidade de $8,9 g \cdot cm^{-3}$, temperatura de fusão de $1\ 450\ ^\circ C$ e temperatura de ebulição $2\ 840\ ^\circ C$ (sob pressão de 1 atm). Seu número atômico é 28.
- O níquel é obtido e aplicado em revestimento de peças metálicas (niquelação) por eletrólise de uma

mistura em água de uma substância desse metal – cloreto de níquel(II).

- a) Dê o estado físico do níquel metálico a $2\ 000\ ^\circ C$.
- b) Qual é o número de elétrons do ${}_{28}Ni^{2+}$?
- c) A eletrólise de 130 g de cloreto de níquel(II), num processo de niquelação, forma 71 g de cloreto. Determine a massa de níquel metálico obtida.
- d) Qual é a porcentagem em massa de níquel metálico no cloreto de níquel(II)?
- e) Sabendo que um dos isótopos do ${}_{28}Ni$ apresenta 30 nêutrons, determine seu número de massa.
- f) Qual é a massa de $400\ cm^3$ de níquel metálico?
- g) Calcule o volume ocupado por 267 g de níquel metálico.

42. O carvão mineral é um combustível encontrado no subsolo e rico em carbono. Acredita-se que ele tenha se formado no período carbonífero da Era Paleozoica pelo soterramento de florestas. A madeira dessas florestas, submetida a alta pressão por milhões de anos e em condições anaeróbias, teria dado origem ao carvão, o qual forneceu praticamente todo o combustível que viabilizou a Revolução Industrial nos séculos XVIII e XIX.

O carvão é responsável por, aproximadamente, 6% da energia consumida no Brasil (ficando atrás somente do petróleo), sendo o combustível mais usado no planeta.

Esse mineral costuma se apresentar contaminado com enxofre, na forma de sulfeto de ferro. Por essa razão, sua queima produz dióxido de enxofre, que é um dos responsáveis pela formação de chuva ácida.

Um dos tipos de carvão mais ricos em carbono é o antracito (cerca de 90% de carbono). O carvão brasileiro apresenta, aproximadamente, 60% em massa de carbono e 2,5% em massa de enxofre.

- a) Na queima completa do carbono, essa substância reage com o oxigênio formando dióxido de carbono (CO_2). Se nessa reação 12 toneladas de carbono produzem 44 toneladas de dióxido de carbono, determine a massa de oxigênio consumida.
- b) A mistura de carvão e água é um sistema homogêneo? Por quê?
- c) Qual é a distribuição eletrônica do ${}_{6}C$?
- d) Qual é a massa aproximada de carbono presente em 20 toneladas de antracito?
- e) É possível estimar a idade de uma amostra de carvão pelo teor de carbono-14 (${}^{14}C$) que ela apresenta. Determine o número de nêutrons presentes no carbono-14.
- f) Por que o carvão é classificado como um combustível não renovável?

O despertar da radioatividade ao alvorecer do século XX

[...]

Os primeiros relatos sobre a radioatividade, devidos a Antoine-Henri Becquerel (1852-1908), foram feitos apenas alguns meses após a divulgação da existência dos raios X, feita por Wilhem Conrad Roentgen (1845-1923). A população e a mídia podiam perceber de imediato os efeitos desses últimos. Por exemplo, eles permitiam a visão interior do corpo humano por meio das radiografias, causando um impacto maior que a radioatividade, que não podia ser vista pelas pessoas.

[...]

Frederick Soddy (1877-1956), que realizou importantes pesquisas sobre as substâncias radioativas e a natureza dos isótopos, afirmava [...] que “a energia liberada na desintegração do rádio é quase que um milhão de vezes maior do que aquela obtida por uma mesma massa de matéria submetida a qualquer uma das transformações conhecidas anteriormente à descoberta da radioatividade”. Isso levou a uma onda desenfreada de entusiasmo e de esperança acerca desse elemento como a energia do futuro: iluminação, combustível para mover as máquinas das indústrias e a nascente frota automobilística e aquecimento eram exemplos de aplicações imaginadas para o rádio. A divulgação da descoberta do rádio e de suas propriedades (as manchetes relativas a ele geralmente ocupavam a página de rosto dos jornais, tal como já ocorrera com os raios X anos antes) fez com que as pessoas, já fascinadas quando do surgimento dos raios X, passassem a vê-la como um novo e encantador fenômeno. [...]

O grande interesse suscitado pela radioatividade levou ao aparecimento de “teorias” que visavam justificar a aplicação de terapias e a oferta dos mais diversos produtos com radioatividade adicionada, prometendo ao consumidor a satisfação de “haurir proveito da nova maravilha da ciência”. [...]

A beleza feminina foi um grande mercado para a radioatividade, como exemplificado numa propaganda [...] destinada às mulheres ávidas por beleza permanente. Em toda a linha de produtos – cremes, sabões, xampus, compressas, sais de banho... – garantia-se a presença de rádio autêntico e legítimo: “a maior ajuda da natureza para a beleza da mulher”. [...]

LIMA, R. S. et al. O despertar da radioatividade ao alvorecer do século XXI. Revista *Química Nova na Escola*, v. 33, n. 2, 2011. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc33_2/04-HQ10509.pdf?agreq=radioatividade&tagrep=jbcs,qn,qnesc,qnint,rvq>. Acesso em: 3 mar. 2016.



Public Health England/SPL/Lainstock

O elemento rádio foi muito usado em produtos de beleza. Foto de 2010.

[...]

Nos anos 1920, foram muito comuns propagandas de compressas e almofadas radioativas destinadas ao tratamento de artrite, neurite, asma, bronquite, insônia...

[...]

Com a utilização repetida da radiação por médicos e cientistas, os efeitos observados foram irritações e descamações cutâneas, queimaduras, cegueira e até mesmo formas cancerosas. [...]

O acúmulo de relatos se intensificou após o fim da I Guerra Mundial, e o emprego do rádio em produtos com radioatividade adicionada atingiu o ápice na década de 1920. [...]

[...]

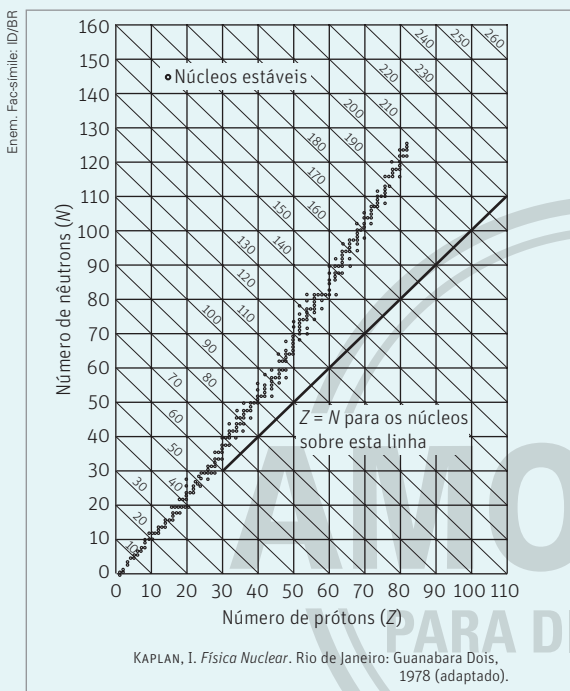
Decorridos cerca de 30 anos após os primeiros relatos sobre a radioatividade, os primeiros congressos de radiologia, os primeiros estudos científicos e as primeiras legislações trabalhistas mostravam uma nova forma de trabalhar com a radiação, traduzindo-se também no abandono paulatino das aplicações e práticas propostas no início do século XX.

PARA DISCUTIR

1. Quais as especulações sobre as possíveis aplicações da radioatividade quando de sua descoberta? Em que se baseavam? Elas se tornaram realidade?
2. Comente a cobertura da mídia em relação à descoberta da radioatividade, bem como a liberação do uso comercial desse elemento químico. O que poderia ter sido feito para evitar danos à saúde da população?
3. Em sua opinião, a radioatividade é benéfica ou não ao ser humano?

Quando necessário, consulte a Tabela Periódica da página 105 para responder às questões.

43. (Enem) Os núcleos dos átomos são constituídos de prótons e nêutrons, sendo ambos os principais responsáveis pela sua massa. Nota-se que, na maioria dos núcleos, essas partículas não estão presentes na mesma proporção. O gráfico mostra a quantidade de nêutrons (N) em função da quantidade de prótons (Z) para os núcleos estáveis conhecidos.



O antimônio é um elemento químico que possui 50 prótons e possui vários isótopos – átomos que só se diferem pelo número de nêutrons. De acordo com o gráfico, os isótopos estáveis do antimônio possuem

- entre 12 e 24 nêutrons a menos que o número de prótons.
 - exatamente o mesmo número de prótons e nêutrons.
 - entre 0 e 12 nêutrons a mais que o número de prótons.
 - entre 12 e 24 nêutrons a mais que o número de prótons.
 - entre 0 e 12 nêutrons a menos que o número de prótons.
44. (FGV-SP) O Brasil inaugurou em 2014 o Projeto Sirius, um acelerador de partículas que permitirá o desenvolvimento de pesquisa na área de materiais, física, química e biologia. Seu funcionamento se dará pelo fornecimento de energia a feixes de partículas subatômicas eletricamente carregadas: prótons e elétrons.

Portal Brasil. 2014. Disponível em: <<http://www.brasil.gov.br/ciencia-e-tecnologia/2014/02/>>. (Adaptado.) Acesso em: 29 mar. 2016.

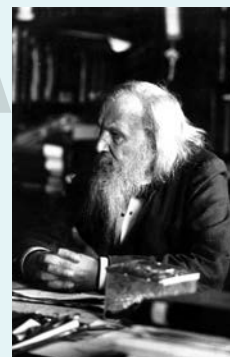
Na tabela, são apresentadas informações das quantidades de algumas partículas subatômicas para os íons X^{2-} e A^{2+} :

Carga da partícula	X^{2-}	A^{2+}
positiva	16	y
negativa	18	18

Nessa tabela, o nome do elemento X e o valor de y são, respectivamente,

- argônio e 16.
 - argônio e 20.
 - enxofre e 16.
 - enxofre e 18.
 - enxofre e 20.
45. (UFV-MG) Ao ganhar ou perder elétrons, os elementos químicos alcançam a configuração eletrônica de um gás nobre, completando o octeto.
- Com base nesse conhecimento, assinale a alternativa que apresenta espécies de elementos químicos com o mesmo número de elétrons:
- F^- , Cl^- , Br^-
 - Li^+ , Na^+ , K^+
 - F^- , Na^+ , Mg^{2+}
 - N, C, O
46. (CPS-SP) Leia o texto para responder à questão.

Mendeleev (1834-1907), sob a influência da sua segunda esposa, voltou-se para o mundo das artes, tornando-se colecionador e crítico. Essa nova paixão não deve ter sido considerada nenhuma surpresa, afinal, Mendeleev fez arte com a química, desenhando e manejando cartas que representavam os elementos, para ajudar na construção da Tabela Periódica. Sua visão da ciência já era um indício de que existia uma veia artística dentro dele. Certa vez, disse: “Conceber, compreender e aprender a simetria total do edifício, incluindo suas porções inacabadas, é equivalente a experimentar aquele prazer só transmitido pelas formas mais elevadas de beleza e verdade”.



Disponível em: <http://arweb.s3.amazonaws.com/vestibulinhoetec/gabarito/20147534/Prova_1modulo.pdf>. Acesso em: 6 abr. 2016

Na Química, as ideias ousadas e o gênio audacioso de Mendeleev renderam-lhe um merecido reconhecimento. Mas ele não se dedicou exclusivamente à Tabela Periódica. Já havia estudado a temperatura crítica dos gases e prosseguiu sua vida acadêmica pesquisando a expansão de líquidos e a origem do petróleo. Em 1955 o elemento de número atômico 101 ($Z = 101$) da Tabela Periódica recebeu o nome Mendelévio em sua homenagem.

<<http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/linha%20tempo/Mendeleev/quimica.html>>. Acesso em: 19 abr. 2016. (Adaptado.)

O elemento químico de número atômico 101 apresenta 15 radioisótopos identificados, entre eles os mais estáveis são: ^{258}Md e ^{260}Md .

- A diferença entre esses radioisótopos é de
- a) 2 prótons.
 - b) 2 elétrons.
 - c) 2 nêutrons.
 - d) 157 nêutrons.
 - e) 159 nêutrons.

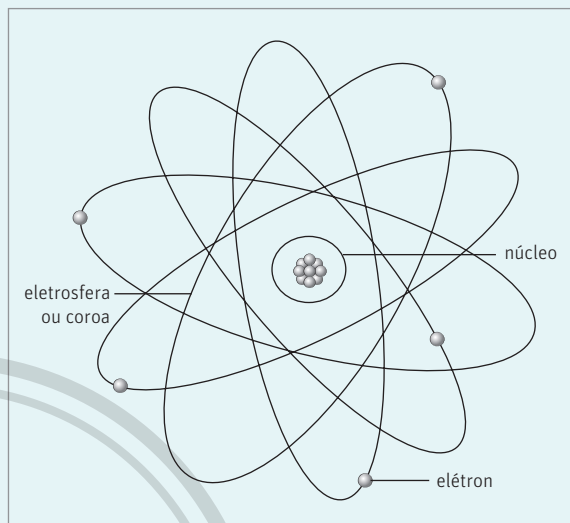
47. (UEPG-PR) Com relação às teorias atômicas, assinale o que for **correto**.

- (01) Thomson propôs que o átomo seria uma esfera de carga elétrica positiva, não maciça, incrustada de cargas negativas.
- (02) Dalton propôs que os átomos são esferas rígidas indivisíveis, que não podem ser criados nem destruídos.
- (04) Rutherford propôs um modelo de átomo conhecido como sistema planetário, onde os elétrons se mantêm em movimento circular ao redor do núcleo.
- (08) Bohr propôs entre seus postulados que os elétrons movem-se ao redor do núcleo atômico central em órbitas específicas, com energias definidas.
- (16) O salto de elétrons de um nível energético para outro também está entre os postulados de Bohr.

48. (Uece) Há cerca de dois mil e quinhentos anos, o filósofo grego Demócrito disse que se dividirmos a matéria em pedacinhos, cada vez menores, chegaremos a grãos indivisíveis, que são os átomos (*a* = não e *tomo* = parte). Em 1897, o físico inglês Joseph Thomson (1856-1940) descobriu que os átomos eram divisíveis: lá dentro havia o elétron, partícula com carga elétrica negativa. Em 1911, o neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) mostrou que os átomos tinham uma região central compacta chamada núcleo e que lá dentro

encontravam-se os prótons, partículas com carga positiva.

Atente à figura a seguir, que representa o núcleo e a eletrosfera do átomo.



Uece. Fac-símile: ID/BR

Com relação à figura, é **correto** afirmar que

- a) o núcleo é muito pequeno, por isso, tem pouca massa se comparado à massa do átomo.
- b) mais de 90% de toda a massa do átomo está na eletrosfera.
- c) considerando as reais grandezas do núcleo e da eletrosfera do átomo, se comparadas às suas representações na figura, o tamanho da eletrosfera está desproporcional ao tamanho do núcleo.
- d) a massa do núcleo é bem maior do que a massa da eletrosfera, cuja relação fica em torno de 100 vezes.

Para explorar

Leia

Gênio obsessivo: o mundo interior de Marie Curie, de Barbara Goldsmith. São Paulo: Cia. das Letras, 2006.

Livro que narra a trajetória de Marie Curie, uma das maiores cientistas de todos os tempos.

Curie e a radioatividade em 90 minutos, de Paul Strathern. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2000.

O livro traz um relato da vida de Marie Curie e de seu trabalho com a radioatividade.

Bohr e a teoria quântica em 90 minutos, de Paul Strathern. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 1999.

O autor aborda os avanços na Física e no conhecimento da estrutura atômica em razão das descobertas de Bohr.

Navegue

Instituto de Química da UFRGS

Entre nesse portal para compreender um pouco mais sobre a evolução dos modelos atômicos com base nas descobertas no campo da radioatividade. Disponível em: <<http://linkte.me/g8en3>>. Acesso em: 19 abr. 2016.

Instituto de Física Teórica da Universidade Estadual Paulista (Unesp)

A página traz informações sobre "a aventura das partículas" (modelo-padrão e evidências experimentais).

Disponível em: <<http://linkte.me/m4wv5>>. Acesso em: 19 abr. 2016.

Química Nova na Escola

Em seu artigo, o autor Carlos Filgueiras expõe resumidamente alguns aspectos históricos que antecederam e ajudaram a elaboração da Teoria Atômica de Dalton. Disponível em: <<http://linkte.me/hl3z5>>. Acesso em: 19 abr. 2016.

Classificação dos elementos e Tabela Periódica

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Evolução histórica da classificação dos elementos: das tríades à Tabela Periódica atual.

Propriedades químicas e físicas dos grupos da Tabela Periódica.

Propriedades periódicas e aperiódicas.



Assim como na organização de bibliotecas, livrarias ou sebos, a comunidade científica busca a organização e a classificação de seus objetos de estudo.

O que ocorreria se não houvesse um critério na organização do acervo de livros de uma biblioteca, de uma livraria ou de um sebo? Se os livros não estivessem catalogados e devidamente dispostos nas respectivas prateleiras, tanto o bibliotecário ou livreiro quanto o cliente certamente teriam grande dificuldade em encontrar determinado exemplar em meio a tantos outros. Será que há um único modo de organizar os livros para facilitar a vida de quem pretende encontrá-los ou as opções de organização podem considerar outros critérios?

Por meio de pesquisas e experimentações, os cientistas perceberam que muitos elementos químicos apresentavam propriedades químicas semelhantes, ou seja, comportavam-se de maneira parecida. Eles então procuraram agrupar os elementos de acordo com a semelhança de propriedades. Dessas tentativas surgiram os primeiros modelos de Tabela Periódica, uma ferramenta de estudo importante no universo da Química. Ela fornece informações de como os elementos químicos se comportam.

Neste capítulo, você vai estudar a evolução histórica da classificação dos elementos, como eles são dispostos e por que eles apresentam propriedades que se repetem periodicamente.

Evolução histórica da classificação dos elementos: das tríades à Tabela Periódica atual

Até o final do século XVIII, apenas 33 elementos químicos tinham sido descobertos. Entretanto, durante o século XIX, acompanhando o grande desenvolvimento tecnológico e industrial, o número de elementos químicos conhecidos praticamente triplicou – somente nas duas primeiras décadas daquele século foram descobertos 17 novos elementos, mais da metade de tudo o que fora descoberto até então. Esse ritmo acentuado de descobertas de elementos químicos levou à necessidade de buscar meios de agrupá-los de acordo com suas propriedades. Várias tentativas foram feitas, como você verá a seguir.

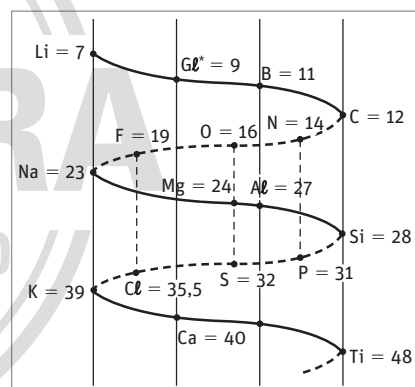
As tríades de Döbereiner

Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849), químico alemão, tentou estabelecer, em 1817, uma correlação entre a massa atômica e as propriedades de alguns elementos. Inicialmente, ele percebeu que cálcio, estrôncio e bário se apresentavam em ordem crescente de massa atômica e com propriedades químicas semelhantes. Em 1829, Döbereiner já havia registrado o mesmo comportamento para outros conjuntos de três elementos: cloro, bromo e iodo; lítio, sódio e potássio. A cada um desses conjuntos ele deu o nome de **tríade**.

Outros cientistas, contudo, perceberam que essas relações químicas se estendiam além das tríades. O maior mérito de Döbereiner foi tentar agrupar os elementos seguindo um critério lógico.

O parafuso telúrico de Chancourtois

O geólogo e mineralogista francês Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois (1820-1886) também fez tentativas de organizar os elementos. Em 1862, colocou-os em ordem crescente de massa atômica, em uma espiral conhecida como **parafuso telúrico***. Em cada volta do parafuso, elementos com diferença de, aproximadamente, 16 unidades de massa eram verticalmente alinhados. Chancourtois foi quem primeiro percebeu que as propriedades eram comuns a cada sete elementos. Por meio de seu parafuso telúrico, ele foi capaz de prever as fórmulas de diversas substâncias.



Representação do parafuso telúrico de Chancourtois. Os elementos químicos presentes em uma linha vertical (contínua ou tracejada) possuem propriedades semelhantes, como o lítio (Li), o sódio (Na) e o potássio (K).

Lei das Oitavas de Newlands

Em 1863, o químico inglês John Alexander Reina Newlands (1837-1898) reuniu 56 elementos em 11 grupos. Ele usou como base propriedades físicas semelhantes. Notou que existiam muitas propriedades similares em pares de elementos que diferiam em oito unidades de massa atômica. Essa observação resultou na Lei das Oitavas e levou Newlands a publicar, em 1864, sua versão da Tabela Periódica. No entanto, por associar as oitavas com intervalos de escala musical e por haver muitas exceções a essa “regra”, suas ideias não foram bem aceitas pela comunidade científica.

H 1	F 8	Cl 15	Co/Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt/Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Tl 53
Gl 3	Mg 10	Ca 17	Zn 25	Sr 31	Cd 34	Ba/V 45	Pb 54
Bo 4	Al 11	Cr 18	Y 24	Ce/La 33	U 40	Ta 46	Th 56
C 5	Si 12	Ti 19	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Hg 52
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di/Mo 34**	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro/Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51

Tabela Periódica proposta por Newlands em 1865. Os elementos conhecidos na época estão dispostos sequencialmente de 1 a 51, em ordem crescente de massa atômica. Portanto, a numeração ao lado de cada símbolo não indica a massa atômica, mas a sua ordem. Elementos químicos com propriedades semelhantes foram dispostos horizontalmente. Observe que alguns espaços na tabela são ocupados por dois elementos químicos, por exemplo, o cobalto (Co) e o níquel (Ni).

Fonte de pesquisa: TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R. C.; CHAGAS, A. P. Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos. *Química Nova*, São Paulo, v. 20, n. 1, fev. 1997. Disponível em: <http://www.scielo.br/scielo.php?pid=S0100-40421997000100014&script=sci_arttext>. Acesso em: 4 mar. 2016.

* Gl = 9, pois é quando o elemento Gl aparece pela primeira vez.

** Em 1885, foi descoberto que o elemento químico conhecido como *didimium* (Di) era na verdade uma mistura de dois outros elementos químicos, praseodímio (Pr) e neodímio (Nd).

A Tabela de Mendeleiev

O químico russo Dmitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907) é considerado “o pai da Tabela Periódica”. Em 1869, ele apresentou à comunidade científica correlações mais detalhadas entre a massa atômica dos elementos e suas propriedades, permitindo um melhor entendimento da periodicidade dos elementos químicos.

Julius Lothar Meyer (1830-1895), cientista alemão, também organizou os elementos conforme as similaridades das propriedades físico-químicas. Porém, Mendeleiev leva os créditos por ter tido a grande ousadia de utilizar sua tabela para prever as propriedades de elementos que ainda não haviam sido descobertos.

Tabela Periódica de Mendeleiev de 1871								
Série	Grupo I — R ² O	Grupo II — RO	Grupo III — R ² O ³	Grupo IV RH ⁴ RO ²	Grupo V RH ³ R ² O ⁵	Grupo VI RH ² RO ³	Grupo VII RH R ² O ⁷	Grupo VIII — RO ⁴
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	--=44	Ti=48	V=51	Sr=52	Mn=55	Fe=56 Co=59 Ni=59 Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	--=68	--=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	--=100	Ru=104 Rh=104 Pb=106 Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	— — — —
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195 Ir=197 Pt=198 Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

Fonte de pesquisa: TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R. C.; CHAGAS, A. P. Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos. *Química Nova*, São Paulo, v. 20, n. 1, fev. 1997. Disponível em: <http://www.scielo.br/scielo.php?pid=S0100-40421997000100014&script=sci_arttext>. Acesso em: 19 abr. 2016.

Nessa versão da tabela de Mendeleiev, o cientista organizou os elementos químicos em termos da massa atômica e da reatividade, em que R²O, RO, R²O³, RH⁴, etc. indicavam a proporção do elemento (R) e o oxigênio (O) ou o hidrogênio (H) em uma substância. Note que, naquela época, os índices da quantidade de átomos em uma fórmula química eram posicionados na parte superior do símbolo, ou seja, a fórmula atual da água (H₂O), por exemplo, era representada por H²O.

Os elementos que formavam duas substâncias diferentes eram indicados entre parênteses. Por exemplo, o cobre (Cu) formava substâncias de fórmula CuO⁴ e Cu²O.

Cada traço (—) na tabela indica um elemento químico. Aqueles com o símbolo de igualdade (por exemplo, — = 72) eram elementos desconhecidos na época, cujas propriedades físicas e químicas Mendeleiev previu.

Na Tabela de Mendeleiev, os elementos foram organizados em ordem crescente de massa atômica, em filas horizontais. Nas colunas estavam localizados elementos com propriedades semelhantes. Isso permitia a previsibilidade de propriedades para elementos ainda não conhecidos, o que ocasionou a existência de lacunas em sua tabela. Suas previsões foram confirmadas com a descoberta desses elementos.

Em 1913, o físico inglês Henry Moseley determinou o número atômico de diversos elementos por meio de experimentos feitos com raios X. Suas descobertas foram importantes porque levaram à conclusão de que os elementos deveriam ser ordenados por ordem crescente de número atômico, e não de massa atômica, como havia sido proposto por Mendeleiev.

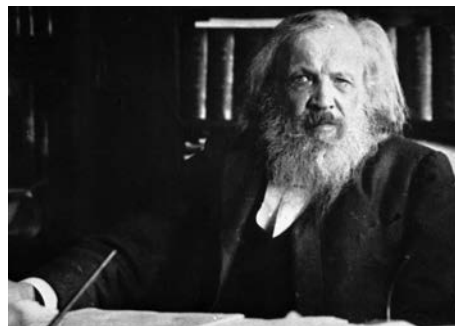
O pai da Tabela Periódica

Dmitri Mendeleiev dedicou-se a vários estudos e pesquisas nas áreas de Química e Física. Seu mais famoso trabalho é o ordenamento periódico dos elementos químicos.

Em sua tentativa de formular uma tabela de elementos, Mendeleiev fez um catálogo dos elementos conhecidos, utilizando fichas para o registro de cada um deles. Nessas fichas ele anotou os dados representativos das propriedades físico-químicas e também a massa atômica dos elementos conhecidos.

Para organizar seus registros, ele colocou os elementos em ordem crescente de massa e percebeu que algumas propriedades se repetiam em determinada sequência, podendo ser previstas. Essa previsibilidade de propriedades foi o grande diferencial na Tabela de Mendeleiev.

Lothar Meyer, químico alemão, também leva os créditos pelo conceito de periodicidade. Trabalhando independentemente, ambos chegaram à mesma conclusão sobre as correlações entre massa atômica e propriedades. No entanto, Mendeleiev publicou primeiro seus resultados, no ano de 1869.



Mendeleiev, São Petersburgo, Rússia, em 1904.

Blumbach F./RIA Novosti/AFP

A descoberta de dois elementos da Tabela Periódica

A cientista Ida Eva Noddack (1896-1978) trabalhou nas áreas de Química e Física. Ela e o marido, o cientista Walter Noddack (1893-1960) se empenharam em descobrir dois elementos previstos por Mendeleiev: os de número 43 e 75. Eles descobriram o elemento Rênio (o de número 75), assim chamado por fazer referência à região na qual Ida nasceu, perto do rio Reno.

Além da pesquisa sobre os elementos da tabela periódica, Ida foi pioneira no conceito de fissão nuclear.

Apesar de importantíssimos, os estudos do casal foram ignorados por muitos cientistas em razão de uma mulher ter atuado nas pesquisas.



Ida e Walter Noddack em foto de 1927.

BPK/Willy Römer/Ullstein Bild/Getty Images

Fontes de pesquisa: Universidade Federal de Campina Grande (PB). Disponível em: <<http://www.dec.ufcg.edu.br/biografias/IdaENodd.html>>; *Encyclopaedia Britannica*. Disponível em: <<http://global.britannica.com/biography/Ida-Noddack>>. Acessos em: 4 mar. 2016.

1. Em sua opinião, a mulher atualmente ainda é discriminada no meio científico? O trabalho realizado por uma mulher pode ser ignorado como na época de Ida Eva?

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Em um fragmento de uma Tabela Periódica encontramos:

Símbolo	Al	Si	P
Massas atômicas aproximadas	27	28	31
Fórmulas de seus compostos	Al ₂ O ₃	SiH ₄	PH ₃

Símbolo	X	Ti	V
Massas atômicas aproximadas	?	48	51
Fórmulas de seus compostos	?	TiH ₄	VH ₃

Símbolo	Y	Z	As
Massas atômicas aproximadas	68	72	75
Fórmulas de seus compostos	?	?	AsH ₃

- Qual deve ser a fórmula da substância resultante da combinação de X com oxigênio (O)?
- Qual deve ser a fórmula da substância resultante da combinação de Z com hidrogênio?
- Qual deve ser, aproximadamente, a massa atômica de X?

Resolução

- A substância resultante da combinação de X com oxigênio deve ser semelhante à fórmula da substância resultante da combinação de Al com O: X₂O₃.
- A fórmula da substância resultante da combinação de Z com hidrogênio deve ser semelhante à fórmula da substância resultante da combinação de Si com H: ZH₄.
- A massa atômica de X deve corresponder, aproximadamente, à média aritmética das massas atômicas de Al e Y: 47.

A Tabela Periódica atual

Atualmente, o sistema periódico é resultado de um processo histórico iniciado com a suposição de que a classificação dos elementos químicos devia obedecer a critérios relacionados às semelhanças entre eles.

Observe a Tabela Periódica da página seguinte. Nela, os elementos químicos estão dispostos, da esquerda para a direita, em ordem crescente de números atômicos. O posicionamento de cada elemento é determinado por linhas verticais (colunas) e horizontais.

Uma **linha vertical** ou coluna na Tabela Periódica corresponde a uma **família** ou **grupo** de elementos químicos que apresentam uma regularidade na variação de propriedades físicas e químicas e, no caso dos grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18, a última camada com mesmo número de elétrons.

Antigamente, a nomenclatura em famílias era mais usual. No entanto, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac) propôs o uso da nomenclatura em grupo.

O sistema periódico apresentava dois tipos diferentes de grupos: o dos **elementos representativos** e o dos metais localizados na região central da Tabela Periódica.

Os elementos representativos eram indicados pela letra A (famílias 1A até zero) e hoje correspondem aos grupos 1, 2 e 13 a 18.

Os elementos de transição, por sua vez, compunham as famílias representadas pela letra B (famílias 1B até 8B), que correspondem atualmente aos grupos de 3 a 12. Os **lantânídeos** e os **actinídeos** são conhecidos como **elementos de transição interna** e estão abaixo do corpo principal da tabela.

Há um total de dezoito grupos (ou famílias) na Tabela Periódica, e alguns desses grupos têm nomes especiais, como mostra o quadro seguinte.

Grupo	Nomes usuais para alguns grupos
1	metais alcalinos (têm 1 elétron na camada de valência)
2	metais alcalinoterrosos (têm 2 elétrons na camada de valência)
13	grupo do boro (têm 3 elétrons na camada de valência)
14	grupo do carbono (têm 4 elétrons na camada de valência)
15	grupo do nitrogênio (têm 5 elétrons na camada de valência)
16	calcogênios (têm 6 elétrons na camada de valência)
17	halogênios (têm 7 elétrons na camada de valência)
18	gases nobres (têm 8 elétrons na camada de valência, com exceção do hélio, que tem 2 elétrons nessa camada)

Uma **linha horizontal** na Tabela Periódica indica um **período** de elementos químicos. O número do período corresponde ao número de camadas eletrônicas preenchidas para cada átomo.

Veja, na página ao lado, a organização dos elementos químicos na Tabela Periódica atual.

SAIBA MAIS

Iupac e nomenclatura

Na antiguidade, os elementos químicos eram nomeados sem uma regra. Muitos nomes vieram do latim e, inclusive, inspiraram os símbolos atômicos, como é o caso do ouro (Au, de *aurum*).

Houve ocasiões históricas em que ao mesmo elemento eram atribuídos nomes diversos. Isso ocorria em casos de descoberta simultânea do elemento por pesquisadores diferentes ou quando havia incerteza sobre determinada descoberta. O elemento 41, por exemplo, ficou mais de 150 anos sem aprovação.

Desde 1947 até os dias atuais, a responsabilidade de dar nomes aos elementos e decidir os símbolos deles é da União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac). Após a avaliação da Iupac, o elemento 41, que era chamado de columbium na América e nióbio na Europa, foi finalmente consolidado como nióbio.

A Iupac é uma organização científica e não governamental, sem fins lucrativos, que promove discussões e, principalmente, estabelece normas globais para definições, representações simbólicas, nomenclatura e outros aspectos relacionados à Química.



Columbita, minério de nióbio.

Fabio Colombrini/Museu de Geociências da USP, São Paulo

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

- metais alcalinos
- metais alcalinoterrosos
- metais de transição
- lantanídeos
- Hidrogênio
- sólidos
- líquidos
- actínídeos
- outros metais
- não metais
- gases nobres
- elementos novos
- gases
- sintéticos

número atômico
Símbolo
nome
massa atômica

1 (1A)	2 (2A)	3 (3B)	4 (4B)	5 (5B)	6 (6B)	7 (7B)	8 (8B)	9 (8B)	10 (8B)	11 (1B)	12 (2B)	13 (3A)	14 (4A)	15 (5A)	16 (6A)	17 (7A)	18 (8A)
1 H Hidrogênio 1,008	2 He Hélio 4,003	3 Li Lítio 6,967	4 Be Berílio 9,012	5 B Boro 10,81	6 C Carbono 12,01	7 N Nitrogênio 14,01	8 O Oxigênio 16,00	9 F Flúor 19,00	10 Ne Neônio 20,18	11 Na Sódio 22,99	12 Mg Magnésio 24,31	13 Al Alumínio 26,98	14 Si Silício 28,09	15 P Fósforo 30,97	16 S Enxofre 32,07	17 Cl Cloro 35,45	18 Ar Argônio 39,95
19 K Potássio 39,10	20 Ca Cálcio 40,08	21 Sc Escândio 44,96	22 Ti Titânio 47,87	23 V Vanádio 50,94	24 Cr Cromo 52,00	25 Mn Manganes 54,94	26 Fe Ferro 55,85	27 Co Cobalto 58,93	28 Ni Níquel 58,69	29 Cu Cobre 63,55	30 Zn Zinco 65,38	31 Ga Germânio 69,72	32 Ge Germânio 72,63	33 As Arsênio 74,92	34 Se Selênio 78,97	35 Br Bromo 79,90	36 Kr Criptônio 83,80
37 Rb Rubídio 85,47	38 Sr Estrôncio 87,62	39 Y Írio 88,91	40 Zr Zircônio 91,22	41 Nb Níbio 92,91	42 Mo Molibdênio 95,95	43 Tc Tecnécio	44 Ru Rutênio 101,1	45 Rh Ródio 102,9	46 Pd Paládio 106,4	47 Ag Prata 107,9	48 Cd Cádmio 112,4	49 In Índio 114,8	50 Sn Estanho 118,7	51 Sb Antimônio 121,8	52 Te Telúrio 127,6	53 I Iodo 126,9	54 Xe Xenônio 131,3
55 Cs Césio 132,9	56 Ba Bário 137,3	Lantanídeos		73 Ta Tântalo 180,9	74 W Tungstênio 183,8	75 Re Rênio 186,2	76 Os Ósmio 190,2	77 Ir Írídio 192,2	78 Pt Platina 195,1	79 Au Ouro 197,0	80 Hg Mercúrio 200,6	81 Tl Tálio 204,4	82 Pb Chumbo 207,2	83 Bi Bismuto 209,0	84 Po Polônio	85 At Astato	86 Rn Radônio
87 Fr Frâncio	88 Ra Rádio	89-103 Actínídeos	104 Rf Rutherfordório	105 Db Dúbnio	106 Sg Seabórgio	107 Bh Bohrío	108 Hs Hássio	109 Mt Meitnério	110 Ds Darmstadório	111 Rg Roentgênio	112 Cn Copernício	113 Uut Ununtrium	114 Fl Fleróvio	115 Uup Ununpentium	116 Lv Livermório	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium
101 La Lantânio 138,9	102 Ce Cério 140,1	103 Pr Praseodímio 140,9	104 Nd Neodímio 144,2	105 Pm Promécio	106 Sm Samário 150,4	107 Eu Európio 152,0	108 Gd Gadolínio 157,3	109 Tb Térbio 158,9	110 Dy Dissprósio 162,5	111 Ho Hólmio 164,9	112 Er Érbio 167,3	113 Tm Túlio 168,9	114 Yb Ítérbio 173,0	115 Lu Lutécio 175,0	116 Yt Ítérbio 173,0	117 No Nobélio	118 Lr Laurêncio

Fonte de pesquisa: Versão de 8 de janeiro de 2016 da Tabela Periódica da Iupac. Disponível em: <http://old.iupac.org/reports/periodic_table/IUPAC_Periodic_Table-1May13.pdf>. Acesso em: 4 mar. 2016.

Notas:

- A massa atômica não é dada para os elementos cujos isotópos característicos não são encontrados em amostras da crosta terrestre.
- Para os elementos Cr e Ta são aceitas duas formas de grafia, Cromo ou Crômio e Tântalo ou Tântalo.

Classificação dos elementos químicos

Não há uma regra para a determinação dos nomes da maior parte dos elementos químicos. Muitos deles são tão antigos que nem se sabe exatamente a origem de seus nomes. Cada elemento é representado por um símbolo correspondente ao seu nome original. Por isso, é comum não haver correlação com os nomes em português.

Além dos nomes e dos símbolos, a Tabela Periódica também fornece outras características dos elementos. Cada quadrinho contém informações importantes sobre cada elemento, como, por exemplo, o número atômico, a massa atômica e, em algumas tabelas, a distribuição dos elétrons nas camadas.

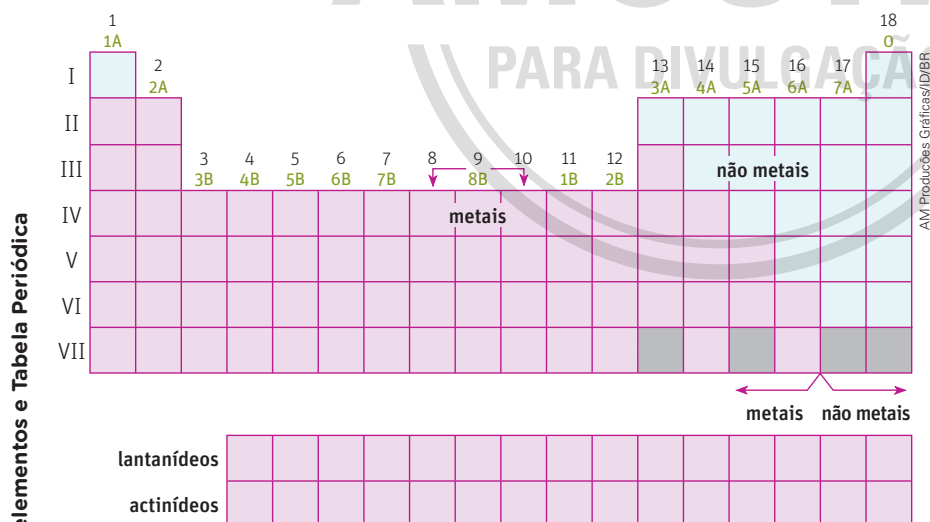
nome do elemento	número atômico	19	2 8 8 1
	Símbolo		
	elétrons nas camadas	POTÁSSIO	
	massa atômica	39,10	

Indicação dos elementos. Exemplo: informações sobre o potássio.

Há várias formas de classificar os elementos na Tabela Periódica. A mais simples é separá-los em **metais** e **não metais**. Os metais são sólidos nas condições ambientes, com exceção do mercúrio (Hg), que é líquido. Eles conduzem bem eletricidade e calor. Os não metais, por sua vez, são maus condutores de corrente elétrica e calor, exceto o carbono na forma de grafita, que é bom condutor de eletricidade e calor.

O hidrogênio, que é um não metal, não é considerado um metal alcalino porque possui propriedades químicas diferentes das dos demais elementos dessa família. Ele está localizado no grupo 1 porque possui somente um elétron na última camada.

Algumas classificações ainda apresentam os semimetais, que são elementos com propriedades intermediárias entre as dos metais e as dos não metais. No entanto, desde 1986 a Iupac não reconhece essa classificação.



Classificação dos elementos na Tabela Periódica.

Os **gases nobres** estão localizados no grupo 18, e até a década de 1960 acreditava-se que eram inertes, ou seja, que não eram capazes de se combinar com nenhum outro elemento. Porém, hoje são conhecidos alguns compostos nos quais os gases nobres participam. O primeiro composto de gás nobre a ser obtido foi o XePtF_6 , em 1962. Nesse mesmo ano foi obtido o XeF_4 .

Dos mais de cem elementos químicos conhecidos, noventa têm ocorrência na natureza. Os demais são artificiais, ou seja, produzidos pelo ser humano.

QUÍMICA E FÍSICA

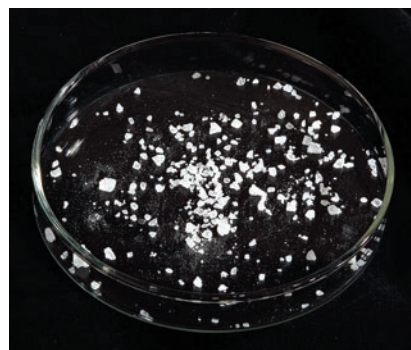
Cores e espectroscopia

No século XVII, o físico Isaac Newton (1643-1727) percebeu que a luz branca, ao incidir em um prisma, decompunha-se em sete cores. Essas são as cores que somos capazes de enxergar e, por isso, elas integram o que denominamos “espectro visível”.

No século XIX, o químico Robert Wilhelm Bunsen (1811-1899) e o físico Gustav Robert Kirchhoff (1824-1887) constatarem ser possível identificar elementos químicos por meio da luz. Quando aquecidos até a fase gasosa, cada elemento emitia luz em uma cor que lhe era característica, permitindo, assim, sua identificação.

Além das cores que podemos ver, há também aquelas que são invisíveis a olho nu. Assim, muitos átomos, quando aquecidos, emitem luz nessa faixa não visível. Essa propriedade dos elementos proporcionou o desenvolvimento de uma técnica conhecida por “espectroscopia”, a qual consiste em excitar um elemento e medir a energia emitida quando ele volta ao estado fundamental.

O uso dessa técnica foi importantíssimo para a descoberta de muitos elementos químicos. Ela também foi empregada para a descoberta do rubídio e do célio, de lantanídeos e dos gases nobres.



Cristais de XeF_4 . Este composto foi produzido pela primeira vez em 1962, na Inglaterra.

- Quais critérios foram usados por Döbereiner em sua tentativa de organizar os elementos químicos?
- Como se chama o modelo elaborado por Döbereiner e qual foi sua principal limitação?
- Explique o que significa o termo “parafuso telúrico” e qual a lógica envolvida nessa organização.
- Cite as principais características da Tabela Periódica proposta por Newlands.
- Qual é o significado das linhas e das colunas da Tabela de Mendeleiev?
- Por que a Tabela de Mendeleiev teve de sofrer algumas alterações?
- Na Tabela Periódica atual, encontre conjuntos de elementos que poderiam formar uma tríade.
- Utilize a tabela da página 101 e uma Tabela Periódica atual e compare as colunas e as linhas. Responda em qual caso as previsões de Newlands foram mais acertadas.
- Comente uma similaridade e uma diferença entre a Tabela de Newlands e a de Mendeleiev.
- De acordo com a organização de Mendeleiev, os elementos químicos eram ordenados na Tabela Periódica por ordem crescente de massa atômica. No entanto, após os experimentos realizados por Moseley com raios X, os elementos passaram a ser ordenados por ordem crescente de número atômico. Com base nessas informações, responda:
 - Qual é a diferença entre número de massa e número atômico?
 - Qual deles é mais representativo da estrutura atômica? Por quê?
- Considere o quadro da página 102, que apresenta a Tabela Periódica de Mendeleiev. Observe que há lugares em que aparecem traços, indicando as lacunas deixadas pelo cientista para a inclusão de novos elementos. Compare-a com a Tabela Periódica atual e discuta quais seriam os elementos químicos mais adequados para serem encaixados nos espaços deixados em branco por Mendeleiev nas 6 primeiras linhas.
- Em relação à Tabela Periódica atual, responda:
 - O que indicam as colunas?
 - O que indicam as linhas?
 - Qual é a lógica seguida pela organização em colunas?
- A organização que corresponde ao número de camadas eletrônicas preenchidas está relacionada às famílias ou aos períodos?
- Procure na Tabela Periódica os elementos estrôncio, iodo, rádio e frâncio e diga o nome dos grupos nos quais cada um deles se encontra.
- Indique o número de elétrons que cada elemento do exercício anterior apresenta em sua camada de valência.
- Os metais são maioria na Tabela Periódica.
 - Liste propriedades características dos metais.
 - Cite cinco metais que estão em grupos distintos.
 - Dos metais exemplificados no item anterior, descreva as respectivas localizações.
- Os elementos colocados num mesmo grupo apresentam, em geral, propriedades semelhantes. Quais são os tipos de classe de elementos químicos existentes?
- Por meio da consulta à Tabela Periódica, indique quais seriam os átomos localizados nas coordenadas indicadas abaixo e classifique-os.
 - Grupo 1, período 3.
 - Grupo 2, período 3.
 - Grupo 15, período 2.
 - Grupo 18, período 3.
- Explique a similaridade dos três primeiros elementos do grupo 17 de acordo com a distribuição eletrônica.
- Faça a distribuição eletrônica dos três primeiros elementos do grupo 17 e indique o que eles têm em comum.
- Considere os dados de cinco elementos químicos.

	I	II	III	IV	V
número atômico (Z)	31	74	37	38	53

 - Escreva o símbolo de cada elemento químico e seu nome (utilize a Tabela Periódica).
 - Determine, com base na Tabela Periódica, o grupo e o período a que pertencem.
 - Classifique os elementos em questão como metais ou não metais.
- Faça a relação adequada entre as opções a seguir. Escreva as frases completas no caderno.
 - Elementos do mesmo grupo têm
 - O selênio e o oxigênio têm
 - O nitrogênio e o flúor têm
 - O potássio e o cálcio têm
 - Elementos no mesmo período têm
 - propriedades semelhantes.
 - mesmo número de camadas preenchidas.
 - propriedades não metálicas.
 - mesmo número de elétrons na última camada.
 - propriedades metálicas.

Propriedades químicas e físicas dos grupos da Tabela Periódica

Os cientistas sempre procuraram por regularidades na natureza. No século XIX, vários deles tentaram conceber um sistema de classificação no qual os elementos químicos fossem organizados de acordo com características semelhantes.

Como é abordado no início deste capítulo, a Tabela Periódica de Mendeleiev é organizada em linhas verticais (grupos) e linhas horizontais (períodos). Em um mesmo grupo estão presentes os elementos que apresentam regularidade na variação de propriedades físicas e químicas.

O número atômico é a propriedade que direciona a organização da Tabela Periódica. Para o átomo neutro de um elemento químico, o número de elétrons é igual ao seu número atômico.

A periodicidade de propriedades dos elementos depende de uma série de fatores e não pode ser atribuída isoladamente a uma única causa.

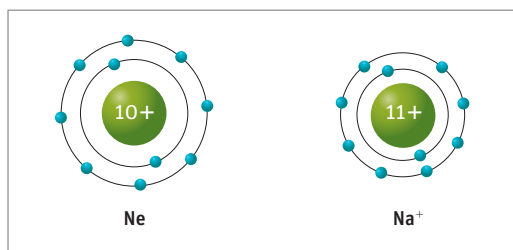
Para os elementos representativos, em um mesmo grupo a semelhança entre as propriedades pode ser atribuída à igualdade no número de elétrons em sua camada mais externa, chamada de **camada de valência**.

Contudo, não apenas os elétrons na camada de valência devem ser considerados. A força de atração entre o núcleo e esses elétrons da última camada é também um fator muito importante para a determinação das propriedades químicas. Assim, o número atômico é de grande importância para a definição das características de um elemento.

As propriedades dos elementos do sistema periódico estão relacionadas aos **elétrons na camada de valência** e ao **número atômico**. Em espécies isoeletrônicas de elementos diferentes, os núcleos apresentam diferentes números atômicos. Nessas espécies, o núcleo que contiver maior número de prótons atrairá mais fortemente os elétrons da camada de valência do que o núcleo que apresentar menor número atômico. Assim, espécies isoeletrônicas apresentam propriedades físicas e químicas diferentes.

Considere o cátion do sódio (Na^+) e o neônio (Ne), ambos com 10 elétrons. O Na^+ possui número atômico igual a 11 ($Z = 11$) e o Ne possui $Z = 10$. O núcleo do Na^+ atrai mais fortemente os elétrons, pois possui maior número de prótons.

Note, na figura abaixo, que os elétrons do Na^+ estão representados mais próximos do núcleo que os do Ne. Portanto, as propriedades dessas duas espécies isoeletrônicas são diferentes.



O Ne é isoeletrônico do Na^+ . Apesar de terem o mesmo número de elétrons (2 na primeira camada e 8 na de valência), o Ne e o Na^+ apresentam propriedades químicas e físicas distintas por causa da diferença de número atômico. Representação fora de escala e em cores-fantasia.

	Grupo 2: alcalinoterrosos	Grupo 17: halogênios
2º período	 Be ($Z = 4$)	 F ($Z = 9$)
3º período	 Mg ($Z = 12$)	 Cl ($Z = 17$)
4º período	 Ca ($Z = 20$)	 Br ($Z = 35$)
5º período	 Sr ($Z = 38$)	 I ($Z = 53$)

Observe que os elementos de um mesmo grupo têm igual número de elétrons na camada de valência. Os elementos do grupo 2 (alcalinoterrosos) apresentam 2 elétrons nessa camada, e os do grupo 17 têm 7 elétrons. Representação fora de escala e em cores-fantasia.

SAIBA MAIS

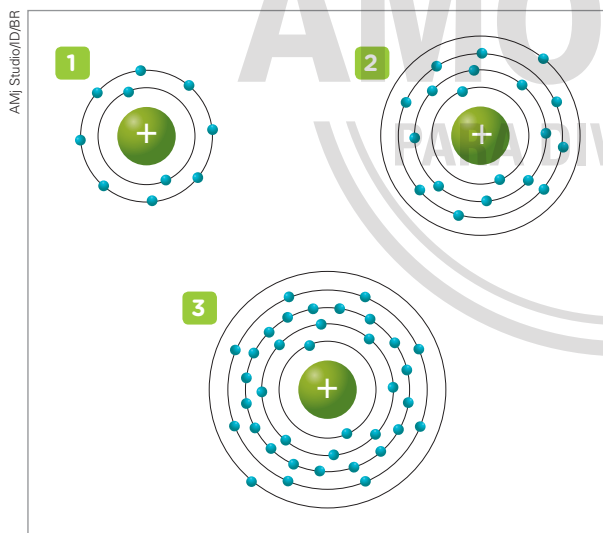
As propriedades dos isótopos

O químico inglês Frederick Soddy percebeu que átomos de diferentes massas podiam apresentar as mesmas propriedades químicas.

A isotopia foi inicialmente associada a átomos radioativos. Hoje, sabe-se também que ela está presente em átomos de elementos estáveis.

Das três partículas subatômicas estudadas (prótons, nêutrons e elétrons), pode-se dizer que o número de prótons corresponde à “impressão digital” do elemento químico, ou seja, as características de cada elemento são únicas em consequência do número atômico.

24. Como o número atômico (Z) se relaciona com o número de elétrons do átomo de um elemento químico na Tabela Periódica?
25. Por que alguns elementos são chamados de gases nobres?
26. Procure na Tabela Periódica elementos de um mesmo grupo e, em seguida, identifique as principais características entre eles. Faça o mesmo com elementos de outros dois grupos.
27. Localize na Tabela Periódica os elementos potássio, selênio, bromo e criptônio.
- Qual o símbolo desses elementos?
 - O que esses elementos têm em comum?
 - Destaque as principais diferenças entre esses elementos e classifique-os.
28. Indique os grupos e o número de elétrons existentes na camada de valência dos elementos carbono ($Z = 6$), bromo ($Z = 35$), rádio ($Z = 88$), cézio ($Z = 55$) e fósforo ($Z = 15$).
29. Observe as representações a seguir. Nelas são mostradas as camadas eletrônicas de três elementos químicos.



De cada um deles, indique:

- o símbolo e o número atômico;
 - o número de elétrons em cada nível.
30. Escreva a configuração eletrônica em camadas dos seguintes elementos:
- Magnésio (Mg): $Z = 12$
 Estrôncio (Sr): $Z = 38$
 Iodo (I): $Z = 53$
- Em seguida, com base na Tabela Periódica, classifique esses elementos em metais ou não metais.

Localize também o grupo e o período, na Tabela Periódica, em que cada um desses elementos se encontra.

31. Copie a tabela a seguir e complete-a, registrando o número atômico e o símbolo de cada um dos elementos indicados.

Elemento	Última camada	Elétrons na última camada	Z	Símbolo
1	M	1		
2	P	4		
3	N	8		
4	O	7		

32. Quando átomos perdem elétrons e formam cátions, o que acontece com o núcleo desses elementos? Explique.
33. Qual é o posicionamento do elemento químico cujo átomo é isoeletrônico do Mg^{2+} ? Diferencie essas espécies de acordo com suas propriedades químicas.
34. O íon X^{3+} é isoeletrônico do argônio ($Z = 18$). Consulte a Tabela Periódica e indique o grupo e a família a que pertence o elemento X.
35. Quando o cloro ganha um elétron, transforma-se no íon Cl^- . Indique:
- a configuração eletrônica do cloro ($Z = 17$);
 - a configuração eletrônica do Cl^- ;
 - o elemento isoeletrônico correspondente ao Cl^- na Tabela Periódica.
36. Copie a tabela a seguir e, com o auxílio de uma Tabela Periódica, complete-a a partir das informações encontradas.

Símbolo	$^{23}Na^+$	$^{31}P^{3-}$			^{197}Au
Prótons			9	28	
Nêutrons			10	31	118
Elétrons				26	79
Carga			1-		0

Propriedades periódicas e aperiódicas

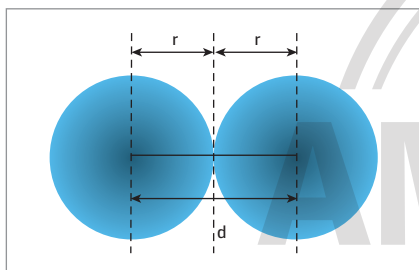
As propriedades **periódicas** dos elementos químicos são as que apresentam valores que crescem ou decrescem em determinados intervalos de números atômicos. Se não há regularidade nessas variações e os valores de uma propriedade só aumentam ou só diminuem com o aumento do número atômico, temos então uma propriedade **aperiódica**.

Raio atômico

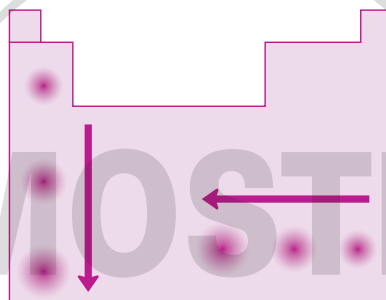
O raio atômico é uma propriedade periódica difícil de ser medida. Pode-se considerar que corresponde à metade da distância (d) entre dois núcleos vizinhos de átomos do mesmo elemento químico ligados entre si.

Em um **grupo**, o raio atômico tende a aumentar de cima para baixo (sentido em que aumenta também o número de camadas preenchidas da eletrosfera de um átomo).

Em um **período**, o raio atômico tende a aumentar da direita para a esquerda. Isso ocorre porque o número de prótons e elétrons aumenta para a direita. Logo, no lado direito do período, os átomos têm o mesmo número de camadas, maior número de prótons e elétrons e, portanto, a força de atração entre eles é maior. Isso provoca uma contração da eletrosfera e a consequente diminuição do raio atômico.



Raio atômico. Representação em cores-fantasia.



Variação do raio atômico na Tabela Periódica.

Resumindo: nos grupos, o raio atômico tende a aumentar com o aumento do número atômico. Nos períodos, ele tende a aumentar com a diminuição do número atômico. Essas variações nos grupos e períodos devem ser consideradas apenas tendências, pois não são válidas para alguns elementos químicos.

Raio iônico

Quando um átomo ganha ou perde elétrons, transforma-se em íon. Nessa transformação, há aumento ou diminuição das dimensões do átomo inicial.

Cátions: o raio do cátion é menor que o do respectivo átomo porque a saída de elétrons causa uma atração mais intensa entre o núcleo e os elétrons restantes, diminuindo o tamanho da eletrosfera e, conseqüentemente, o raio do íon.

Ânions: o raio do ânion é maior que o do átomo de origem porque o aumento da quantidade de elétrons diminui a intensidade de atração entre núcleo e elétrons. O acréscimo de elétrons aumenta a repulsão entre eles, o que provoca um aumento no tamanho da eletrosfera e, conseqüentemente, no raio do íon. Logo, de modo geral, tem-se:

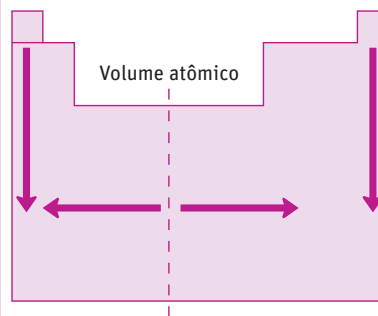
$$\text{raio do cátion} < \text{raio do átomo} < \text{raio do ânion}$$

Nas espécies **isoeletrônicas**, terá menor raio aquela cujo número atômico for maior, pois isso aumenta a atração entre prótons e elétrons, diminuindo o raio da espécie iônica.

SAIBA MAIS

Volume atômico e densidade

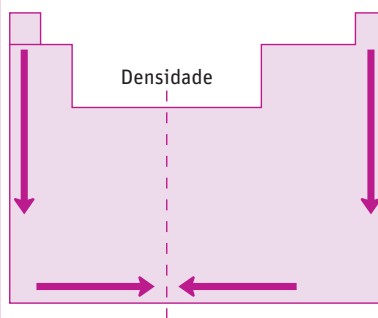
O volume atômico está relacionado ao espaço que determinado número de átomos de um elemento ocupa. Nos grupos, a variação do volume é semelhante à do raio atômico. Nos períodos, essa variação não é constante. Veja:



A densidade (d) é a relação entre sua massa (m) e o volume (V) por ela ocupado, ou seja,

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

Se o volume atômico aumenta e a massa não se altera, a densidade diminui. Nos grupos, apesar do aumento do volume, as massas geralmente aumentam em maior proporção e, por isso, a densidade também costuma aumentar.



Energia de ionização

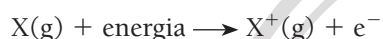
A maior ou menor facilidade com que o átomo de um elemento perde elétrons é importante para a determinação do seu comportamento. Um átomo (ou íon) em fase gasosa perde elétron(s) quando recebe energia suficiente. Essa energia é chamada **energia** (ou **potencial**) de **ionização**.

A energia de ionização pode ser medida em elétron-volt (eV) – energia necessária para retirar um elétron de um átomo neutro e isolado no estado gasoso.

$$1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Pode também ser medida em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, ou seja, a energia em kJ para ionizar $6,02 \times 10^{23}$ átomos (1 mol de átomos).

Energia de ionização é uma propriedade periódica que corresponde à energia mínima necessária que deve ser fornecida para que um átomo (ou íon) isolado em fase gasosa perca um elétron.



A **primeira energia de ionização** (E_{I1}) é aquela requerida para remover o primeiro elétron de um átomo isolado em seu estado gasoso.

A energia necessária para remover o segundo elétron é chamada **segunda energia de ionização** (E_{I2}), e assim por diante, para cada remoção eletrônica adicional.

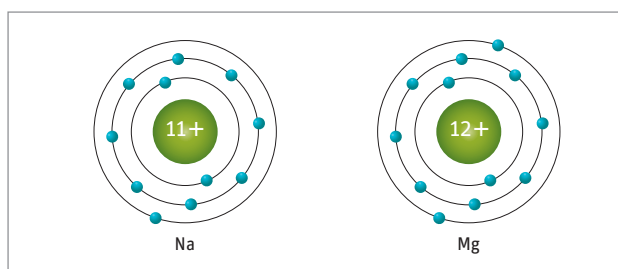
A primeira energia de ionização é sempre menor que a segunda. Esta, por sua vez, é sempre menor que a terceira, e assim por diante. Isso ocorre porque, com a perda de elétrons, o íon fica cada vez mais positivo e, portanto, passa a atrair os elétrons com mais força.

Observe, na tabela a seguir, os valores de energia de ionização dos elementos do terceiro período da Tabela Periódica. Para o sódio (Na), a E_{I1} é bem menor que a E_{I2} . Já para o magnésio (Mg), a sua E_{I2} é menor que a E_{I1} do sódio. Logo, é mais fácil remover o segundo elétron do magnésio que o do sódio.

Valores aproximados de energias de ionização sucessivas em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ para o terceiro período da Tabela Periódica

Elemento	E_{I1}	E_{I2}	E_{I3}
Na	496	4 562	6 910
Mg	738	1 451	7 733
Al	578	1 817	2 745
Si	786	1 577	3 231
P	1 012	1 903	2 912
S	1 000	2 251	3 361
Cl	1 251	2 297	3 822

Fontes de pesquisa: Chemicool (inglês). Disponível em: <<http://www.chemicool.com/elements/>>; Royal Society of Chemistry (inglês). Disponível em: <<http://www.rsc.org/periodic-table>>. Acessos em: 4 mar. 2016.



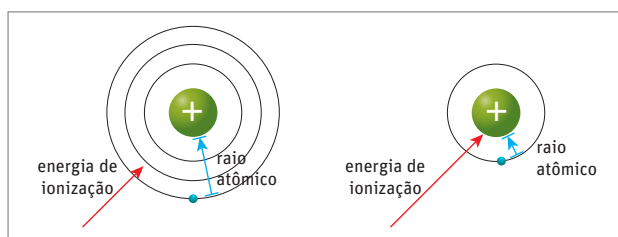
Representação do sódio e do magnésio. Fora de proporção e em cores-fantasia

Pela análise dos valores sucessivos para as energias de ionização de um elemento, é possível prever se ele tem facilidade em perder um elétron (e adquirir carga 1+) ou perder dois elétrons (e adquirir carga 2+), etc.

Analisando, por exemplo, a primeira e a segunda energias de ionização do sódio (veja a tabela), observa-se que sua segunda energia de ionização ($4562 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) é muito superior à primeira ($496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$). Isso indica que seria necessário fornecer muito mais energia para tirar dois elétrons do sódio do que para tirar apenas um. Os átomos de sódio, na natureza, são encontrados com carga 1+. O magnésio, por sua vez, tem as duas primeiras energias de ionização (respectivamente 738 e $1451 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) muito mais baixas que a terceira ($7733 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$). Esses valores permitem concluir que, para retirar três elétrons do magnésio, seria necessário fornecer uma energia relativamente alta. Por esse motivo, o magnésio é encontrado, na natureza, com carga 2+. Por apresentarem a primeira energia de ionização alta (da ordem de $1000 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), o fósforo, o enxofre e o cloro não são encontrados na natureza com carga positiva.

Os elementos representativos têm, em geral, tendência em adquirir a configuração eletrônica do gás nobre mais próximo. Alguns átomos adquirem essa configuração eletrônica perdendo elétrons, por terem energia de ionização baixa. Outros, para adquirir a configuração eletrônica do gás nobre mais próximo, precisam receber elétrons (esses elementos têm energia de ionização alta e são classificados como **ametais**).

Na Tabela Periódica, a primeira energia de ionização cresce de baixo para cima nos grupos e da esquerda para a direita nos períodos. Isso porque, quanto maior o raio atômico, menor é a primeira energia de ionização – maior raio atômico implica menor força de atração entre o núcleo e a camada de valência.



Energia de ionização *versus* raio atômico. Representação fora de proporção e em cores-fantasia.

Afinidade eletrônica (AE)

Os átomos podem **ganhar elétrons**, e esse processo ocorre, em geral, com liberação de energia.

Afinidade eletrônica é a energia liberada quando um átomo (isolado e no estado gasoso) recebe um elétron.



A afinidade eletrônica é difícil de ser medida (foram determinadas as afinidades eletrônicas apenas para alguns elementos químicos). Sua variação ao longo da Tabela Periódica, com algumas exceções, é semelhante à da energia de ionização, ou seja, cresce com a diminuição do raio atômico.

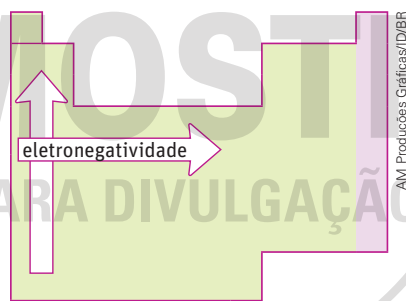
Eletronegatividade

Quando dois átomos estão ligados, há interação elétrica de atração entre os núcleos dos átomos e os elétrons da última camada de ambos. A eletronegatividade está relacionada à tendência do núcleo de um átomo a atrair os elétrons envolvidos numa ligação. Quanto maior for essa tendência de atração, maior será a eletronegatividade do elemento.

A **eletronegatividade** é, portanto, uma grandeza que corresponde à capacidade que o átomo de um elemento tem de atrair elétrons da ligação quando combinado com outro átomo. O átomo que atrai esses elétrons com mais intensidade é mais eletronegativo. Aquele que os atrai com menos intensidade é menos eletronegativo.

Na Tabela Periódica, a **eletronegatividade** (assim como ocorre com a energia de ionização) apresenta uma tendência a aumentar de baixo para cima em um grupo e da esquerda para a direita em um período.

Variação da eletronegatividade na Tabela Periódica. Os gases nobres estão em outra cor para destacar sua elevada dificuldade de se combinar com outros átomos.



AM Produções Gráficas/IDBR

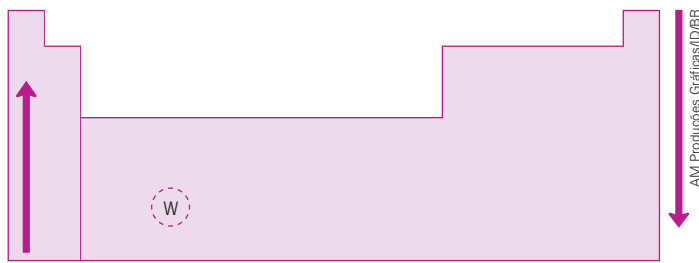
SAIBA MAIS

Temperaturas de fusão e ebulição

Como já vimos, a temperatura de fusão é definida como a temperatura em que determinado material passa do estado sólido ao líquido.

A temperatura de ebulição, por sua vez, corresponde à máxima temperatura em que um material pode existir na fase líquida sob determinada pressão.

Na Tabela Periódica, tanto nos grupos como nos períodos, a tendência de variação segue o esquema abaixo.



O tungstênio (W), elemento em destaque, é o metal de maior temperatura de fusão (3 422 °C).

AM Produções Gráficas/IDBR

A eletronegatividade

Linus Pauling (1901-1994) foi um dos maiores cientistas do século XX. Seus estudos abordaram diferentes temas, como as estruturas de proteínas e a disposição dos elétrons ao redor dos átomos.

As contribuições de Pauling também foram fundamentais nas pesquisas sobre as propriedades periódicas. Ele foi o primeiro cientista a descrever o fenômeno da eletronegatividade, conceituando-a como “a capacidade de um átomo de atrair elétrons para si”. Segundo ele, quanto mais eletronegativo é um elemento, mais facilmente os átomos que o compõem conseguem atrair os elétrons de outros átomos.

Pauling também propôs uma escala para a eletronegatividade, em que considera, para o cálculo, a energia de ligação de moléculas binárias isoladas (A-B, A-A e B-B). É por essa razão que a ilustração ao lado (Variação da eletronegatividade na Tabela Periódica) desconsidera os gases nobres, pois eles não se combinam entre si e, naquela época, não era possível produzir compostos formados por gases nobres.

Além de ter sido contemplado, em 1954, com um Prêmio Nobel de Química, Pauling também se destacou por seu envolvimento em causas humanitárias. Em 1962, ele recebeu o Prêmio Nobel da Paz por ser um ativista incansável contra a bomba atômica e outras atividades nucleares.



Linus Pauling (à frente) em manifestação de rua nos Estados Unidos contra a realização de testes nucleares. Washington (DC), 1962.

Emilio Segre Visual Archives/American Institute of Physics/SPL/Latinstock

37. Sobre o raio atômico, responda:
- O que é raio atômico?
 - Por que o raio atômico é considerado uma propriedade periódica?
38. Explique as tendências de aumento de raio atômico nos grupos e nos períodos da Tabela Periódica.
39. Para cada par de elementos químicos relacionado a seguir, descreva qual deles tem o maior raio atômico. Justifique sua resposta.
- Li ou N.
 - Sb ou Te.
 - Ca ou Co.
40. Observe os seguintes conjuntos de elementos.
- Como varia o raio atômico para C, Li e F?
 - E para Be, Sr e Ra?
41. Para cada uma das equações a seguir, identifique a propriedade relacionada.
- $A + \text{energia} \rightarrow A^+ + 1 \text{ elétron}$
 - $B + 1 \text{ elétron} \rightarrow B^- + \text{energia}$
42. Explique o fato de a E_{I_1} ser sempre menor que a E_{I_2} .
43. Consulte a Tabela Periódica para resolver as questões propostas nos itens **a** e **b**.
- Qual destes elementos possui energia de ionização mais baixa: Ba, Li, Cs, Mg, Sr ou Fr?
 - Coloque esses elementos em ordem crescente de energia de ionização.
44. Para cada par listado a seguir, qual elemento apresenta maior eletronegatividade?
- F e Na;
 - Ca e O;
 - Ba e I.
45. Qual energia de ionização é maior: a do sódio ou a do seu cátion? Por quê?
46. Determine qual destas espécies possui maior tamanho e justifique sua resposta.
- Um átomo de oxigênio (O).
 - Um íon óxido (O^{2-}).
 - Um íon oxigênio (O^+).
47. As energias de ionização para o carbono são apresentadas na tabela a seguir. O que se pode dizer de seus valores?

	Carbono
$E_{I_1} \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	1 086
$E_{I_2} \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	2 353
$E_{I_3} \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	4 620
$E_{I_4} \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	6 223
$E_{I_5} \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	37 831

Fonte de pesquisa: Royal Society of Chemistry. Disponível em: <<http://www.rsc.org/periodic-table/element/6/carbon>>. Acesso em: 4 mar. 2016.

48. Compare os valores para a E_{I_1} e a E_{I_2} dos elementos do grupo 1 da Tabela Periódica. Que tipo de observação se pode fazer?

	E_{I_1}	E_{I_2}
Li (kJ · mol ⁻¹)	520	7 298
Na (kJ · mol ⁻¹)	496	4 562
K (kJ · mol ⁻¹)	419	3 051
Rb (kJ · mol ⁻¹)	403	2 632
Cs (kJ · mol ⁻¹)	376	2 234
Fr (kJ · mol ⁻¹)	384	2 123

Fonte de pesquisa: Chemicool. Disponível em: <<http://www.chemicool.com/elements/>>. Acesso em: 27 nov. 2015.

49. Entre os elementos do terceiro período, qual deles tem maior raio atômico? Justifique.
50. “Afinidade eletrônica” e “energia de ionização” são propriedades periódicas.
- Qual a principal diferença entre essas duas propriedades?
 - De modo geral, como essas propriedades variam na Tabela Periódica?
51. Diferencie os termos “afinidade eletrônica” e “eletronegatividade”.
52. Coloque em ordem crescente de tamanho dos átomos os seguintes elementos pertencentes ao 4º período da Tabela Periódica: Se (Z = 34); Br (Z = 35); Ca (Z = 20); K (Z = 19).
53. Coloque em ordem crescente de ionização os metais alcalinoterrosos (elementos do grupo 2).
54. Resolva as questões propostas a seguir.
- Indique o número de elétrons na camada de valência e de níveis eletrônicos para os seguintes elementos: flúor, potássio, cálcio e enxofre.
 - Disponha esses elementos em ordem crescente de raio atômico.
55. As quatro primeiras energias de ionização do alumínio, em kJ/mol, são:
- $$E_1 = 578$$
- $$E_2 = 1 817$$
- $$E_3 = 2 744$$
- $$E_4 = 11 477$$

Fonte de pesquisa: Royal Society of Chemistry. Disponível em: <<http://www.rsc.org/periodic-table/element/13/aluminium>>. Acesso em: 27 nov. 2015.

Justifique, com base nas energias de ionização acima, a carga 3+ encontrada para o alumínio nas condições ambientes.

Atividade experimental

Propriedades periódicas e aperiódicas – construção e interpretação de gráficos

Objetivo

Elaborar e interpretar gráficos.

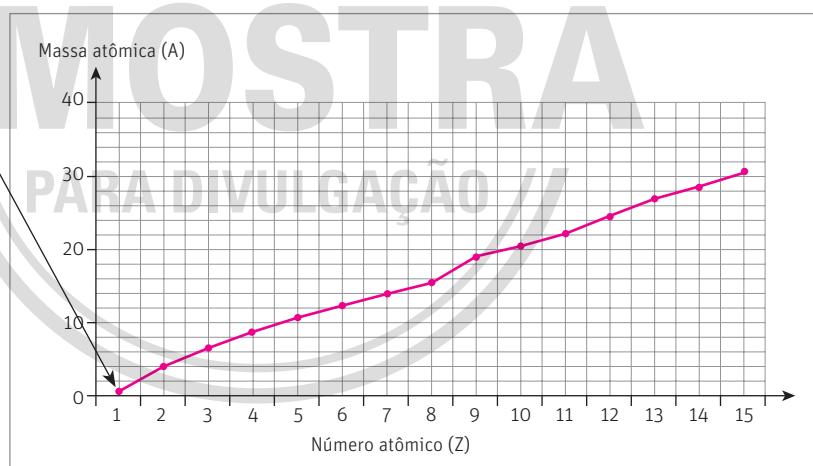
Material

- folha A4 de papel milimetrado
- lápis, borracha e régua
- tabelas de dados fornecidas pelo professor (a mostrada abaixo é apenas um exemplo).

Procedimento

1. Utilize uma das tabelas de dados fornecida pelo professor e localize os maiores e menores valores das grandezas que você usará para traçar seu gráfico.
2. Calcule a diferença entre o maior e o menor valor de cada grandeza. Esse será o número mínimo de unidades que deverá caber no eixo escolhido.
3. Divida as linhas de sua folha de papel de modo que todos os valores caibam nessa folha e inicie a marcação.

Z	A
1	1,0
2	4,0
3	6,9
4	9,0
5	10,8
6	12,0
7	14,0
8	16,0
9	19,0
10	20,2
11	23,0
12	24,3
13	27,0
14	28,1
15	31,0



Análise e discuta

1. Observe o seu gráfico e os dos colegas. Faça uma classificação dos gráficos pelo tipo de curva obtida como resultado.
2. Quais propriedades são representadas pelas curvas?
3. Qual é o significado da palavra “periodicidade”?
4. Qual(is) propriedade(s) representada(s) pelos gráficos pode(m) ser considerada(s) aperiódica(s), isto é, não é (são) afetada(s) pela mudança de período do elemento na Tabela Periódica?
5. Quais propriedades são periódicas? Por quê?
6. Quais motivos você considera importantes para que a tabela dos elementos químicos tenha a forma apresentada?

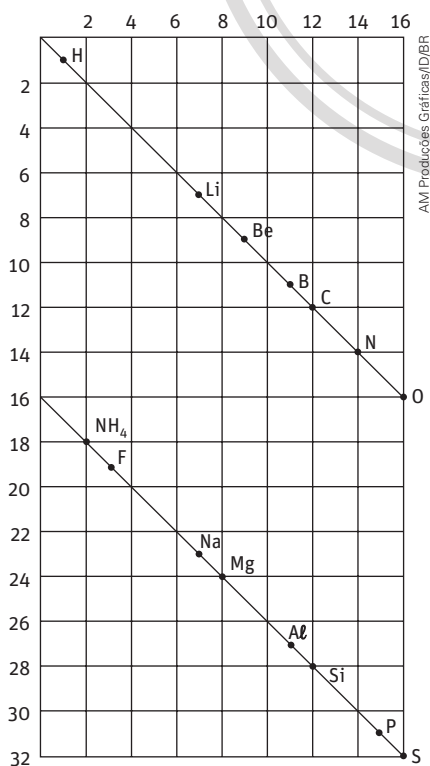
56. Considerando a disposição de Chancourtois dos elementos químicos então conhecidos (página 101) e que o cloreto de sódio (NaCl) é uma substância sólida e solúvel em água, dê as fórmulas do cloreto de potássio e do cloreto de lítio. Faça também uma previsão dos estados físicos e da solubilidade dessas substâncias em água.

57. Observe a tabela a seguir, proposta por Newlands.

H 1	F 8	Cl 15	Co/Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt/Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Tl 53
Gel 3	Mg 10	Ca 17	Zn 25	Sr 31	Cd 34	Ba/V 45	Pb 54
Bo 4	Al 11	Cr 18	Y 24	Ce/La 33	U 40	Ta 46	Th 56
C 5	Si 12	Ti 19	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Hg 52
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di/Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro/Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51

- Qual é a principal diferença entre a Tabela de Newlands e a Tabela Periódica atual?
- Na lista dos elementos de Newlands, qual grupo da Tabela Periódica está em falta?

58. Observe esta versão simplificada da Tabela de Newlands, já com os símbolos atuais, e responda às questões.



- Sabendo que os elementos nas diferentes colunas da Tabela de Newlands apresentam uma diferença de massa de 16 unidades, verifique se os elementos Be, Ca e Mg, da coluna vertical da Tabela de Mendeleiev, se encaixam no padrão.
- Nos dias atuais, como é chamada uma coluna de elementos?
- Qual é a característica que faz com que os elementos sejam colocados na mesma coluna?
- Qual elemento tem massa atômica 16 unidades superior à massa atômica do cálcio?

59. Observe a Tabela Periódica atual e verifique se a organização dela está de acordo com o critério estabelecido por Mendeleiev.

60. Você considera adequada a localização do elemento hidrogênio no grupo 1 da Tabela Periódica atual? Por quê?

61. Pesquise as principais semelhanças entre os elementos de cada grupo da Tabela Periódica.

62. Observe novamente a tabela do exercício 57.

- Compare a classificação de Newlands por linha e diga com qual coluna da Tabela Periódica atual cada uma delas mais se parece. Indique os elementos coincidentes.
- Qual das linhas da Tabela de Newlands é mais parecida com uma coluna da Tabela Periódica atual?

63. Faça a configuração eletrônica dos elementos Zn, Cd e Hg e verifique, com o auxílio de uma Tabela Periódica, em que período e grupo estão localizados esses metais.

64. O ferro é encontrado na natureza combinado com oxigênio ou com enxofre nas formas, respectivamente, de óxidos ou de sulfetos de ferro. Um dos minerais mais importantes para a siderurgia é a hematita, que contém predominantemente óxido de ferro(III) (Fe_2O_3). Nas usinas siderúrgicas, o cátion ferro(III) (Fe^{3+}) presente nesse mineral é transformado em ferro metálico (Fe), que entra na composição do aço.

Com base no texto e na Tabela Periódica, responda:

- Em que período está localizado o elemento químico classificado como metal?
- A qual grupo pertencem os elementos classificados como não metais?
- O texto menciona o cátion ferro(III) (Fe^{3+}) e o ferro metálico (Fe). Considerando essas duas formas, indique a quantidade de elétrons de cada uma delas.

65. Faça uma linha do tempo em que constem os principais avanços da Tabela Periódica.

66. Que tipo(s) de informação(ões) deve(m) ser fornecido(s) a respeito do átomo de um elemento químico para que se possam tirar conclusões sobre suas propriedades?
67. Os elementos lítio, potássio e cézio pertencem a um mesmo grupo da Tabela Periódica. Indique em que sentido ocorre a variação crescente de:
- raio atômico;
 - volume atômico;
 - densidade;
 - temperatura de ebulição.
68. Um átomo de um elemento M, pertencente à família dos metais alcalinoterrosos, está situado no 3º período e apresenta 12 nêutrons.
- Determine seu número atômico (Z) e seu número de massa (A).
 - Indique se seu raio atômico será maior ou menor que o átomo do elemento localizado acima no mesmo grupo.
 - Os metais alcalinoterrosos formam cátions com carga 2+. Indique se o raio iônico de um átomo desse grupo será maior ou menor que o raio atômico.
69. Considere os elementos berílio, oxigênio, flúor e neônio.
- Faça a configuração eletrônica e dê o número de elétrons na última camada de cada um desses elementos.
 - De acordo com a configuração obtida no item anterior, quais elementos têm maior tendência a ganhar ou a perder elétrons? Por quê?
 - Coloque esses elementos em ordem crescente de raio atômico.
 - Qual elemento é mais eletronegativo: berílio ou oxigênio? Justifique sua resposta.
70. Os itens **a**, **b** e **c** desta questão estão relacionados com os elementos potássio, cloro, enxofre e cálcio.
- De acordo com seus grupos na Tabela Periódica, qual é a carga de cada um desses elementos?
 - Qual deles tem menor energia de ionização?
 - Qual deles apresenta maior afinidade eletrônica?
71. Um cientista precisa estudar as propriedades do flúor. Porém, sua única fonte de informações é a Tabela Periódica. Quais propriedades o cientista pode deduzir a respeito do elemento em questão?
72. Veja a posição do magnésio na Tabela Periódica.
- De acordo com essa posição, qual seria o íon esperado para esse elemento?
 - Qual raio desse elemento é maior: o atômico ou o iônico? Justifique sua resposta.
- O magnésio tende ou não a atrair elétrons do elemento oxigênio? Por quê?
 - Em que sentido ocorre a variação crescente de energia de ionização do magnésio?
73. Os gases nobres são muito estáveis, ou seja, não têm tendência a ganhar nem a perder elétrons na presença de outros átomos. O que se pode afirmar sobre a energia de ionização e a afinidade eletrônica desses elementos?
74. O elemento X tem número atômico igual a 35.
- A que grupo e a que período deve pertencer esse elemento?
 - Qual tipo de íon ele pode formar?
 - O íon formado por X é isoeletrônico de qual metal do grupo 1A quando em sua forma iônica?
75. Analise as informações da tabela abaixo e responda às questões a seguir.

Elemento químico	Raio atômico (pm)	Elemento químico	Raio atômico (pm)	Elemento químico	Raio atômico (pm)
hidrogênio	37,5	boro	79,5	cálcio	197,4
lítio	152	alumínio	143,2	escândio	162
sódio	153,7	carbono	77,2	titânio	144,8
berílio	111,3	silício	117,6	vanádio	134
magnésio	159,9	nitrogênio	71	cromo	128
fósforo	110,5	oxigênio	60,4	manganês	127
enxofre	103,5	flúor	70,9	ferro	126
cloro	99,4	hélio	128	cobalto	125,3
argônio	174	potássio	227,2	níquel	124,6
cobre	127,8	zinco	134	gálio	122,1
germânio	122,5	arsênio	124,5	selênio	140
bromo	114,5	criptônio	189	rubídio	247,5

Fonte de pesquisa: Merck. Disponível em: <<http://pse.merck.de/merck.php?lang=EN>>. Acesso em: 4 mar. 2016.

- Consulte a Tabela Periódica da página 105 e construa um gráfico que relacione raio atômico e número atômico.
- No caderno, faça um esboço da Tabela Periódica e no lugar de cada símbolo coloque o valor correspondente ao raio atômico do elemento. Observe se há alguma regularidade na variação dessa propriedade entre os grupos e entre os períodos.
- Com base na resposta anterior e nos dados presentes na tabela, você classificaria o raio atômico como uma propriedade periódica ou aperiódica? Justifique sua resposta.

Tabela Periódica ganha quatro novos elementos químicos

A Tabela Periódica ganhou quatro novos elementos químicos, conforme anunciado pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac). Por enquanto, os elementos são identificados por nomes temporários e pelos números atômicos 113, 115, 117 e 118, mas deverão ganhar nomes e símbolos permanentes. A Iupac convidou os descobridores dos elementos do Japão, Rússia e Estados Unidos para apresentarem sugestões.

A Tabela Periódica é uma forma de organizar todos os elementos químicos conhecidos de acordo com suas propriedades e de mostrar algumas informações sobre eles. Com a tabela, é possível prever as características e propriedades desses elementos.

Os nomes e símbolos propostos serão verificados pela Divisão de Química Inorgânica da Iupac quanto a coerência, possibilidade de tradução para outras línguas e possibilidade de uso prévio em outros casos. Os novos elementos podem ser batizados, por exemplo, em referência a conceitos mitológicos, minerais, lugares ou países e até mesmo em homenagem a algum cientista.

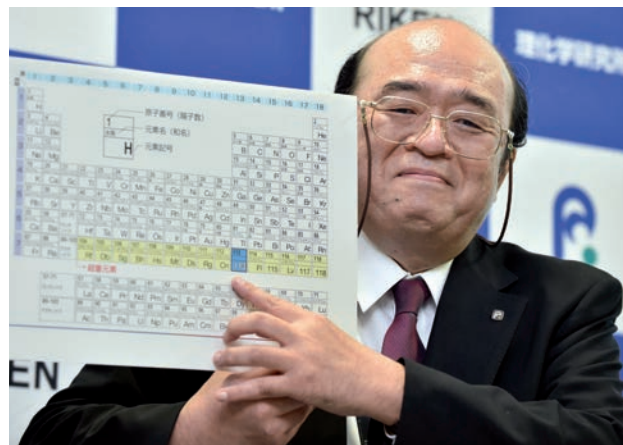
Após a aprovação da Divisão, os nomes e símbolos de duas letras serão apresentados para análise do público por cinco meses, antes do mais alto órgão da Iupac, o Conselho, tomar uma decisão final sobre os nomes que serão introduzidos na Tabela Periódica dos Elementos.

Os nomes e símbolos temporários são ununtrium (Uut-113), ununpentium (Uup-115), ununseptium (Uus-117) e ununoctium (Uuo-118).

Os números dos elementos correspondem aos números atômicos, ou seja, à quantidade de prótons que existem no núcleo desses elementos. Cada um dos elementos químicos que compõem o universo como o conhecemos é composto por pequenas partículas chamadas átomos, formadas por um núcleo – de prótons e nêutrons – orbitado por elétrons.

O elemento 113 foi descoberto pelo grupo colaborativo japonês Riken. Já os 115 e 117 foram descobertos por uma colaboração entre o Instituto Unido de Pesquisa

TOKARNIA, M. Agência Brasil. 2016. Disponível em: <<http://agenciabrasil.etc.com.br/pesquisa-e-inovacao/noticia/2016-01/tabela-periodica-ganha-quatro-novos-elementos-quimicos-0>>. Acesso em: 4 mar. 2016.



Cientista exhibe cópia da Tabela Periódica contendo o elemento químico 113, criado por japoneses do Instituto Riken. Foto de 2015.

28	29	30	31	32	33	34	35	36
Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
46	47	48	49	50	51	52	53	54
Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
78	79	80	81	82	83	84	85	86
Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
110	111	112	113	114	115	116	117	118
Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

Símbolos e nomes provisórios dos novos elementos químicos.

Nuclear em Dubna, Rússia, Laboratório Nacional Lawrence Livermore, na Califórnia, Estados Unidos, e Laboratório Nacional Oak Ridge, em Tennessee, Estados Unidos.

Os dois primeiros laboratórios foram também responsáveis pelo descobrimento do 118. Esses grupos serão responsáveis pelas sugestões dos nomes.

Artigos detalhando as descobertas serão publicados no início deste ano [2016] na revista científica *Pure and Applied Chemistry* (PAC), em tradução livre, Química Pura e Aplicada.

PARA DISCUTIR

1. Explique a importância do uso da Tabela Periódica pelos cientistas. Que informações eles podem obter ao consultá-la?
2. Os nomes provisórios dos quatro elementos descobertos são ununtrium, ununpentium, ununseptium e ununoctium. Eles fazem referência a uma informação importante que consta na Tabela Periódica. Que informação é essa?
3. Qual a sua opinião sobre os critérios adotados pela Iupac para a escolha dos nomes definitivos de novos elementos químicos? Por que é importante a participação do público nesse processo? Que outros critérios poderiam ser usados para a escolha desses nomes?

Elemento	Eletronegatividade (escala de Pauling)
I	3,16
II	0,93
III	1,31
IV	2,58

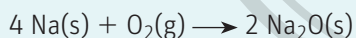
Um desses elementos é o cloro e outro é o enxofre, que estão representados, respectivamente, por:

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

84. (UFPE) A eletronegatividade e o raio atômico dos elementos são duas propriedades periódicas, e portanto importantes para a previsão das características químicas dos compostos. Os primeiros cinco elementos do grupo 2 (metais alcalinoterrosos) são: Be, Mg, Ca, Sr e Ba, em ordem crescente do número atômico. Com o aumento do número atômico ao longo do grupo, podemos afirmar que:

- a) a eletronegatividade e o raio atômico crescem.
b) a eletronegatividade cresce e o raio atômico decresce.
c) a eletronegatividade e o raio atômico decrescem.
d) a eletronegatividade decresce e o raio atômico cresce.
e) a eletronegatividade se mantém, enquanto o raio atômico cresce.

85. (UFRN) O sódio é uma substância extremamente reativa e perigosa, podendo pegar fogo em contato com o ar:



e reagir violentamente com a água:



É um elemento químico considerado essencial à vida humana. Quando combinado a outras substâncias, é utilizado, por exemplo, na produção de papel, de sabão e no tratamento de águas.

Considerando-se as propriedades periódicas do sódio, é **correto** afirmar que ele é um metal:

- a) alcalinoterroso, de alta afinidade eletrônica.
b) alcalino, de alta energia de ionização.
c) alcalino, de baixa afinidade eletrônica.
d) alcalinoterroso, de baixa energia de ionização.

86. (UFT-TO) Analise as proposições a seguir, com relação às propriedades periódicas dos elementos químicos:

- I. A eletronegatividade é a força de atração exercida sobre os elétrons de uma ligação, e relaciona-se com o raio atômico de forma diretamente proporcional, pois a distância núcleo-elétrons da ligação é menor.
- II. A eletroafinidade é a energia liberada quando um átomo isolado, no estado gasoso, captura um elétron; portanto, quanto menor o raio atômico, menor a afinidade eletrônica.
- III. Energia (ou potencial) de ionização é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo gasoso e isolado, em seu estado fundamental.
- IV. O tamanho do átomo, de modo geral, varia em função do número de níveis eletrônicos (camadas) e do número de prótons (carga nuclear).

É **correto** o que se afirma em:

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

Para explorar

Leia

A colher que desaparece: e outras histórias reais de loucura, amor e morte a partir dos elementos químicos, de Sam Kean. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2011.

O autor narra de maneira envolvente e engraçada curiosidades sobre cientistas e a trajetória das descobertas dos elementos químicos.

O sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da Química, de Paul Strathern. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2002.

Relato descontraído sobre a história dos elementos químicos, desde os físicos gregos até a fissão do átomo.

Navegue

Fundação Oswaldo Cruz (Fiocruz)

Nesta página, você pode explorar, de maneira descontraída, informações sobre os elementos em uma Tabela Periódica interativa, repleta de recursos visuais, como fotos e vídeos. Disponível em: <<http://linkte.me/pkxr0>>. Acesso em: 4 mar. 2016.

Tabela Periódica.org

Portal da Universidade Federal do Pampa (Unipampa). Fornece uma Tabela Periódica interativa, de fácil consulta, com informações relevantes sobre os elementos químicos. Disponível em: <<http://linkte.me/n8tu7>>. Acesso em: 4 mar. 2016.

7

Ligações químicas e geometria molecular

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Introdução ao estudo das ligações químicas.

Ligação iônica.

Ligação covalente.

Ligação metálica.

Estrutura espacial das moléculas.

A polaridade das ligações e das moléculas.



LolkaPhoto/Stock/Getty Images

As panelas de alumínio — um metal leve e bom condutor — são muito usadas no cozimento de diferentes tipos de alimentos. O açúcar e o sal de cozinha se comportam de forma bem diferente quando aquecidos.

A fotografia acima mostra um objeto muito usado para preparar diferentes tipos de alimentos: uma panela de alumínio. Se essa panela fosse feita de ferro, por exemplo, a pessoa que prepara as refeições teria mais dificuldade em manuseá-la em razão de ser composta de um material mais denso que o alumínio.

Em razão de algumas de suas propriedades, como condutibilidade térmica e elétrica, maleabilidade e baixa densidade, o alumínio é um metal muito utilizado na produção de panelas (e de outros objetos). Manusear panelas de alumínio exige menos esforço físico. Se possível, compare o peso de uma panela de ferro ou de um ferro antigo de passar roupas (esses objetos podem ser encontrados em antiquários) com o de uma panela de alumínio ou um ferro elétrico. A diferença é muito grande?

O sal de cozinha (cloreto de sódio) e o açúcar (sacarose) apresentam algumas propriedades em comum: à temperatura ambiente são sólidos, brancos, solúveis em água. No entanto, o sal de cozinha funde-se a temperaturas superiores a 800 °C. Já o açúcar, quando aquecido, decompõe-se, produzindo, inicialmente, caramelo e, depois, carvão e vapor de água. Que modelo seria adequado para explicar esse comportamento?

Em sua opinião, como a geometria da molécula de água (H_2O) pode estar relacionada com suas propriedades, como, por exemplo, a de dissolver muitas substâncias?

Os químicos associam as propriedades dos materiais às ligações entre os átomos que constituem suas unidades fundamentais. Quais são os tipos de ligação química estabelecidos entre os átomos? Como essas ligações estão relacionadas às propriedades dos materiais? É o que você vai descobrir ao estudar este capítulo.

Introdução ao estudo das ligações químicas

Com exceção dos gases nobres, encontrados como átomos isolados na natureza, os átomos dos demais elementos químicos geralmente se encontram combinados, dando origem a inúmeras substâncias químicas. A existência dessas substâncias indica uma tendência natural dos átomos: a de se combinarem uns com os outros.

As unidades fundamentais que compõem uma substância são constituídas por átomos ou íons unidos por meio de ligações químicas. Esses agrupamentos conferem propriedades distintas às substâncias.

Modelo do octeto e estabilidade dos gases nobres

A maioria dos átomos dos **elementos representativos** (elementos dos grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 e 17) tende a apresentar a camada de valência completa quando formam substâncias.

Essa tendência pode ser interpretada pelo **modelo do octeto**, elaborado a partir da observação de que apenas os átomos dos elementos pertencentes à família dos gases nobres são encontrados na natureza como átomos isolados, sem fazer ligação química. Além disso, os átomos de alguns elementos representativos apresentam, quando combinados, configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre, com a camada de valência completa.

Distribuição eletrônica dos gases nobres							
Gás nobre	Número atômico	Distribuição dos elétrons por camada					
		1ª (K)	2ª (L)	3ª (M)	4ª (N)	5ª (O)	6ª (P)
He	2	2					
Ne	10	2	8				
Ar	18	2	8	8			
Kr	36	2	8	18	8		
Xe	54	2	8	18	18	8	
Rn	86	2	8	18	32	18	8

Valência

O termo “valência” foi introduzido em meados do século XIX com o objetivo de explicar a capacidade de combinação dos elementos a partir de regras empíricas. Em linhas gerais, segundo o conceito clássico de valência:

- Os elementos químicos eram descritos como **mono**, **di**, **tri** ou **tetravalentes** em razão de sua capacidade de se unirem a um, dois, três ou quatro átomos monovalentes, respectivamente. A valência de um elemento era tradicionalmente relacionada ao número de átomos de hidrogênio (classificado como monovalente) com os quais o elemento podia combinar-se. O carbono forma o metano (CH_4) com o hidrogênio, sendo classificado como **tetravalente**; já o oxigênio forma a água (H_2O) e é classificado como **divalente**.
- Alguns elementos químicos apresentam **valência variável**, como o nitrogênio (N) e o fósforo (P), que podem apresentar valências 3 e 5. O cloro (Cl), por sua vez, pode apresentar valências 1, 3, 5 e 7 em diferentes compostos.



Alexandre Tokitaka/Pulsar Imagens



sezer66/Stock/Getty Images

Muitos letreiros, como o mostrado na fotografia acima (A), contêm o gás nobre neônio (Ne), que é formado por átomos isolados. Alguns extintores de incêndio (B) utilizam gás carbônico (CO_2) em sua composição. Esse gás é formado pela combinação de átomos de carbono e de oxigênio. As representações dos átomos e das moléculas estão em cores-fantasia e fora de escala.

Substâncias iônicas, moleculares e metálicas

As propriedades das substâncias fornecem ferramentas para a elaboração de modelos que permitem correlacionar a estrutura com as propriedades dos materiais.

Veja a tabela a seguir.

Propriedades específicas das substâncias					
Substância	Fórmula	TF (°C) a 1 atm	TE (°C) a 1 atm	Condutibilidade elétrica	
				Sólido	Líquido
Ouro	Au	1 064	2 856	bom condutor	bom condutor
Ferro	Fe	1 538	2 861	bom condutor	bom condutor
Cobre	Cu	1 084	2 562	bom condutor	bom condutor
Mercúrio	Hg	-39	357	bom condutor	bom condutor
Cloreto de sódio	NaCl	801	1 465	mau condutor	bom condutor
Cloreto de cálcio	CaCl ₂	775	1 935	mau condutor	bom condutor
Fluoreto de potássio	KF	858	1 502	mau condutor	bom condutor
Sacarose	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	185	d*	mau condutor	mau condutor
Água	H ₂ O	0	100	mau condutor	mau condutor
Cloro	Cl ₂	-101	-34	mau condutor	mau condutor
Enxofre	S ₈	115	445	mau condutor	mau condutor

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. (Versão eletrônica.)

* decompõe-se.

Observe os dados sobre a condutibilidade elétrica dos materiais. Essa propriedade está associada à existência de cargas elétricas em movimento.

Os materiais listados na tabela acima podem ser classificados em três grupos distintos, de acordo com sua condutibilidade elétrica: as **substâncias iônicas**, as **substâncias moleculares** e as **substâncias metálicas**.

SAIBA MAIS

Materiais condutores e semicondutores

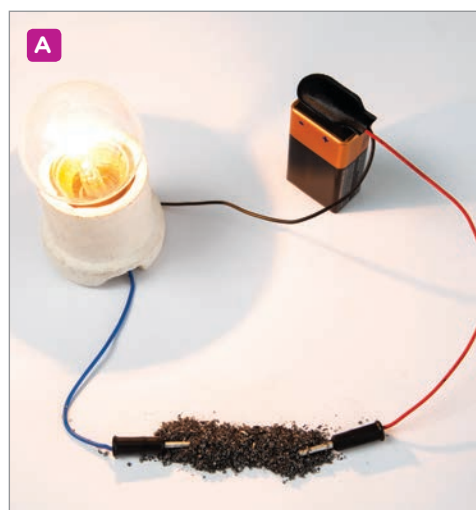
Além de bons condutores e de maus condutores, os materiais podem ser classificados como **semicondutores**, ou seja, apresentam condutibilidade elétrica intermediária entre os metais e os materiais maus condutores.

Os semicondutores diferenciam-se dos condutores pela menor energia necessária para tornar os elétrons “livres” em sua estrutura. Os principais materiais semicondutores utilizados na eletrônica são o germânio (Ge) e o silício (Si).

Há também semicondutores constituídos por alguns tipos de plástico.

Até meados dos anos 1970, ninguém ousaria dizer que algum plástico fosse bom condutor de corrente elétrica.

Hoje, no entanto, são conhecidos tanto polímeros condutores quanto polímeros semicondutores de eletricidade. São também chamados de **metais sintéticos**. Esses plásticos, cuja descoberta rendeu a três cientistas o prêmio Nobel de Química, em 2000, provavelmente vão constituir uma das principais matérias-primas de componentes de aparelhos eletrônicos.



Fotografias: Sérgio Dotta Jr./ID/BR



As fotografias mostram as extremidades de um circuito interrompido conectadas por limalha de ferro, em (A), e por enxofre em pó, em (B). Nota-se que em (A) a lâmpada acende, indicando a passagem de corrente elétrica (bom condutor elétrico); o mesmo não ocorre em (B), pois o material usado é mau condutor elétrico.

Substâncias iônicas

Na tabela da página ao lado há três substâncias iônicas: cloreto de sódio (NaCl), cloreto de cálcio (CaCl_2) e fluoreto de potássio (KF). Elas são formadas por cátions e ânions que se atraem mutuamente, constituindo ligações iônicas.

As substâncias iônicas geralmente são sólidas à temperatura ambiente padrão de $25\text{ }^\circ\text{C}$ e apresentam altas temperaturas de fusão e de ebulição. Quando sólidas, são más condutoras de corrente elétrica, porém a conduzem quando fundidas ou dissolvidas em água.

Substâncias moleculares

As substâncias moleculares apresentadas na tabela da página anterior são: sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), água (H_2O), cloro (Cl_2) e enxofre (S_8). Elas são más condutoras de eletricidade nos estados sólido e líquido.

Ao contrário das substâncias iônicas, que geralmente são sólidas à temperatura ambiente, as substâncias moleculares podem ser encontradas nos estados sólido, líquido e gasoso à temperatura ambiente padrão de $25\text{ }^\circ\text{C}$.

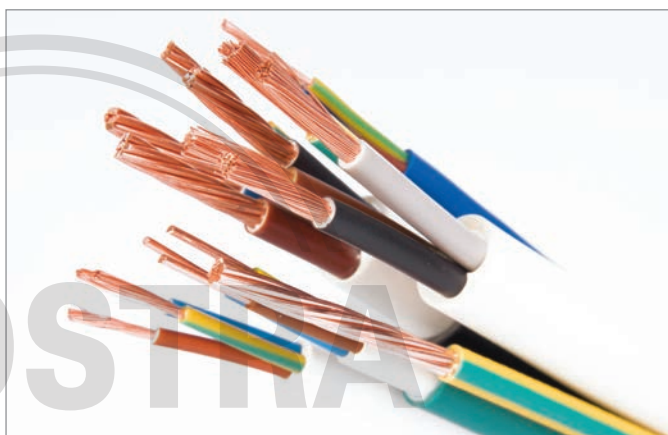
Substâncias metálicas

Na mesma tabela, são exemplos de substâncias metálicas: ouro (Au), ferro (Fe), cobre (Cu) e mercúrio (Hg). Nas substâncias metálicas, os átomos se mantêm unidos por meio de **ligações metálicas**.

As substâncias metálicas têm boa condutibilidade elétrica nos estados sólido e líquido.

Com exceção do mercúrio, que é líquido, os metais são sólidos à temperatura ambiente padrão de $25\text{ }^\circ\text{C}$.

Os metais proporcionam boa condutibilidade elétrica tanto no estado sólido quanto no líquido.



Múmin Inariv/Stock/Getty Images

SAIBA MAIS

Exemplos de duas utilizações do gás cloro

O gás cloro não está entre as substâncias comumente encontradas em nosso dia a dia. Isso pode ser atribuído à facilidade com que reage nas condições ambientes.

É uma substância constituída por aglomerados contendo dois átomos de cloro ligados entre si. É capaz de destruir tecidos vivos e foi utilizado como arma na Primeira Guerra Mundial (1914-1918).

O cloro também apresenta propriedades bactericidas, sendo aplicado em uma das etapas do tratamento de água.

Essas duas aplicações mostram a impossibilidade de se rotular um produto como “bom” ou “ruim”. O mesmo gás utilizado para matar pessoas permite a obtenção de água potável, livre de microrganismos causadores de doenças letais.

Para conhecer mais aplicações do gás cloro, acesse os portais “Como tudo funciona” e “Química nova na escola”, disponíveis em: <<http://ciencia.hsw.uol.com.br/questao189.htm>>; <<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc17/a13.pdf>>. Acessos em: 4 mar. 2016.



SPL/Latinstock

Soldado britânico usa máscara para se proteger contra o gás cloro, usado como arma na Primeira Guerra Mundial (1914-1918).

1. A tabela a seguir apresenta as fórmulas de hidretos de diferentes elementos da Tabela Periódica.

Elemento	Hidreto	Elemento	Hidreto	Elemento	Hidreto
H	—	N	NH ₃	Al	AlH ₃
He	não há	O	H ₂ O	Si	SiH ₄
Li	LiH	F	HF	P	PH ₃
Be	BeH ₂	Ne	não há	S	H ₂ S
B	BH ₃	Na	NaH	Cl	HCl
C	CH ₄	Mg	MgH ₂	Kr	não há

- Construa um gráfico que relacione a valência de cada elemento (ordenada) com o respectivo número atômico (abscissa).
- Analisar o gráfico obtido e compare-o com a Tabela Periódica. Podemos afirmar que a valência é uma propriedade periódica? Sugira a fórmula dos hidretos de césio, bário, arsênio e selênio.

2. As substâncias X, Y e Z, que são sólidas à temperatura ambiente, apresentam as propriedades físicas resumidas na tabela abaixo.

Substância	X	Y	Z
Condutibilidade elétrica do sólido	má	boa	má
Condutibilidade elétrica no estado líquido (fundido)	boa	boa	má
Condutibilidade elétrica em água	conduz	não se dissolve em água	má

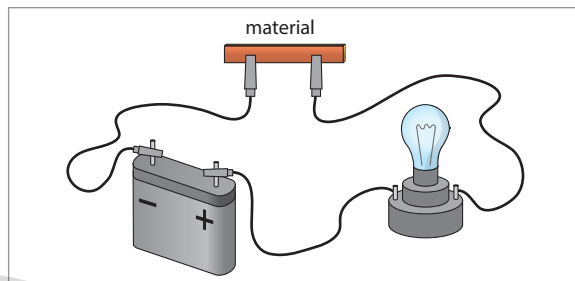
Identifique quais substâncias são iônicas, metálicas ou moleculares.

3. As fotos a seguir são de duas panelas (caçarolas) comumente encontradas no mercado.



Qual a comodidade oferecida pela panela de cabo em relação à de alças de alumínio? Por quê?

4. Um técnico de laboratório decidiu analisar o comportamento de diferentes materiais quando submetidos a uma tensão elétrica. Para observar o resultado, ele instalou uma lâmpada no circuito elétrico, a qual acenderia se a corrente elétrica passasse por todo o circuito. A imagem a seguir mostra a aparelhagem usada no teste.



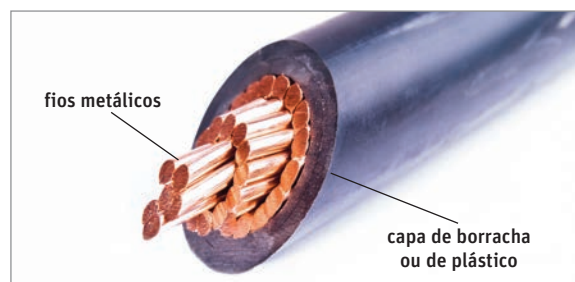
Analisar os dados da tabela abaixo e responder a o que se pede.

Material	Resultado	Estado físico
A	não acende	sólido
B	não acende	sólido
C	não acende	sólido
D	não acende	sólido
E	acende	sólido
F	não acende	sólido

a) Com esse teste é possível separar as substâncias em iônicas, moleculares e metálicas? Justifique sua resposta.

b) Sabendo que o técnico utilizou no experimento cloreto de sódio, madeira, cloreto de potássio, gelo, titânio e açúcar, é possível correlacionar algum desses materiais com o(s) resultado(s) obtido(s)? Qual? Justifique sua resposta.

5. Os cabos elétricos utilizados em diversos eletrodomésticos, como televisão, computador, geladeira, máquina de lavar, são formados de pelo menos duas partes representadas a seguir.



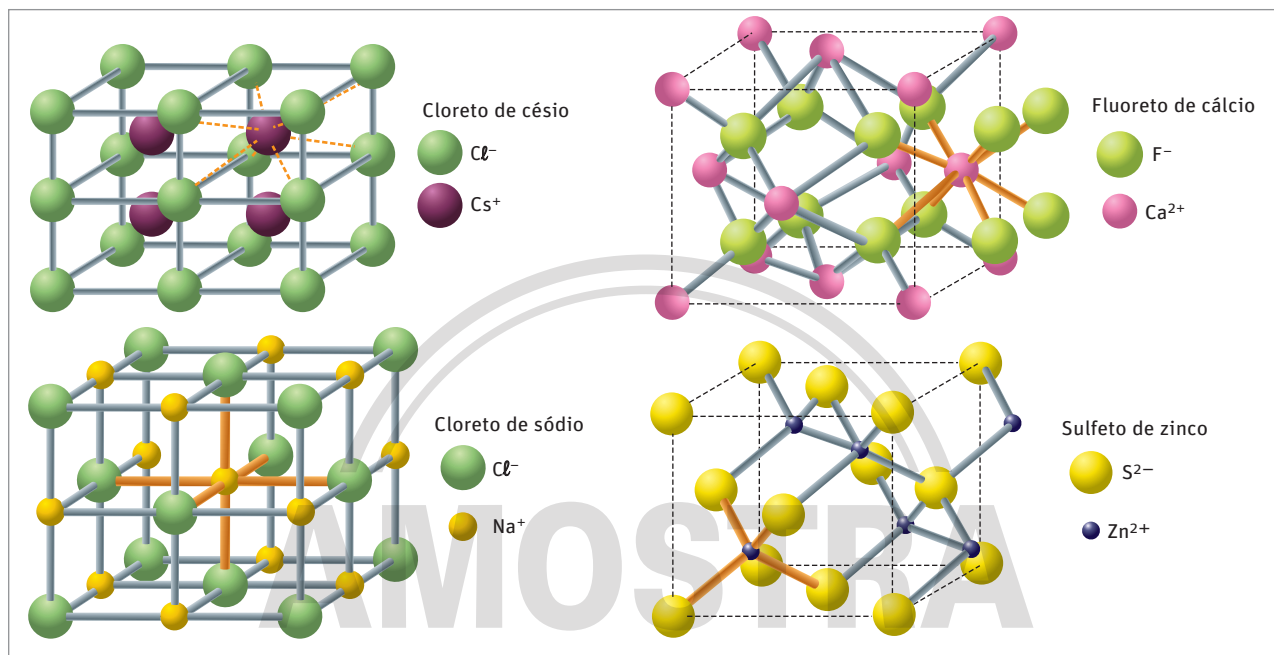
Dê uma explicação que justifique a utilização de plástico ou borracha para envolver o fio metálico.

Ligação iônica

Como o próprio nome sugere, a ligação iônica ocorre entre íons. Para que se atraiam, eles devem ter cargas opostas, isto é, um deles deve estar na forma de íon positivo (cátion), e o outro, na forma de íon negativo (ânion). O cloreto de sódio é formado pela união de cátions Na^+ e ânions Cl^- .

A ligação iônica é, portanto, resultado da atração eletrostática entre espécies de cargas opostas.

Um sólido iônico é constituído por cátions e ânions dispostos em arranjos organizados com formas geométricas bem definidas, denominados **retículos cristalinos**.



Representação, em cores-fantasia, do retículo cristalino de cloreto de césio (CsCl), de cloreto de sódio (NaCl), de fluoreto de cálcio (CaF_2) e de sulfeto de zinco (ZnS). Fios tracejados indicam formas geométricas bem definidas.

O modelo proposto para a estrutura dos sólidos iônicos é capaz de explicar as propriedades dessas substâncias, resumidas na tabela a seguir.

Propriedades dos compostos iônicos	
Propriedade	Explicação
Em condições ambientes, são sólidos cristalinos com temperaturas de fusão e de ebulição elevadas.	Há forte atração entre cátions e ânions. Para romper o retículo cristalino e provocar a passagem para o estado líquido, muita energia é necessária.
No estado sólido são maus condutores, porém, quando líquidos, conduzem bem a corrente elétrica.	A estrutura rígida do retículo cristalino não permite a livre movimentação dos íons. No estado líquido, os cátions e os ânions adquirem liberdade de movimento e podem conduzir corrente se submetidos à ação de uma tensão elétrica.

SAIBA MAIS

O modelo explica as propriedades observadas

No retículo cristalino observa-se um arranjo intercalado de cátions e ânions, os quais se atraem mutuamente. A forte atração eletrostática entre espécies de cargas opostas explica por que a maioria das substâncias iônicas é sólida à temperatura ambiente.

O aumento da temperatura faz que os íons passem a vibrar com maior intensidade até que ocorra o rompimento do retículo, permitindo que as espécies carregadas adquiram movimentos de translação. É esse rompimento do retículo cristalino que caracteriza o processo de fusão.

Fórmula e nomenclatura de substâncias iônicas

O cloreto de sódio é formado por cátions Na^+ e ânions Cl^- , e sua fórmula é representada por NaCl . Essa fórmula indica a proporção entre os íons positivos e os negativos que compõem o retículo cristalino.

A **fórmula química** de um composto iônico representa a proporção expressa pelos menores números possíveis dos cátions e ânions que compõem o retículo cristalino.

O cloreto de cálcio é formado pelos íons Ca^{2+} e Cl^- e sua fórmula química é dada por CaCl_2 .

Embora formado por espécies eletricamente carregadas, um composto iônico é eletricamente neutro, ou seja, o número de cargas positivas é igual ao número de cargas negativas. Isso explica a fórmula do CaCl_2 . Como o Ca^{2+} possui duas cargas positivas, são necessárias duas cargas negativas (dois íons Cl^-) para neutralizá-las.

Na fórmula, escreve-se primeiro o símbolo do cátion e, depois, o do ânion. Os números em subscrito indicam a proporção entre os átomos do cátion e os do ânion. O número 1 não precisa ser escrito.

A tabela abaixo apresenta os símbolos e as cargas de alguns íons.

1																	18
H^+ H^-															O^{2-}	F^-	
Li^+															Al^{3+}	Cl^-	
Na^+	Mg^{2+}				Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{3+} Mn^{4+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+} Ni^{3+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+}			As^{3+}	Br^-		
Rb^+	Sr^{2+}							Ag^+	Cd^{2+}	Sn^{2+} Sn^{3+}	Sb^{3+}				I^-		
Cs^+	Ba^{2+}							Pt^{2+} Pt^{4+}	Au^{3+}	Hg^{2+}	Pb^{2+} Pb^{4+}	Bi^{3+}					
Ra^{2+}																	

Símbolos e cargas de cátions e ânions.

Os cátions recebem o nome do próprio elemento dos quais derivam. Exemplos: Na^+ (cátion sódio), Ca^{2+} (cátion cálcio).

Observe que alguns elementos formam mais de um cátion. Nesses casos, seus nomes devem ser acrescidos de algarismo romano, entre parênteses, indicando a carga. Exemplos: Cu^+ [cátion cobre(I)], Cu^{2+} [cátion cobre(II)].

A nomenclatura dos ânions simples (formados por um único elemento químico) deriva do nome do elemento acrescido da terminação **eto**. Exemplos: F^- (fluoreto – flúor + **eto**), Cl^- (cloreto – cloro + **eto**). A exceção é o O^{2-} (óxido).

Os nomes dos compostos iônicos são dados da seguinte forma:

nome do ânion + de + nome do cátion

Assim, a substância cloreto de magnésio é formada pelos íons Mg^{2+} e Cl^- . Logo, sua fórmula é MgCl_2 .

FeCl_3 é a fórmula da substância denominada cloreto de ferro(III), formada pelos íons Fe^{3+} e Cl^- .

Íons poliatômicos ou polinucleares

Algumas substâncias iônicas apresentam íons formados por mais de um elemento químico. Um exemplo é o hidrogenocarbonato de sódio (bicarbonato de sódio), utilizado como fermento químico na preparação de bolos e pães, formado pelos íons sódio (Na^+) e hidrogenocarbonato (HCO_3^-). Essa espécie, com um átomo de hidrogênio, um de carbono e três átomos de oxigênio, possui carga 1-; portanto, ela se combina com o Na^+ na proporção 1 : 1, sendo representada por NaHCO_3 .

Observe, na tabela abaixo, alguns íons polinucleares.

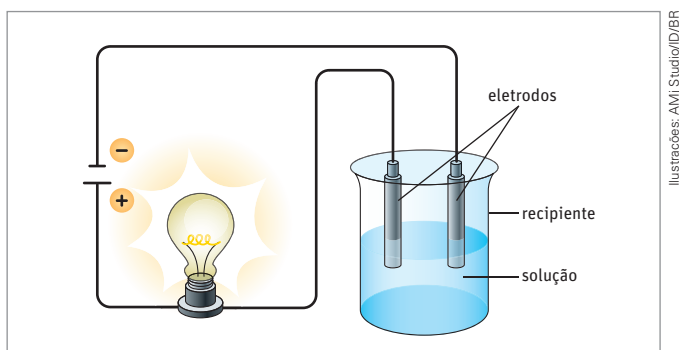
Alguns íons polinucleares	
Nome	Fórmula
amônio	NH_4^+
acetato ou etanoato	CH_3CO_2^-
cianeto	CN^-
permanganato	MnO_4^-
cromato	CrO_4^{2-}
perclorato	ClO_4^-
clorato	ClO_3^-
clorito	ClO_2^-
carbonato	CO_3^{2-}
hidrogenocarbonato (bicarbonato)	HCO_3^-
nitrato	NO_3^-
nitrito	NO_2^-
hidróxido	OH^-
sulfato	SO_4^{2-}
sulfito	SO_3^{2-}
fosfato	PO_4^{3-}

Para escrever as fórmulas de compostos iônicos, é preciso consultar essas duas tabelas (tabela de íons polinucleares e tabela de cátions e ânions) e seguir as regras descritas anteriormente. Por exemplo, a substância iônica formada pela união de íons ferro(II) (Fe^{2+}) e nitrato (NO_3^-) é denominada **nitrato de ferro(II)** e representada pela fórmula $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.

Note que é indispensável o uso de parênteses, pois, para neutralizar as duas cargas positivas do íon ferro(II), são necessários dois íons NO_3^- .

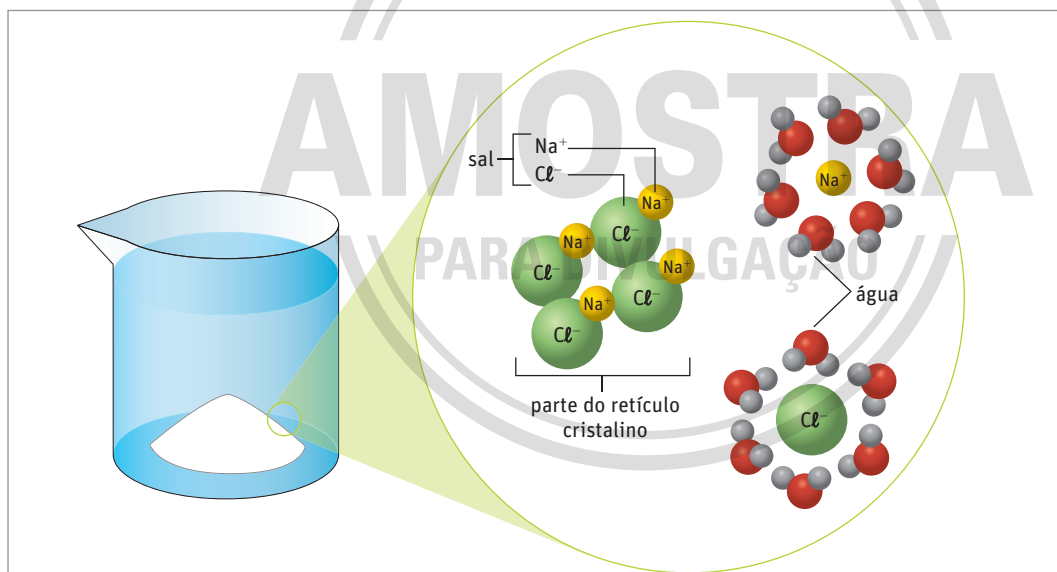
Dissolução de substâncias iônicas em água

Muitas substâncias iônicas, quando colocadas em água, dissolvem-se com a quebra do retículo cristalino e a separação dos íons. Esse processo é chamado de **dissociação iônica**, e a solução obtida – denominada **solução iônica** – conduz eletricidade, pois os íons apresentam maior liberdade de movimento do que no retículo.



A lâmpada acende porque os eletrodos estão imersos em solução iônica, que conduz eletricidade. Esquema em cores-fantasia e fora de proporção.

Quando, por exemplo, o cloreto de sódio é adicionado à água, os íons que se separam do aglomerado iônico são cercados por várias moléculas de água. Esse processo é denominado **solvatação** e, quando o solvente é a água, pode ser denominado **hidratação**.

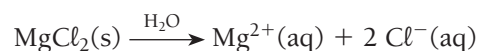


Na dissociação iônica, os íons ficam rodeados por moléculas de água. Representação fora de escala e em cores-fantasia.

A figura acima representa a separação dos íons Na^+ e Cl^- existentes no composto iônico. O processo pode ser representado pela seguinte equação:



Observe, a seguir, a equação química que representa os processos de dissociação iônica do MgCl_2 em água.



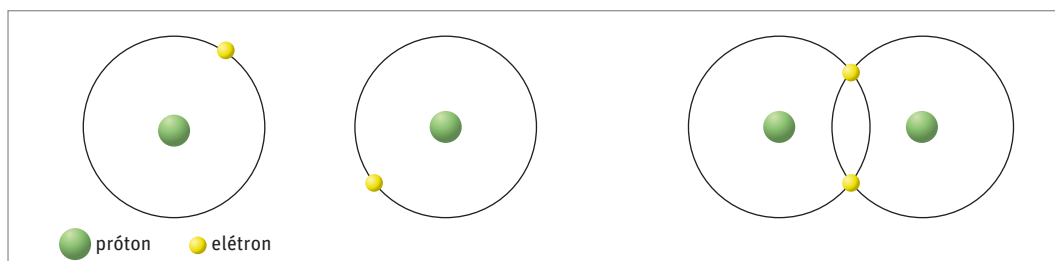
Ao lado do símbolo dos íons escreve-se **(aq)** – abreviação de **aquoso** –, que indica que estão dissolvidos em água.

Ligação covalente

As substâncias moleculares são formadas por átomos unidos por **ligação covalente**.

Esse tipo de ligação química se forma por **compartilhamento** de um ou mais pares de elétrons da camada de valência dos átomos envolvidos. Os elétrons compartilhados são atraídos pelos núcleos dos dois átomos participantes da ligação. É essa força de atração que os mantém unidos.

Observe a representação a seguir.



Na ligação covalente entre os átomos de H, o elétron de cada átomo é compartilhado pelos dois núcleos e se movimenta por uma região que engloba os dois átomos. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

Observe a tabela a seguir, que apresenta as fórmulas dos hidretos de alguns elementos não metálicos, todos eles moleculares.

Grupo	Número de elétrons na camada de valência	Fórmulas dos hidretos
14	4 elétrons	$\text{CH}_4, \text{SiH}_4$
15	5 elétrons	$\text{NH}_3, \text{PH}_3, \text{AsH}_3, \text{SbH}_3$
16	6 elétrons	$\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{Se}, \text{H}_2\text{Te}$
17	7 elétrons	$\text{HF}, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}$

A análise da tabela indica um padrão: os elementos do grupo 14 ligam-se a quatro átomos de hidrogênio; os do grupo 15, a três átomos de hidrogênio; os do grupo 16, a dois átomos de hidrogênio; e os do grupo 17, a um átomo de hidrogênio.

O átomo de hidrogênio participa dessas ligações com apenas um elétron. Ao se ligar covalentemente com átomo de outro elemento, o átomo de hidrogênio adquire configuração do gás nobre hélio, que possui 2 elétrons.

Os átomos dos demais elementos químicos, ao compartilharem elétrons com o de hidrogênio, também adquirem configuração eletrônica de gases nobres, ou seja, 8 elétrons na camada de valência.

SAIBA MAIS

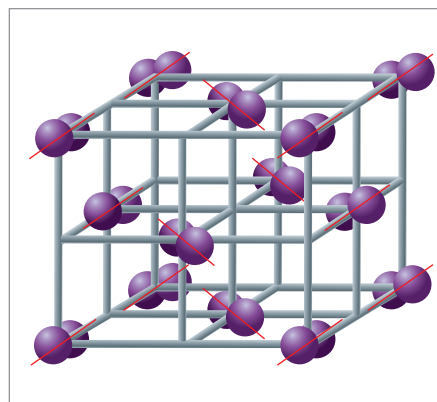
Mudança de estado físico e estrutura química

Para que uma reação química ocorra, é necessário que as ligações químicas (iônica, covalente ou metálica) sejam rompidas e/ou que novas ligações sejam formadas.

Já em uma mudança de estado físico não há rompimento de ligações químicas. Por exemplo, na sublimação do iodo sólido, a elevação da temperatura aumenta a energia cinética das moléculas de iodo. Com o passar do tempo, algumas moléculas adquirem energia suficiente para romper as interações entre elas, “escapando” do retículo cristalino.

Assim como nas substâncias iônicas, as substâncias moleculares e metálicas apresentam, no estado sólido, uma disposição espacial das espécies que as constituem, o **retículo cristalino**.

O que mantém a forma do retículo cristalino é a interação (atração e repulsão) entre as espécies (átomos, moléculas e íons). Quanto mais forte for essa interação, mais energia será necessária para romper o retículo.



Representação do retículo cristalino de iodo. Imagem em cores-fantasia e fora de proporção.

Fórmulas das substâncias moleculares: as representações de Lewis

O químico Gilbert Lewis (1875-1946) propôs que os átomos compartilham pares de elétrons para formar o octeto (oito elétrons na camada de valência) ou o dueto (dois elétrons na camada de valência), no caso do hidrogênio. No desenho das estruturas de Lewis, cada elétron da camada de valência é representado por um ponto. Essa representação ficou conhecida por **fórmula** ou **representação de Lewis**.

1	14	15	16	17	18
H •					• He •
	• C •	• N •	• O •	• F •	• Ne •
	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	• Ar •

Representação de Lewis para átomos de alguns elementos representativos. Números no topo são da Tabela Periódica.

As ligações covalentes entre os átomos podem ser representadas por essa fórmula. Cada **par de elétrons** compartilhado representa uma **ligação química**, ou seja, os elétrons pertencem à região da eletrosfera comum a cada par de átomos que estão unidos.

Além da **fórmula de Lewis**, é comum representar as moléculas pela fórmula estrutural, em que cada ligação covalente equivale a um traço.

Observe as fórmulas de algumas moléculas comuns.

H •• H	• Cl •• Cl •			
H — H	Cl — Cl			
hidrogênio (H ₂)	cloro (Cl ₂)	água (H ₂ O)	amônia (NH ₃)	metano (CH ₄)

Moléculas representadas pelas fórmulas de Lewis e pelas fórmulas estruturais.

Ligações simples, duplas e triplas

Dois átomos podem compartilhar até três pares de elétrons entre si.

A **ligação simples** entre átomos ocorre quando eles compartilham um par de elétrons. Se a ligação envolver dois ou três pares de elétrons, é denominada **ligação dupla** ou **ligação tripla**, respectivamente.

Observe os exemplos.

•• O •• C •• O ••	H •• C •• N ••	•• O •• O ••	•• N •• N ••	
O = C = O	H — C ≡ N	O = O	N ≡ N	
gás carbônico (CO ₂)	gás cianídrico (HCN)	gás oxigênio (O ₂)	gás nitrogênio (N ₂)	formaldeído (CH ₂ O)

Fórmulas com os vários tipos de ligações.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Gilbert Lewis

O químico estadunidense Gilbert Newton Lewis desenvolveu vários trabalhos que contribuíram para o avanço da termoquímica e a compreensão da estrutura molecular.

Em 1916, Lewis publicou um artigo em que sugeriu que o compartilhamento de pares de elétrons seria o fundamento da ligação química nas substâncias moleculares.

Ele também propôs uma teoria abrangente para a compreensão de uma classe de reações químicas, ampliando a concepção de ácidos e bases.



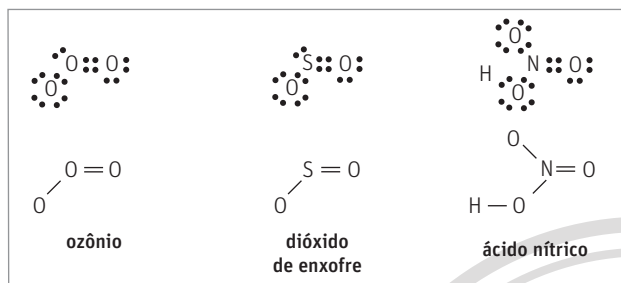
O químico Lewis em seu laboratório na Universidade da Califórnia, EUA, 1937.

Lawrence Berkeley National Laboratory/SPL/istock

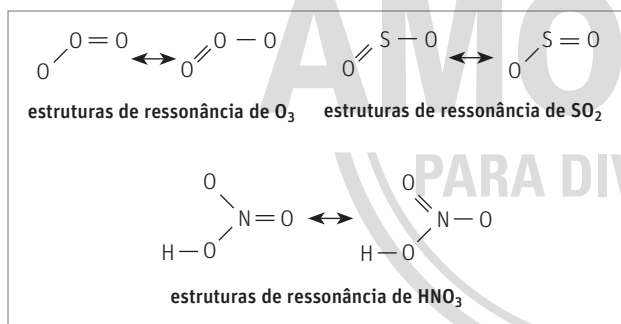
Ligação covalente coordenada e estruturas de ressonância

Há a possibilidade de um átomo que esteja com a camada completa compartilhar um par de elétrons com outro átomo. Ou seja, a ligação covalente não precisa ocorrer com a participação de um elétron proveniente de cada átomo. Essa ligação, que se dá com a participação de elétrons de um único átomo, pode ser chamada **covalente coordenada**.

Veja os exemplos abaixo.



Como as ligações no ozônio (O_3), dióxido de enxofre (SO_2) e ácido nítrico (HNO_3) podem “migrar” de um átomo de oxigênio para outro, as estruturas dessas substâncias também podem ser representadas conforme mostrado abaixo.



Essas estruturas são chamadas **estruturas de ressonância**. Suas representações devem ser interpretadas apenas como modelos. Não se pode dizer que essas substâncias devam ser representadas por uma só dessas formas.

A tabela a seguir resume o comportamento dos ametais de cada grupo da Tabela Periódica em termos de ligações covalentes, de acordo com o **modelo do octeto**.

	Grupos			
	14	15	16	17
Representação de Lewis	$\cdot\ddot{E}\cdot$	$\cdot\ddot{E}\cdot$	$\cdot\ddot{E}\cdot$	$\cdot\ddot{E}\cdot$
Ligações envolvendo um elétron de cada átomo	4	3	2	1
Pares de elétrons disponíveis para fazer ligações coordenadas	0	1	2	3
Número de ligações de acordo com o modelo do octeto	4	3 ou 4	2, 3 ou 4	1, 2, 3 ou 4

Apesar de grande número de substâncias moleculares ter suas estruturas representadas a partir do modelo do octeto, não se pode perder de vista que se trata apenas de um modelo, com limitações.

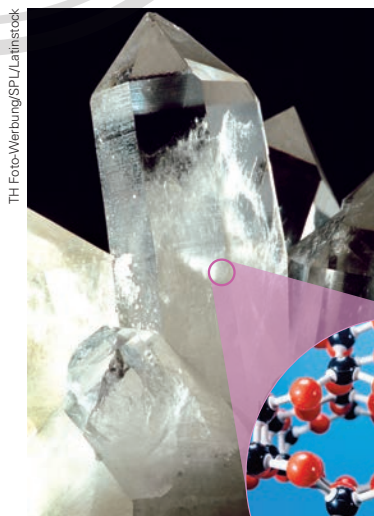
Substâncias moleculares e substâncias de rede covalente

A análise das propriedades físicas das substâncias formadas por ligações covalentes evidencia diferenças muito grandes entre os materiais. De maneira geral, as substâncias moleculares são más condutoras de eletricidade tanto no estado sólido quanto no líquido.

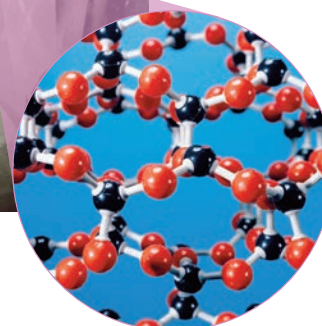
As substâncias moleculares podem ser encontradas nos três estados físicos, nas condições ambientes. A sacarose, por exemplo, é sólida; a acetona e o etanol são líquidos; e o sulfeto de hidrogênio é um gás. Essas substâncias – classificadas como moleculares – apresentam solubilidade variada em água e em outros solventes, como álcool e querosene. As **substâncias moleculares** são aquelas formadas por átomos ligados covalentemente entre si.

Entretanto, há um grupo de substâncias formadas pelos elementos não metálicos que apresentam altíssimas temperaturas de fusão e de ebulição e são insolúveis em praticamente todos os solventes. Representam esse grupo o diamante (C), a grafita (C), o dióxido de silício (SiO_2) e o carbeto de silício (SiC).

Essas substâncias são conhecidas como **sólidos covalentes** ou **sólidos de rede covalente**. Seus átomos se unem por meio do compartilhamento de elétrons em uma estrutura de rede com um número indeterminado e muito grande de átomos. Diferentemente das substâncias moleculares, não há moléculas independentes, mas um retículo tridimensional. Essas substâncias têm altas temperaturas de ebulição (sempre superiores a $1000\text{ }^\circ\text{C}$) e elevada dureza.



Na estrutura do dióxido de silício (representada em cores-fantasia), cada átomo de silício está rodeado por quatro átomos de oxigênio, e cada átomo de oxigênio está ligado a dois de silício. Foto de cristal de quartzo, o qual contém SiO_2 .



Andrew Lambert Photography/SPL/Latinstock

Alotropia

O diamante, a grafita e o fulereno (C_{60}) – sólidos nas condições ambientes – são substâncias simples formadas por carbono. **Alotropia** é a existência de substâncias simples diferentes formadas pelo mesmo elemento. O diamante, a grafita e o fulereno são formas alotrópicas do carbono.

O diamante, que apresenta a maior **dureza** conhecida, não é riscado por nenhum outro material. É utilizado como abrasivo e em instrumentos de corte. A grafita é mole, usada como lubrificante em engrenagens e esferas de rolimã e para escrever. Boa condutora de corrente elétrica, tem aplicações em pilhas e motores elétricos.

Enquanto a estrutura do diamante apresenta todos os átomos de carbono com o mesmo tipo de ligação, a estrutura da grafita possui átomos de carbono formando anéis hexagonais em planos paralelos (como mostra a figura A). As ligações entre os planos são mais fracas, permitem a movimentação de elétrons entre os planos e facilitam o desgaste do sólido com o deslocamento dos planos, justificando suas propriedades.

Outros exemplos de alotropia são: fósforo branco (P_4) e fósforo vermelho (P_n), e enxofre rômico (S_8) e enxofre monoclinico (S_8).

Ionização de substâncias moleculares em água

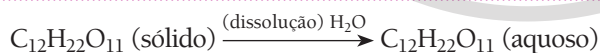
As substâncias moleculares são formadas por estruturas que apresentam apenas ligações covalentes. Algumas dessas substâncias, quando dissolvidas em água, são capazes de conduzir eletricidade.

Dissolução do açúcar em água

O açúcar comum é formado principalmente por uma substância molecular chamada **sacarose** ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Essa substância é sólida em condições ambientes.

Quando um cristal de açúcar se dissolve na água, as interações entre as moléculas de sacarose são substituídas pelas interações das moléculas de sacarose com as de água. Apesar de o retículo cristalino se desfazer, as ligações covalentes de cada molécula permanecem, e a solução obtida é denominada **solução molecular**.

Esse tipo de solução não conduz corrente elétrica. O processo que ocorre é apenas o da **dissolução**, que pode ser representado por:

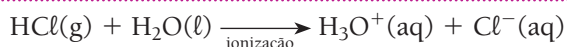


Ionização do cloreto de hidrogênio em água

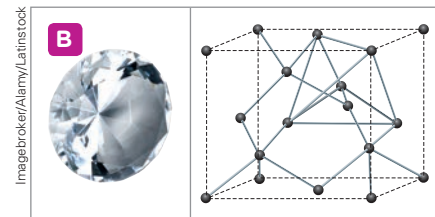
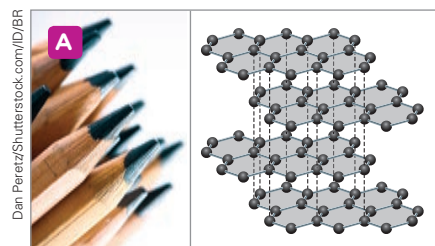
O cloreto de hidrogênio (HCl) é uma substância molecular. Quando acrescentado à água, ocorre uma interação entre as moléculas de HCl e de água.

A ligação covalente entre átomos de hidrogênio e de cloro é rompida e há formação dos íons Cl^- e H_3O^+ . Esse processo é chamado **ionização**.

A solução obtida, denominada **solução eletrolítica**, é capaz de conduzir eletricidade. O processo de ionização do HCl em água pode ser representado pela seguinte equação de ionização:



Essa equação também pode ser expressa de forma simplificada:

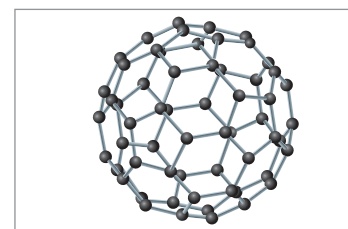


Apesar de esses materiais serem formados pelo mesmo elemento, a disposição espacial dos átomos de carbono no diamante (B) é diferente na grafita (A). Essa mudança microscópica é a responsável pelas diferentes propriedades físicas e pelo aspecto visual desses materiais. Representação fora de proporção e em cores-fantasia.

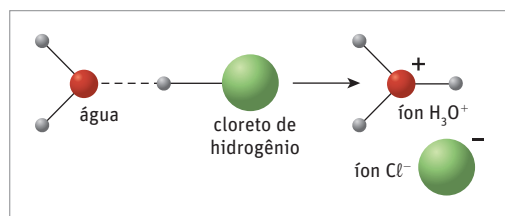
SAIBA MAIS

Fulerenos

Em 1996, o prêmio Nobel de Química foi outorgado ao inglês Harold Walter Kroto (1939-) e aos estadunidenses Robert Floyd Curl (1933-) e Richard Errett Smalley (1943-2005), que relataram, em 1985, a descoberta de mais uma forma alotrópica do carbono – o buckminsterfulereno (C_{60}).



Disposição espacial dos átomos de carbono no buckminsterfulereno, com sessenta átomos de carbono (C_{60}). Representação em cores-fantasia.



A dissolução do cloreto de hidrogênio na água envolve a formação de íons em solução. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

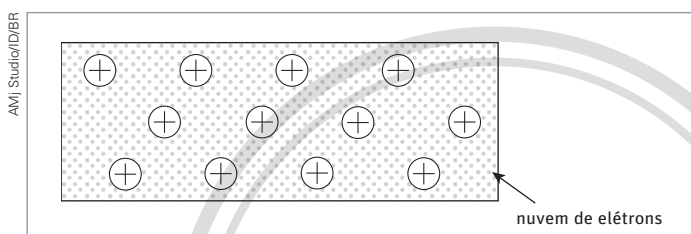
Ligação metálica

Os metais são substâncias simples de elementos metálicos ou misturas homogêneas dessas substâncias – as **ligas metálicas**.

Os núcleos dos átomos de **elementos metálicos** apresentam, geralmente, baixa atração pelos elétrons da camada de valência, justificando os baixos valores de potencial de ionização, afinidade eletrônica e eletronegatividade.

Supõe-se que os átomos que apresentam essas características, quando se unem, formem uma estrutura em que os elétrons da última camada não ficam restritos ao respectivo átomo, mas circulam por todo o material. Com a aproximação, os núcleos dos átomos vizinhos exercem pequena atração nos elétrons da camada de valência dos outros átomos, deixando esses elétrons mais “soltos”.

As principais características comuns dos metais podem ser explicadas por esse modelo, no qual cátions dos elementos metálicos estão dispostos em um retículo cristalino e elétrons circulam livremente entre eles. Esse modelo de ligação é conhecido como modelo do “**mar de elétrons livres**”, pois os cátions metálicos estão imersos nos elétrons livres.

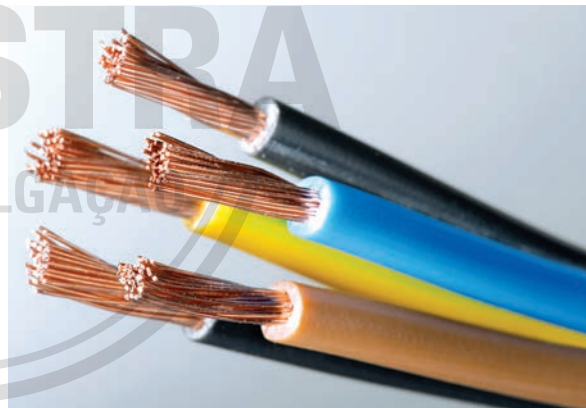


Modelo de ligação metálica: **nuvem de elétrons** ou **mar de elétrons livres**. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

A esperada repulsão entre os cátions é neutralizada pela presença dos elétrons. A estabilidade da ligação é obtida pelo ganho de energia na formação da ligação envolvendo diversos átomos.

Essa liberdade de movimentação dos elétrons explica a condução de eletricidade (movimentação ordenada de carga) decorrente da aplicação de um potencial elétrico.

O movimento dos elétrons pelo material aumenta a eficiência da condução de calor, facilitando a transferência de movimento entre os átomos. A maleabilidade pode ser explicada pelo rearranjo do retículo metálico devido à tensão mecânica: a aproximação dos cátions provocaria repulsões amenizadas pelo movimento dos elétrons, não ocorrendo ruptura do material, mas sim um deslizamento dos átomos e o rearranjo do retículo.



A condução de corrente elétrica é realizada por meio de fioção de cobre.

SAIBA MAIS

Elementos nativos

Certos elementos químicos podem ser encontrados na natureza na sua forma nativa, isto é, não combinados com átomos de outro elemento químico. Chamados de **elementos nativos**, esse grupo contempla mais de 20 elementos químicos.

Alguns deles são encontrados no estado gasoso, como o gás nitrogênio (N_2), gás oxigênio (O_2) e ozônio (O_3), enquanto outros são mais comuns no estado sólido, como o ouro (Au), a prata (Ag) e o enxofre (S_8).

Pepita de platina, elemento nativo. Esse metal é utilizado em eletrodos, equipamentos musicais e odontológicos, entre outros.



James L. Amos/Photo Researchers/Latinstock

Ligas metálicas

As **ligas metálicas** são conhecidas desde a Antiguidade. Bronze e ligas de ouro já eram usadas para a fabricação de armas e joias, respectivamente. Ligas metálicas são misturas homogêneas sólidas, formadas principalmente por dois ou mais metais, em proporções variáveis, podendo apresentar também certos elementos não metálicos em sua composição.

A natureza da ligação metálica explica a possibilidade de interação entre metais de diferentes elementos.

O ouro, metal conhecido pela sua inércia química e maleabilidade, é, na verdade, um metal macio, que pode ser facilmente riscado. Para a confecção de joias, utiliza-se uma liga contendo 75% (em massa) de ouro e o restante de cobre e prata – essa é a composição do ouro 18 quilates, uma liga que apresenta a dureza adequada para a joia e que mantém o brilho e a durabilidade do ouro.

A descoberta do bronze impulsionou as civilizações antigas, pois a mistura de cobre e estanho apresentava características adequadas para a confecção de ferramentas e de armas.

O ferro – metal de maior produção na atualidade – tem baixíssima aplicação com elevada pureza. Entretanto, o aço, uma liga de ferro contendo 0,2% a 1,5% (em massa) de carbono, apresenta uma extensa gama de aplicações. A adição de outros metais (veja a tabela abaixo) confere ao aço certas características, como dureza (aço usado em objetos de corte), resistência à oxidação (aço inoxidável), resistência à tração (cabos de aço) e resistência mecânica.

Algumas ligas metálicas se destacam por sua baixa temperatura de fusão. É o caso de uma das ligas empregadas na constituição de certos fusíveis especiais, denominada *metal wood*, formada por bismuto, chumbo, estanho e cádmio. Como essa liga se funde a 70 °C, seu emprego é adequado à proteção de circuitos elétricos, pois, caso haja sobrecarga, o fusível derrete, interrompendo o circuito e protegendo os demais componentes do sistema.



A liga de bismuto apresenta baixa temperatura de fusão. Por isso é usada em fusíveis, que protegem o circuito quando há sobrecarga.

A tabela abaixo traz a composição e a aplicação de algumas ligas metálicas.

Liga	Composição mais comum (porcentagens em massa)	Aplicação
Bronze	67% Cu e 33% Sn	sinos, moedas, estátuas
Aço inoxidável	80% Fe; 0,5% C; 18% Cr; 1,5% Ni	painéis, tubulações
<i>Metal wood</i>	50% Bi; 27% Pb; 13% Sn; 10% Cd	fusíveis
Latão	95% a 55% Cu e 5% a 45% Zn	peças de máquinas, instrumentos de sopro
Prata de lei	95% Ag e 5% Cu	joias e bijuterias
Amálgama odontológico	70% Ag; 18% Sn; 10% Cu; 2% Hg	obturações dentárias

Fonte de pesquisa: CANTO, E. L. do. *Minerais, minérios, metais: de onde vêm? para onde vão?* São Paulo: Moderna, 2004.

SAIBA MAIS

Aplicações de metais puros

Alguns metais apresentam grande aplicação quando utilizados em elevado grau de pureza.

O cobre eletrolítico possui teor de pelo menos 99,9% de Cu e é o material mais adequado para fios de condução de eletricidade, unindo baixa resistividade elétrica, alta ductilidade e resistência à oxidação.

O alumínio é outro metal que tem grande aplicação sem a necessidade de formar ligas metálicas. O material das embalagens de bebidas, grades e portões contém praticamente só alumínio metálico. Essa composição garante durabilidade, baixa densidade e boa resistência à corrosão do ar. Apesar de muito reativo, o metal, geralmente, está recoberto por camada de óxido de alumínio (Al_2O_3), que o protege contra a corrosão.

Outra vantagem da utilização do alumínio puro é a facilidade para reciclar o metal, processo que apresenta vantagens econômicas devido à economia de energia em relação à produção do alumínio a partir do seu minério – a bauxita.



Bobinas de alumínio reciclado são usadas para fazer latas de alumínio, telhas, entre outras aplicações.

Daniel R. Patmore/AP Photo/Glowimages

Eletronegatividade e as ligações químicas

O conceito de eletronegatividade, desenvolvido por Linus Pauling e estudado no capítulo anterior, possibilitou uma classificação mais abrangente das substâncias.

Segundo Pauling, a eletronegatividade é a medida, com base em uma série de parâmetros, da tendência de um elemento a atrair os elétrons que participam de uma ligação química. Elementos de eletronegatividade mais baixa – como os metálicos – atraem menos os elétrons envolvidos na interação.

Pauling sugeriu que ligações entre átomos de elementos com baixa eletronegatividade apresentam elevado caráter metálico, destacando-se os metais alcalinos e alcalinoterrosos. Nesses casos, a baixa atração pelos elétrons justificaria a presença de elétrons livres. É o que ocorre nas substâncias metálicas, como magnésio, cálcio, cobre, entre outras.

Ligações entre átomos de eletronegatividade mais alta apresentam forte caráter covalente. Como esses átomos têm maior tendência a atrair os elétrons, estes são compartilhados, ficando fortemente ligados aos núcleos. Ligações covalentes estão presentes, por exemplo, na água (H_2O), no dióxido de carbono (CO_2) e no oxigênio (O_2). As ligações entre átomos de alumínio e átomos de cloro no cloreto de alumínio sólido anidro (Al_2Cl_6), mesmo contendo elemento metálico, apresentam acentuado caráter covalente. O cloreto de alumínio, portanto, é considerado uma substância molecular.

Se um átomo de um elemento de eletronegatividade muito baixa faz ligação com um átomo de um elemento de eletronegatividade muito alta, essa interação tende a ter alto caráter iônico, pois o par de elétrons da ligação é mais atraído pelo átomo mais eletronegativo. Nesses casos, o átomo do elemento menos eletronegativo pode ser considerado cátion, e o do mais eletronegativo, ânion. Um exemplo desse tipo de ligação é a que está presente no cloreto de sódio ($NaCl$).

1										18								
H 2,1	2																	
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne -	
Na 0,9	Mg 1,2	3 4 5 6 7 8 9 10 11 12										Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar -	
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr -	
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe -	
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn -	
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac-Ir	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo	

Tabela Periódica com valores de eletronegatividade de Pauling.

Fontes de pesquisa: McMURRY, J. E. *Organic Chemistry*. 7. ed. Brooks Cole, 2007; Iupac. Periodic Table of the Elements. Disponível em: <http://www.iupac.org/fileadmin/user_upload/news/IUPAC_Periodic_Table-8Jan16.pdf>. Acesso: 5 abr. 2016.

SAIBA MAIS

O caráter das ligações

Pela proposta de Pauling, a ligação metálica típica ocorre entre os metais; as covalentes, nas substâncias simples formadas pelos ametais, como o Cl_2 , O_2 , F_2 ; e as iônicas, nas substâncias formadas pelos metais alcalinos e alcalinoterrosos combinados com os halogênios ou o oxigênio.

Para os demais casos, a análise dos valores da eletronegatividade dos elementos envolvidos permite determinar o caráter de cada tipo de ligação na interação entre os átomos.

O HCl (cloreto de hidrogênio) envolve átomos de alta eletronegatividade. Essa ligação apresenta elevado caráter covalente, mas o caráter iônico é significativo, pois o Cl atrai os elétrons com intensidade muito maior que o H .

O silício e o germânio são sólidos covalentes que se comportam como semicondutores — o que pode ser entendido pelo caráter metálico da ligação.

Os metais de transição possuem ligação predominantemente metálica, mas com significativo caráter covalente, pois as suas eletronegatividades não são tão baixas quanto a dos metais representativos.

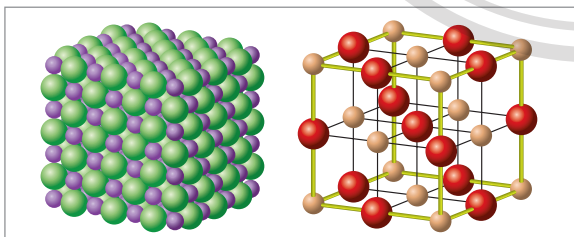
O nióbio (elemento de transição), misturado ao aço, confere excelente resistência mecânica às turbinas do avião.



6. A hidroxiapatita é um mineral presente nos ossos e no esmalte dos nossos dentes. Cerca de 99% do elemento cálcio e 80% do elemento fósforo encontrados em nosso organismo se apresentam na forma desse mineral. A hidroxiapatita é insolúvel em água, porém é solúvel em meio ácido. Alguns microrganismos presentes na boca podem aderir aos dentes, aumentando a acidez no meio próximo ao esmalte, favorecendo a sua desmineralização. Esse esmalte mais frágil está mais propenso à formação da cárie. Um dos métodos de prevenção da cárie consiste na aplicação do elemento flúor, na forma do ânion fluoreto, formando a fluorapatita, que apresenta maior resistência ao ataque ácido. A incidência de cáries foi significativamente reduzida nas cidades que adotaram a adição de fluoreto na água tratada.

- A fórmula da hidroxiapatita pode ser representada por $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_x\text{OH}$. Determine o valor de x .
- Na fluorapatita, o ânion fluoreto substitui o ânion hidroxila. Escreva a fórmula da fluorapatita.
- A osteoporose é uma doença que afeta, em geral, as pessoas mais idosas, as quais apresentam perda de massa óssea e maior propensão para fraturas. Pesquise a importância da ingestão de cálcio para a prevenção e o controle da osteoporose. Quais alimentos são considerados boas fontes do elemento cálcio?
- A casca de ovo triturada pode ser prescrita como suplemento alimentar do elemento cálcio. Seu principal componente é o carbonato de cálcio. Represente a fórmula desse componente.

7. As substâncias óxido de magnésio e cloreto de sódio apresentam retículo cristalino cúbico, como representado nas imagens a seguir.



- Escreva as fórmulas do óxido do magnésio e do cloreto de sódio.
- Represente os íons que formam as substâncias.
- Quantos íons de sódio ficam ao redor de um ânion cloreto?
- Nas duas representações, um dos íons apresenta menor raio do que o outro. Identifique cada um dos íons. Justifique a resposta.
- A temperatura de fusão do óxido de magnésio é de $2\ 860\ ^\circ\text{C}$, enquanto a do cloreto de sódio é de $801\ ^\circ\text{C}$. Como você poderia justificar a maior temperatura de fusão do óxido de magnésio?

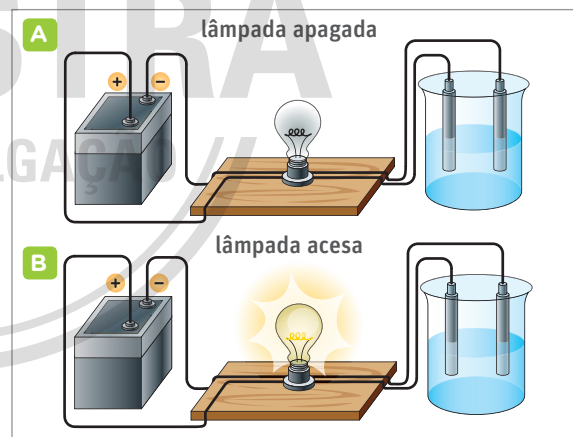
8. A magnetita (Fe_3O_4) é um minério de ferro que apresenta propriedades magnéticas. Sua exploração está relacionada à confecção de ímãs naturais, produção de ferro metálico e obtenção de pedras ornamentais (foto). Um minério análogo à magnetita é a cromita ($\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$), principal minério de cromo. A cromita apresenta muitas impurezas, como o óxido de magnésio e o óxido de alumínio.



Artesia Wells/Shutterstock.com/IDBR

- A magnetita é um óxido misto de ferro, uma associação de óxidos iônicos de ferro com cargas distintas. Dê a carga de cada cátion Fe na magnetita.
- Determine também as fórmulas dos óxidos de magnésio e de alumínio.
- No caso da estrutura da cromita, o cátion magnésio deve substituir o cátion de ferro ou o de cromo? E o cátion alumínio, substituiria qual íon na cromita?

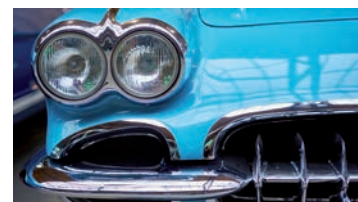
9. O esquema a seguir é de um experimento que testa a condutibilidade elétrica de duas soluções aquosas de substâncias moleculares: o ácido nítrico (HNO_3) e o etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).



Ilustrações: AMJ Studio/IDBR

- Sabendo que o ácido nítrico sofre ionização em solução aquosa, enquanto o etanol não, equacione os dois processos de dissolução.
- Qual é a solução **A** e a **B**? Explique como ocorre condução de corrente elétrica na solução **B**.

10. Desde a fabricação dos primeiros automóveis, além da mudança no *design*, houve avanços relacionados com segurança, conforto e consumo. Hoje, o foco é produzir carros mais econômicos e menos poluentes. Pesquise o papel desempenhado pela Química nesses avanços tecnológicos.



Design de carro antigo.

Saymsakov Andrey/Shutterstock.com/IDBR

Estrutura espacial das moléculas

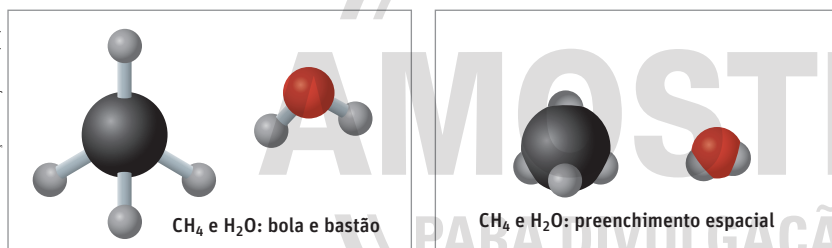
Para compreender as propriedades das substâncias moleculares, é necessário conhecer a sua composição elementar, as ligações entre os átomos e a geometria de suas moléculas. A **geometria molecular** é a forma como os átomos estão espacialmente dispostos na molécula.

O que permite chegar à geometria molecular é um conjunto de informações que são obtidas por diferentes técnicas e métodos. Muitas vezes essas informações são provenientes da observação de propriedades macroscópicas – por exemplo, a forma dos cristais, quando estes são bem formados – e também do uso de técnicas mais sofisticadas, como a difração de raios X, a microscopia eletrônica e outras.

Foi a partir da análise de um conjunto de informações que se pôde concluir que a molécula de metano (CH_4) apresenta geometria de um **tetraedro** – pirâmide regular de quatro faces na qual os átomos de hidrogênio formam com o carbono ângulos de, aproximadamente, $109,5^\circ$. Concluiu-se também que a molécula de água (H_2O) tem geometria angular, ou seja, os átomos de hidrogênio e de oxigênio não estão em linha reta. Na molécula H_2O , o ângulo formado entre os átomos de hidrogênio e de oxigênio é de cerca de $104,5^\circ$.

As representações mais comuns da geometria molecular são as que utilizam o modelo **bola e bastão**, em que os átomos correspondem a esferas coloridas, e as ligações químicas são representadas por hastes que unem essas esferas.

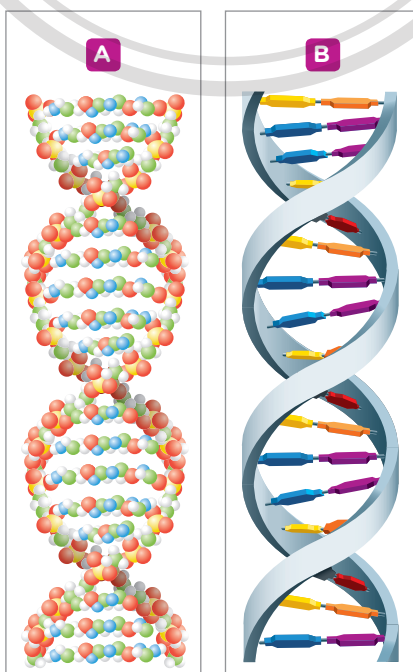
Ilustrações: AMJ Studio/IDBR



À esquerda, representação no modelo bola e bastão das moléculas de metano (CH_4) e de água (H_2O); à direita, as mesmas moléculas representadas no modelo de preenchimento. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

No modelo de preenchimento espacial procura-se representar o espaço ocupado por cada átomo na molécula. Os átomos são mostrados como esferas que penetram umas nas outras, simulando a interpenetração das eletrosferas nas ligações químicas. Esse modelo, apesar de indicar o espaço ocupado pela molécula, dificulta a visualização da posição de alguns átomos em estruturas mais complexas.

O conhecimento da estrutura espacial de moléculas complexas permite melhor compreensão de suas propriedades. Um dos exemplos mais significativos foi a elucidação da conformação espacial do DNA feita por Watson e Crick, em 1951, que possibilitou o estudo da genética em nível molecular.



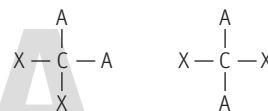
QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Van't Hoff e a geometria do carbono

Segundo o químico holandês Jacobus Henricus van't Hoff (1852-1911), a geometria ao redor de um átomo de carbono que apresenta quatro ligações é a de um tetraedro.

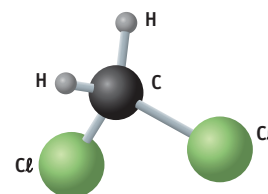
Muito antes da técnica de difração de raios X ou do modelo atômico contendo prótons, nêutrons e elétrons, Van't Hoff elaborou sua hipótese a partir de observações das propriedades químicas dos compostos de carbono conhecidos.

Na época, considerava-se que os quatro átomos ligados ao átomo de carbono estavam em um mesmo plano, formando uma cruz. Nesse caso, fórmulas do tipo CA_2X_2 deveriam indicar duas substâncias distintas.



Moléculas de CA_2X_2 dispostas no plano.

Entretanto, cada fórmula desse tipo só representa uma única substância, como o diclorometano (CH_2Cl_2). Van't Hoff sugeriu que a distribuição dos átomos ao redor do carbono seria tetraédrica, pois assim todas as maneiras de distribuir os átomos de hidrogênio e cloro ao redor do carbono seriam equivalentes.



Distribuição tetraédrica dos ligantes (cloro e hidrogênio) ao redor do átomo central na molécula de CH_2Cl_2 . Representação em cores-fantasia.

Diferentes representações da estrutura do DNA. Em (A), a disposição espacial dos átomos na molécula de DNA. Em (B), a representação da dupla-hélice no espaço destacando as ligações de hidrogênio entre as bases nitrogenadas. Representação sem escala e em cores-fantasia.

Teoria de repulsão dos pares eletrônicos

O inglês Ronald James Gillespie (1924-) desenvolveu uma teoria relativamente precisa para prever a geometria das moléculas. Essa teoria descreve a geometria molecular a partir da fórmula eletrônica da molécula.

Segundo Gillespie, os pares de elétrons localizados na camada de valência de um átomo devem distanciar-se o máximo possível uns dos outros. Esses pares exercem repulsão entre si, não importando se eles participam de uma ligação covalente ou se estão livres. No caso de ligação dupla ou tripla, os pares de elétrons envolvidos se comportam apenas como se fossem um único par, pois devem estar localizados na mesma região do espaço, entre os dois átomos envolvidos na ligação.

Essa teoria ficou conhecida como **Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência** ou **VSEPR** (do inglês *valence shell electron pair repulsion*).

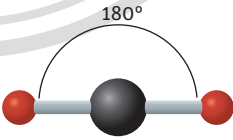
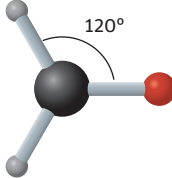
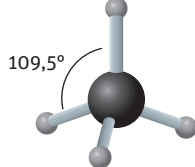
Os pares de elétrons da camada de valência de um átomo em uma molécula tendem a **se distanciar o máximo possível uns dos outros**, devido à existência de forças de repulsão entre eles.

De acordo com a teoria da repulsão dos pares eletrônicos, comportam-se como se fossem um único par de elétrons:

- um par de elétrons não compartilhado (livre);
- uma ligação covalente simples;
- uma ligação covalente dupla;
- uma ligação covalente tripla.

Para quatro pares de elétrons, a distribuição mais afastada no espaço é um **tetraedro**, em que um átomo se localiza no centro e em que cada par de elétrons aponta para um vértice, com ângulo de, aproximadamente, $109,5^\circ$. Se forem apenas três pares de elétrons, a conformação é plana, com ângulo de 120° entre os átomos, equivalendo a um **triângulo equilátero**. Para dois pares de elétrons ao redor do átomo central, o ângulo formado é de 180° , ou seja, eles estão sobre uma **reta**.

Observe alguns exemplos na tabela a seguir.

Aplicação do modelo de repulsão dos pares eletrônicos		
Substância	Fórmula eletrônica	Distribuição espacial (em cores-fantasia)
dióxido de carbono, CO_2 (2 pares)	$\text{:O}::\text{C}::\text{O}:$	
formaldeído, CH_2O (3 pares)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \\ \text{C}::\text{O} \\ \cdot \\ \text{H} \end{array}$	
metano, CH_4 (4 pares)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \\ \text{H}::\text{C}::\text{H} \\ \cdot \\ \text{H} \end{array}$	

Ilustrações: AMJ Studio/D/BR

Prevendo a geometria molecular

Para prever a geometria de uma molécula, pode-se proceder da seguinte maneira:

- Escreva a fórmula eletrônica da molécula e identifique o átomo central.
- Faça a distribuição espacial dos pares de elétrons da camada de valência ao redor do átomo central. Garanta que os pares de elétrons estejam com a máxima distância possível entre eles (teoria de repulsão dos pares eletrônicos).
- Para definir a geometria, observe a distribuição espacial dos átomos envolvidos.
- No caso da água, H_2O , o átomo de oxigênio é rodeado por quatro pares de elétrons: dois deles participam da ligação com átomos de hidrogênio e dois estão livres. A distribuição espacial dos pares de elétrons é tetraédrica, mas, como há apenas dois átomos ligados ao oxigênio, a geometria observada é **angular**.
- Na molécula de CH_4 , o átomo de carbono (central) apresenta quatro pares de elétrons para a repulsão (quatro ligações simples). A distribuição espacial é **tetraédrica**.

Geometria de algumas moléculas			
Fórmula eletrônica	Distribuição dos pares de elétrons ao redor do átomo central	Geometria molecular	Distribuição espacial (em cores-fantasia)
$\text{H}:\text{Cl}:$ 1 "par"	$\text{H}-\text{Cl}$ (toda molécula diatômica é linear)	$\text{H}-\text{Cl}$ linear	
$\text{H}:\text{C}::\text{C}::\text{H}$ 1 "par"	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ linear	
$:\text{O}::\text{C}::\text{O}:$ 2 "pares"	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ linear	
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{C} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{H} \quad \cdot \\ \cdot \quad \text{H} \end{array}$ 3 "pares"		$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$ trigonal plana	
$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{S} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{O} \quad \cdot \\ \cdot \quad \text{O} \end{array}$ 3 "pares"		$\begin{array}{c} \text{O} \\ \backslash \\ \text{S} \\ / \\ \text{O} \end{array}$ angular	
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{C} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{H} \quad \cdot \\ \cdot \quad \text{H} \end{array}$ 4 "pares"		$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ tetraédrica	
$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{N} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{H} \quad \cdot \\ \cdot \quad \text{H} \end{array}$ 4 "pares"		$\begin{array}{c} \text{H} \\ \backslash \\ \text{N}-\text{H} \\ / \\ \text{H} \end{array}$ piramidal	
$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{O} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{H} \quad \cdot \\ \cdot \quad \text{H} \end{array}$ 4 "pares"		$\begin{array}{c} \text{O} \\ \backslash \\ \text{H}-\text{O}-\text{H} \end{array}$ angular	

Ilustrações: AMJ Studiol/D/BR

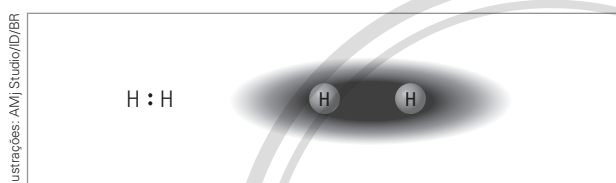
A polaridade das ligações e das moléculas

Muitas das propriedades das substâncias moleculares, como temperatura de fusão, temperatura de ebulição e solubilidade, podem ser interpretadas com base na geometria das moléculas e na polaridade das ligações entre os átomos que as formam.

Ligações polares e ligações apolares

Considere as moléculas dos gases oxigênio, O_2 , nitrogênio, N_2 , e cloro, Cl_2 . Segundo o modelo estabelecido para as ligações covalentes, os átomos envolvidos nessas ligações compartilham elétrons.

Quando esse compartilhamento ocorre entre átomos de mesma eletro-negatividade, ambos exercem a mesma força de atração sobre os elétrons da ligação. Logo, a distribuição de cargas no espaço é simétrica, não há formação de polos elétricos na molécula, e a ligação química é classificada como apolar.



Representação de distribuição eletrônica que envolve dois átomos de hidrogênio (molécula diatômica com ligação apolar). Imagem em cores-fantasia e fora de proporção.

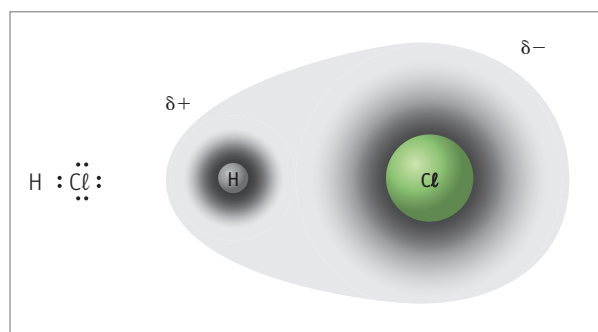
Ligações covalentes apolares são aquelas em que os elétrons são igualmente compartilhados entre os átomos da ligação.

Nas ligações covalentes entre átomos de diferentes eletronegatividades, o mais eletronegativo atrai com maior intensidade os elétrons da ligação, deslocando para si maior densidade de carga negativa.

Os dois átomos em uma ligação covalente polar formam um **dipolo elétrico**, que resulta em uma carga parcial positiva e uma carga parcial negativa de mesma intensidade. Na molécula de cloreto de hidrogênio, por exemplo, os elétrons da ligação são mais fortemente atraídos pelo cloro, cuja eletronegatividade é maior. Essa ligação é denominada covalente polar.

Ligações covalentes polares são aquelas em que os pares de elétrons compartilhados estão mais próximos de um dos átomos da ligação (átomo mais eletronegativo).

A região da ligação que apresenta maior densidade de elétrons é representada por δ^- . A região com menor densidade eletrônica é representada por δ^+ .



Representação de distribuição eletrônica que mostra a interação entre um átomo de hidrogênio e um de cloro (molécula diatômica com ligação polar). Imagem em cores-fantasia e fora de proporção.

Você se lembra?

Polaridade e caráter iônico das ligações

De acordo com o modelo estabelecido para as ligações iônicas, devido à transferência de elétrons do átomo menos eletronegativo (geralmente metálico) para o mais eletronegativo (não metálico), a espécie química é formada por cátions (íons de carga elétrica positiva) e ânions (íons de carga elétrica negativa).

Já nas ligações covalentes polares, em que ocorre compartilhamento de elétrons, não se pode representar o polo negativo com sinal $-$, e o positivo com o sinal $+$, pois isso passa a ideia incorreta de que a espécie química é constituída por cátions e ânions. A representação das regiões positiva e negativa da molécula (respectivamente δ^+ e δ^-) indica que se trata de ligação covalente, cuja distribuição de carga não é uniforme.

Todas as ligações entre dois átomos de diferentes eletronegatividades são polares em alguma extensão.

A polaridade das ligações depende da diferença de eletronegatividade entre os átomos. Quanto maior a diferença de eletronegatividade, maior o caráter polar da ligação e vice-versa.

Momento de dipolo e polaridade das moléculas

A polaridade de uma ligação é uma consequência da simetria ou não com que os elétrons da ligação se distribuem em torno dos átomos envolvidos. Numa ligação apolar, os elétrons estão espalhados de maneira simétrica. Nas ligações polares, eles estão mais concentrados ao redor do átomo mais eletronegativo.

De forma semelhante, pode-se dizer que uma molécula apolar é aquela em que os elétrons estão simetricamente distribuídos. Uma molécula é polar quando uma de suas extremidades apresenta maior densidade eletrônica, ou seja, a distribuição de cargas não é uniforme (assimétrica).

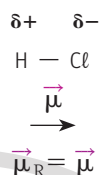
As ligações polares apresentam dipolos elétricos. Por convenção, um dipolo elétrico é representado por um vetor que aponta para a extremidade da ligação que concentra mais elétrons, o polo negativo (δ^-).

A intensidade de um dipolo elétrico, que indica a intensidade das cargas parciais, é chamada de **momento de dipolo** ou **momento dipolar**, sendo representada por $\vec{\mu}$.

O momento dipolar resultante de uma molécula ($\vec{\mu}_R$) é dado pela soma vetorial dos momentos de dipolo de todas as suas ligações.

Uma molécula é classificada como apolar quando apresenta momento de dipolo resultante igual a zero ($\vec{\mu}_R = 0$); nas polares, o momento dipolo resultante é diferente de zero ($\vec{\mu}_R \neq 0$).

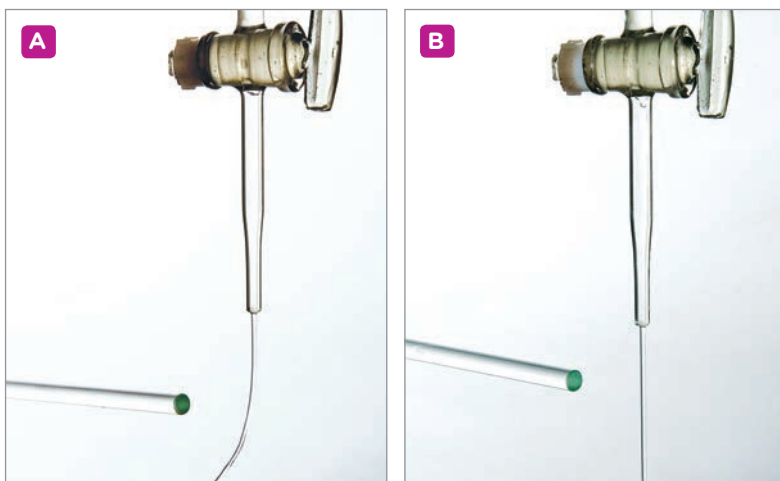
Todas as moléculas diatômicas homonucleares (formadas por átomos do mesmo elemento químico) são apolares. As moléculas diatômicas constituídas por átomos de elementos diferentes são classificadas como polares. Nesse caso específico, a polaridade da ligação coincide com a da molécula.



SAIBA MAIS

Substâncias polares e apolares e cargas elétricas

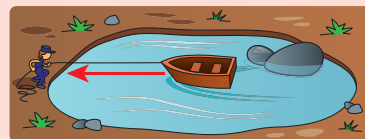
Quando um bastão de vidro eletrizado positivamente devido ao atrito com a lã é aproximado de um filete de água — uma substância polar —, ocorre um desvio da trajetória desse filete por causa da atração entre as cargas positivas do bastão e os polos negativos das moléculas de água. No entanto, esse desvio não ocorre com substâncias apolares.



Substâncias líquidas polares sofrem desvio com a aproximação do bastão eletrizado (A), o que não ocorre com as apolares (B).

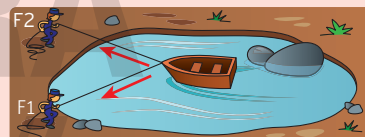
Os vetores

O esquema abaixo, em cores-fantasia, mostra a força aplicada a um barco, em repouso, que é puxado por uma corda para a margem de um lago.

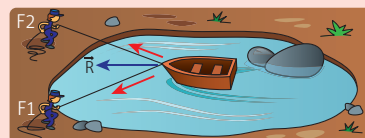


A seta (vetor) indica o sentido da força aplicada. Na ausência de outras forças que atuem sobre o barco e admitindo-se que ele estava em repouso, pode-se dizer que ele vai percorrer uma trajetória que corresponde ao sentido indicado pelo vetor.

Pode acontecer de o barco ser puxado por duas pessoas situadas em pontos diferentes da margem. Nesse caso, na ausência de outras forças, a trajetória do barco é determinada pelo sentido do vetor resultante desses vetores.

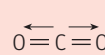


Ligando-se a extremidade esquerda de um vetor à extremidade direita do outro, e traçando-se o vetor que começa na origem do primeiro e vai até a extremidade do segundo, obtém-se a resultante (\vec{R}).



É possível usar vetores para indicar a polaridade de uma ligação química. A polaridade de uma molécula depende da soma dos vetores das ligações.

A resultante nula indica que a molécula é apolar. Uma resultante não nula indica que se trata de uma molécula polar. Exemplos:



(resultante nula)
molécula apolar



(resultante não nula)
molécula polar

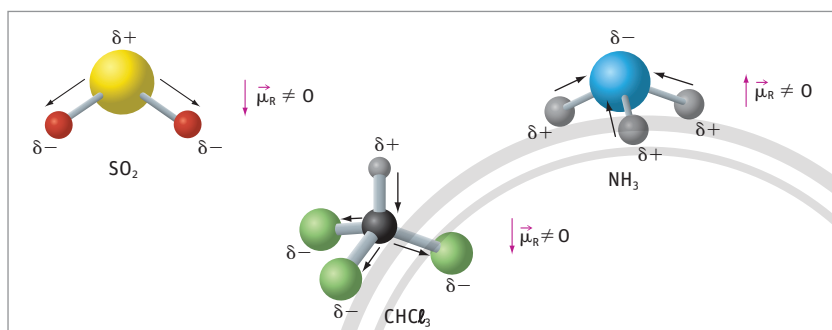
Geometria molecular e polaridade das moléculas

Grande parte das propriedades físicas e químicas das substâncias depende não só das características dos elementos que as constituem, mas também da geometria de suas moléculas.

É o que ocorre, por exemplo, com a molécula de água (H_2O), cuja geometria faz com que ela seja polar.

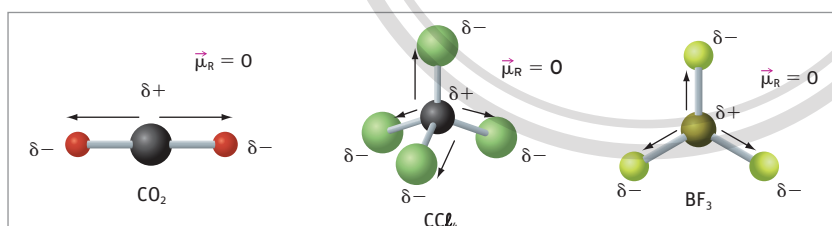
A soma vetorial dos momentos de dipolo dessa molécula resulta em $\vec{\mu}_R \neq 0$, pois os dois dipolos $\delta^- \text{ O} - \text{H} \delta^+$ se encontram, formando um ângulo de $104,5^\circ$, e não se cancelam. A figura ao lado mostra que a distribuição de carga não é uniforme, havendo maior densidade de carga negativa sobre o átomo de oxigênio da molécula.

Veja também outros exemplos de $\vec{\mu}_R \neq 0$.

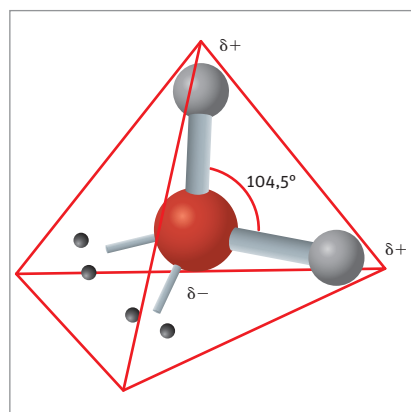


Geometrias variadas de moléculas polares. SO_2 é angular. CHCl_3 é tetraédrica. E NH_3 , piramidal triangular. A seta roxa indica o momento dipolo resultante das moléculas. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

Já a distribuição simétrica de dipolos elétricos ao redor de um átomo central resulta em $\vec{\mu}_R = 0$. A classificação das moléculas como apolares é observada no dióxido de carbono (CO_2), de geometria linear; no tetracloreto de carbono (CCl_4), de estrutura tetraédrica; e no trifluoreto de boro (BF_3), disposto na forma trigonal plana.



A simetria da distribuição de cargas das moléculas de CO_2 (linear), CCl_4 (tetraédrica) e BF_3 (trigonal plana) resulta em $\vec{\mu}_R = 0$. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.



Disposição espacial da água. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

Ilustrações: AMJ Studio/DBR

SAIBA MAIS

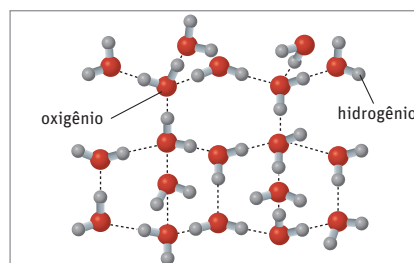
Polaridade da água líquida e geometria do gelo

A geometria da molécula de água torna-a um composto polar, o que explica uma série de propriedades, entre elas a capacidade de dissolver substâncias polares ou iônicas para formar soluções aquosas.

Outra propriedade característica da polaridade da água é a estrutura cristalina do seu estado sólido: estruturas hexagonais tridimensionais.

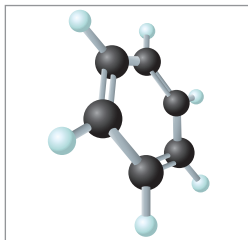
Essa estrutura explica por que o gelo tem menor densidade e flutua sobre a água líquida.

Na estrutura cristalina do gelo, observa-se um aumento dos espaços vazios, o que faz com que a mesma massa de água no estado sólido ocupe maior volume do que no estado líquido.



Representação de estruturas hexagonais tridimensionais do estado sólido da água. Imagem em cores-fantasia e fora de proporção.

11. O benzeno (C_6H_6) é um hidrocarboneto derivado do petróleo ou do carvão mineral. Muito utilizado como solvente de substâncias apolares e matéria-prima na indústria química, o benzeno apresenta toxicidade bastante elevada, sendo considerado um problema de segurança no trabalho.



Ilustrações: AMJ, Studio/D/BR

A representação acima é da fórmula estrutural da molécula de benzeno.

- Qual o ângulo de ligação esperado entre os átomos de carbono no benzeno? Explique como você chegou a esse valor.
 - O benzeno dissolve o tetracloreto de carbono (CCl_4)? Justifique.
12. O tetrafluoretileno (C_2F_4) é o monômero gerador do polímero politetrafluoretileno, conhecido pela marca registrada Teflon®. Esse polímero, descoberto acidentalmente em 1938 e comercializado a partir de 1946, tem como principais características a sua inércia química e seu baixo coeficiente de atrito.
- Pesquise algumas aplicações desse politetrafluoretileno.
 - Represente a fórmula estrutural do C_2F_4 .
 - Classifique a molécula do tetrafluoretileno em polar ou apolar. Justifique.
13. O acetileno (C_2H_2), o etileno (C_2H_4) e o etano (C_2H_6) são exemplos de hidrocarbonetos derivados do petróleo. Além de combustíveis, essas substâncias são matérias-primas da indústria petroquímica.

O acetileno pode participar de uma série de reações de polimerização, obtendo-se uma gama variada de plásticos de larga aplicação na indústria. Além disso, também é matéria-prima para a obtenção de outros produtos químicos: o etileno, etanol e uma série de produtos organoclorados.

Mila Atanasov/Alamy/Latinstock



Krabikus/Shutterstock.com/D/BR

A queima do acetileno é extremamente exotérmica. Em uma mistura apropriada com gás oxigênio, conhecido como solda oxiacetilênica, obtêm-se temperaturas de 2 500 °C a 3 000 °C. Com um maçarico, essa mistura tem diversas aplicações, especialmente para soldar metais e moldar vidros.

Já o etileno, um hormônio natural de vários vegetais, é usado no amadurecimento de frutas. É matéria-prima para a obtenção de etanol, sendo um caminho possível para produzir etanol a partir do petróleo. Outras substâncias importantes na indústria são obtidas a partir do etileno, como o cloreto de vinila, o óxido de etileno e o etilenoglicol.

Também é utilizado na produção de polímeros, os polietilenos, ampla variedade de plásticos, com as mais diversas aplicações.

- Dê as fórmulas estruturais dos gases acetileno, etileno e etano. Nomeie a geometria ao redor dos átomos de carbono em cada estrutura.
- Cada uma dessas moléculas poderia ser classificada como polar ou apolar? Por quê?
- O etano apresenta reatividade bem limitada quando comparado ao acetileno e ao etileno e, por isso, não é tão importante como matéria-prima na indústria petroquímica. Pesquise a relação entre a estrutura do etano, do etileno e do acetileno e suas respectivas reatividades.

14. Relacione as moléculas com as respectivas geometrias. Números atômicos:

H (Z = 1)	N (Z = 7)	F (Z = 9)
C (Z = 6)	O (Z = 8)	S (Z = 16)

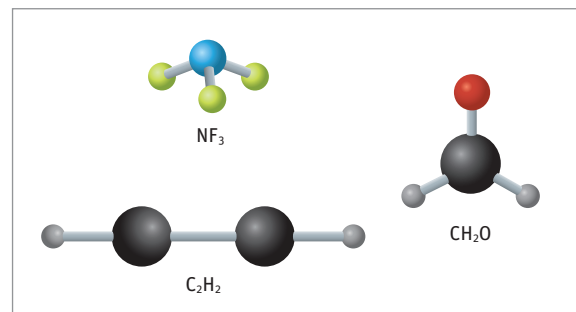
Coluna I
(geometria molecular)

- linear
- trigonal plana
- angular
- piramidal
- tetraédrica

Coluna II
(moléculas)

- SO_3
- NH_3
- CO_2
- SO_2
- H_2S
- CF_4

15. Observe, a seguir, a disposição espacial das moléculas de trifluoreto de nitrogênio (NF_3), formaldeído (CH_2O) e acetileno (C_2H_2).



(Representação em cores-fantasia e fora de proporção)

- Represente os dipolos elétricos em cada molécula.
- Classifique-as como polares ou apolares e indique o sentido do dipolo elétrico das polares.

Atividade experimental

Geometria molecular

Objetivo

Utilizar esferas de massas de modelar para representar formas geométricas de moléculas.

Material

- 4 bastões de massas de modelar de cores diferentes (preta, cinza, vermelha e verde)
- 16 palitos de dente

Procedimento

Parte A

1. Modele uma esfera de cor preta, representando o átomo de carbono (C).
2. Insira nela quatro palitos de maneira que eles formem entre si os maiores ângulos possíveis.
3. Fixe esferas pequenas de cor cinza (que representam átomos de H) na ponta de cada palito.
4. Observe a geometria do aglomerado obtido, que representa a molécula de metano, CH_4 .

Parte B

1. Modele uma esfera de cor verde, representando o átomo de nitrogênio (N).
2. Insira nela quatro palitos de maneira que eles formem entre si os maiores ângulos possíveis.
3. Fixe esferas pequenas de cor cinza na extremidade livre de três palitos, deixando o quarto livre.
4. Observe a geometria do aglomerado obtido, que representa a molécula de amônia, NH_3 .

Parte C

1. Modele uma esfera da cor vermelha, representando o átomo de oxigênio (O).
2. Insira nela quatro palitos de maneira que eles formem entre si os maiores ângulos possíveis.
3. Fixe esferas pequenas de cor cinza na extremidade livre de dois palitos, deixando dois deles livres.
4. Observe a geometria do aglomerado obtido, que representa a molécula de água, H_2O .

Parte D

1. Modele uma esfera de cor preta, representando o átomo de carbono.
2. Insira nela dois pares de palitos de maneira que um dos pares fique o mais afastado possível do outro par.
3. Fixe uma esfera vermelha nas extremidades livres de cada um desses pares.
4. Observe a geometria do aglomerado obtido, que representa a molécula de dióxido de carbono (CO_2).



Confecção de modelos de moléculas feitos de palitos de dente e massa de modelar.

Analise e discuta

1. Qual é a forma geométrica da estrutura obtida na parte A (CH_4) e na parte B (NH_3)?
2. Por que na determinação da geometria da amônia não se levou em consideração o quarto palito inserido no nitrogênio? O que representa esse palito?
3. Por que há a recomendação de que os pares de elétrons (representados pelos palitos) devem formar o maior ângulo possível entre si?
4. Qual é a forma geométrica da estrutura obtida na parte C (H_2O) e na parte D (CO_2)?
5. Qual deve ser a forma geométrica da molécula de Cl_2 ?
6. Com base na Tabela Periódica, deduza a forma geométrica da molécula de H_2S .
7. Deduza a forma geométrica da molécula de HCN. Considere que o C forma uma ligação simples, que o liga ao H, e uma ligação tripla, que o liga ao N.

Química tem história

O estabelecimento da valência no século XIX

O contexto socioeconômico

As primeiras décadas do século XIX caracterizaram-se pelo prosseguimento da Revolução Industrial iniciada em fins do século anterior, liderada por países como Inglaterra, França e Alemanha. As máquinas a vapor garantiam o desenvolvimento da indústria nascente e, concomitantemente a isso, surgiu a indústria química, que produzia, principalmente, materiais inorgânicos, como o ácido sulfúrico e a soda caústica. O que hoje chamamos de materiais orgânicos, como óleos, resinas e ceras, eram produzidos em menor escala em razão da pouca compreensão sobre esses materiais. Diante disso, investigar materiais orgânicos a fim de compreender suas composições e propriedades poderia aumentar sua produção.

A busca pela compreensão dos compostos orgânicos

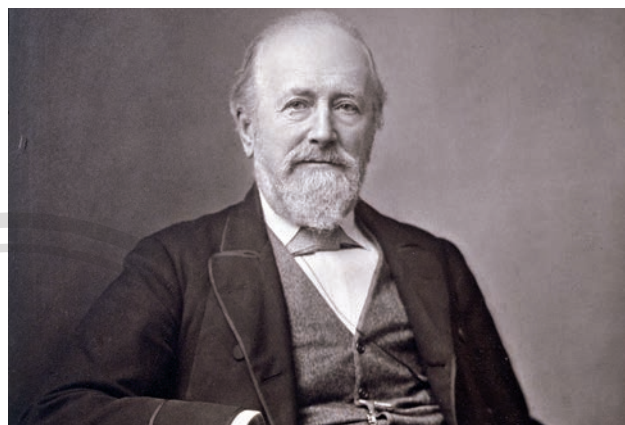
No começo do século XIX, o sueco Jöns Berzelius (1779-1848) desenvolveu uma teoria chamada dualismo eletroquímico para explicar a eletrólise de sais, a partir da observação de que uma parte constituinte do sal se dirigia para o polo positivo da pilha, enquanto a outra se dirigia para o polo negativo. Com base nessa observação experimental, ele explicou que compostos inorgânicos apresentavam duas partes, uma positiva e outra negativa, de modo que tais polaridades opostas se atrairiam para dar coesão aos compostos inorgânicos. O sucesso em explicar as combinações dos compostos inorgânicos fez com que Berzelius estendesse essa teoria aos compostos orgânicos, e outros químicos da época também a adotaram.

Os alemães Justus von Liebig (1803-1873) e Friedrich Wöhler (1800-1882) estudaram o ácido benzoico e notaram que uma parte constituinte dele, chamada de radical benzoíla, constava em diferentes compostos orgânicos. Esse radical possuía a mesma composição em tais compostos, ou seja, consistia dos mesmos elementos e proporções relativas, porém, alterava-se de um composto a outro em relação ao grupo que o neutralizava.

Os compostos organometálicos e o poder de combinação

O químico inglês Edward Frankland (1825-1899) investigou os radicais orgânicos nos primeiros anos de sua carreira. Ele produziu uma nova classe de compostos

químicos, denominados organometálicos, cuja composição envolve a combinação entre metais e radicais orgânicos. Frankland produziu uma diversidade desses compostos e notou uma regularidade nas combinações entre os metais e os radicais orgânicos. Dessa maneira, ele propôs, em 1852, que os elementos químicos se combinam com uma quantidade fixa de átomos ou radicais.



The Royal Institution, Londres/The Bridgeman Art Library/EasyPix

O químico Edward Frankland sugeriu que elementos químicos se combinavam com uma quantidade fixa de átomos ou radicais. Foto do século XIX.

O estabelecimento da valência

Outros químicos também identificaram a regularidade observada por Frankland. Os ingleses William Odling (1829-1921) e Alexander Williamson (1824-1924) verificaram essa regularidade em diferentes elementos químicos, e o último observou que o oxigênio na água e em outros compostos combinava-se sempre com dois elementos ou radicais. Tal comportamento também foi observado pelo químico alemão August Kekulé (1829-1886), que notou que, assim como o oxigênio, o enxofre combinava-se em um grupo de compostos, sempre com dois outros elementos ou radicais.

Kekulé percebeu que o carbono se combinava sempre com no máximo quatro outros átomos ou radicais. Para facilitar a comunicação a respeito da combinação dos elementos, ele propôs, no fim da década de 1860, o termo “valência” para designar o número de combinações que um elemento poderia realizar com outros elementos. A partir disso, o hidrogênio é designado como univalente, o oxigênio como divalente e o carbono como tetravalente, por exemplo.

ANALISE E DISCUTA

1. Como o contexto socioeconômico influenciou as investigações sobre materiais orgânicos?
2. A que conclusão Frankland chegou ao produzir compostos organometálicos?
3. Qual a importância de outros químicos verificarem a constância da valência para elementos químicos diferentes dos estudados por Frankland?

16. Com base nos modelos propostos para os diferentes tipos de ligação química, escreva se cada um desses sistemas é ou não bom condutor de corrente elétrica.
- Brometo de potássio no estado líquido.
 - Placa de zinco.
 - Etanol (C₂H₆O), líquido à temperatura ambiente.
 - Mercúrio no estado líquido.
 - Enxofre no estado líquido.
17. Indique a alternativa **correta** com relação a compostos iônicos nas condições ambientes.
- Quanto maior a força de atração entre os íons de um composto iônico, menor sua temperatura de fusão.
 - Suas soluções aquosas são más condutoras de eletricidade.
 - Os íons se mantêm unidos porque o composto possui menor energia que os íons separados.
 - Quanto maior o caráter iônico, menor a solubilidade em água.
18. Indique o(s) tipo(s) de ligação química coerente(s) com as seguintes propriedades dos materiais:
- Conduzem corrente elétrica no estado líquido.
 - São, em geral, sólidos à temperatura ambiente.
 - Apresentam elevadas temperaturas de fusão.
 - São maus condutores quando sólidos ou líquidos.
 - São bons condutores elétricos quando sólidos.
19. Considere as substâncias químicas: oxigênio (O₂), metano (CH₄), cloreto de cálcio (CaCl₂), sódio (Na).
- Indique o tipo de ligação química que mantém as espécies químicas (átomos ou íons) unidas em cada uma das substâncias.
 - Escreva as fórmulas estruturais das substâncias moleculares.
 - Escreva a equação química que representa o processo de dissociação iônica do cloreto de cálcio em água.
20. Identifique a alternativa que apresenta somente fórmulas químicas **corretas** para representar substâncias.
- NaO, KCl, MgS e AlO₂.
 - Na₂O, K₂Cl, MgS₂ e Al₂O₃.
 - Na₂O, KCl, MgS e Al₂O₃.
 - NaO₂, KCl₂, Mg₂S₃ e AlO.
21. Escreva a fórmula das substâncias formadas por:
- Ca e um halogênio;
 - S e o elemento de menor potencial de ionização do 4^o período;
 - exclusivamente um elemento da família 6;
 - Al e o calcogênio de menor raio atômico;
 - composto originado pelo átomo de menor raio do grupo 14 e o flúor;
 - P e o elemento de maior afinidade eletrônica do 3^o período.

22. Considerando as substâncias naftaleno (C₁₀H₈), potássio (K), fluoreto de potássio (KF) e dióxido de silício (SiO₂), algumas de suas propriedades estão representadas na tabela a seguir.

Código	A	B	C	D
TF (°C)	858	63	80,5	1 700
TE (°C)	1 505	766	218	2 230
Condutibilidade elétrica no estado sólido	mau condutor	condutor	mau condutor	mau condutor
Condutibilidade elétrica no estado líquido	condutor	condutor	mau condutor	mau condutor
Substância				

Identifique cada substância. Explique sua escolha.

23. Sugira uma explicação para os seguintes fatos:
- Soluções aquosas de sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁) e cloreto de sódio (NaCl) apresentam comportamentos distintos com relação à condutibilidade elétrica.
 - O cobre é utilizado em fiações elétricas devido à sua alta condutibilidade elétrica.
24. Observe, na tabela, os principais elementos presentes no corpo humano. Depois faça o que se pede.

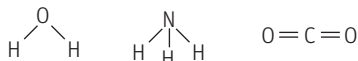
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

AM Produções Gráficas/ID/BR

elemento majoritário	elemento microtraço	elemento traço	essencialidade discutida
----------------------	---------------------	----------------	--------------------------

- Indique um elemento metálico que é classificado como elemento majoritário no corpo humano.
 - O ferro é absorvido pelo nosso corpo na forma de Fe²⁺. Qual o número de elétrons no ²⁶Fe²⁺?
 - Qual a fórmula da substância formada pelos íons ferro(II) e os íons cloreto (Cl⁻)?
25. Leia a afirmação a seguir e responda aos itens.
- “A análise de uma substância sólida indicou que ela é formada somente por um único elemento químico.”
- Diante dessa afirmação, é possível descobrir o tipo de ligação dessa substância? Por quê?
 - Quais procedimentos você faria para comprovar que essa substância possui tal tipo de ligação? Informe também quais resultados seriam esperados para esse procedimento.

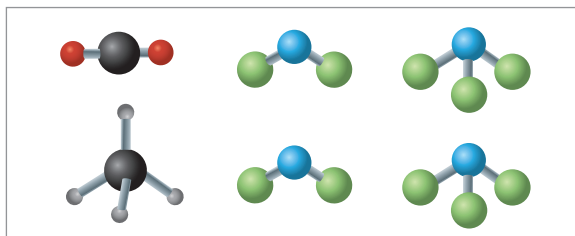
26. Analise as moléculas representadas abaixo e classifique as afirmações em verdadeiras ou falsas.



- a) A molécula de CO_2 é apolar, pois ligações duplas são apolares.
 b) NH_3 e H_2O são moléculas polares.
 c) A molécula do composto CO_2 é apolar, pois $\vec{\mu}_R = 0$.
 d) A molécula de H_2O é polar, pois é angular e o átomo de O é mais eletronegativo que o de H.
 e) A molécula de NH_3 é apolar, pois apresenta três ligações simples iguais.
27. Na tabela a seguir há exemplos de moléculas representadas somente pela sua fórmula eletrônica. Copie a tabela no caderno e complete-a com as informações de cada substância.

Molécula	$\text{H} \cdot \cdot \text{F} \cdot \cdot$	$\text{H} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot$ H	$\text{H} \cdot \cdot \text{N} \cdot \cdot \text{H}$ H	$\text{H} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{H}$ H
Número de átomos ligados ao átomo central				
Número de pares de elétrons ao redor do átomo central				
Polaridade				
Geometria				

28. O fósforo é um ametal de número atômico 15. Forma, com o hidrogênio, a substância PH_3 . O enxofre (também ametal) tem número atômico 16 e encontra-se no H_2S (gás que apresenta cheiro de ovo podre). Determine as geometrias das moléculas H_2S e PH_3 .
29. Considere as seguintes substâncias: CO_2 , H_2O , NH_3 , CH_4 , H_2S e PH_3 , e suas respectivas representações.

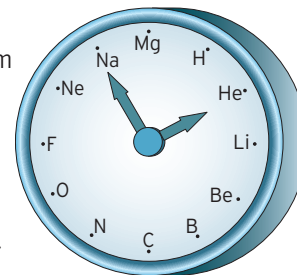


Representações em cores-fantasia e fora de proporção.

Qual é a polaridade das moléculas representadas?

30. Um professor decidiu decorar o laboratório com um "relógio de Química", no qual, no lugar dos algarismos, foram colocados os símbolos de alguns elementos,

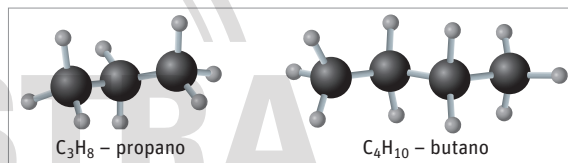
dispostos de acordo com seus respectivos números atômicos, como mostra a figura.



Ilustrações: AMJ Studio/ID/BR

- a) Indique o tipo de ligação do composto que é formado quando o relógio marca 8 horas.
 b) Qual é a fórmula do composto obtido?
 c) Qual é a hora em que o relógio pode representar melhor a molécula F_2 ? Qual é a polaridade dessa molécula e a sua geometria?
 d) Lembrando que a maioria dos átomos se estabiliza com oito elétrons na camada de valência, quando o relógio marcar 6 horas e 5 minutos, quantos átomos haverá na molécula formada pelos elementos indicados? Qual é a polaridade dessa molécula e a sua geometria?

31. A figura abaixo mostra a disposição espacial das moléculas dos gases propano e butano, principais constituintes do gás liquefeito de petróleo (GLP).



Representações em cores-fantasia e fora de proporção.

- a) Escreva as fórmulas estruturais do propano e do butano.
 b) Classifique essas substâncias como polares ou apolares. Justifique.
32. Analise os dados da tabela a seguir e sugira uma explicação para as afirmações nas alternativas.

Substância	Momento dipolar ($\vec{\mu}_R$)
HF	1,91
HCl	1,03
HBr	0,79
HI	0,42
H_2O	1,85
CO_2	0
CO	0,12
CCl_4	0

- a) As substâncias HI, HBr, HCl e HF estão representadas em ordem crescente de momento dipolar.
 b) Apesar de H_2O e CO_2 serem moléculas triatômicas, a primeira é polar, e a segunda, apolar.
 c) Apesar de constituídos por átomos dos mesmos elementos químicos, o CO é polar, e o CO_2 , apolar.
 d) Apesar de apresentarem ligações polares, CO_2 e CCl_4 são apolares.

O misterioso mundo da supercondutividade

Quando uma corrente elétrica percorre um condutor [...], este irradia calor em decorrência do efeito Joule. Essa irradiação representa uma perda considerável de energia, da ordem de 2,5% nos casos de transmissão pela rede elétrica. [...]

Ao desenvolver a tecnologia para a liquefação do hélio, em 1911, o físico holandês Heike Kamerlingh Onnes (1853-1926) descobriu que alguns metais apresentavam resistência nula em temperaturas inferiores a 4,2 K (-269 °C), exatamente a temperatura em que o hélio passa do estado gasoso para o líquido. [...]

SANTOS, C. A. dos. O misterioso mundo da supercondutividade. Instituto Ciência Hoje. dez. 2009. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/do-laboratorio-para-a-fabrica/o-misterioso-mundo-da-supercondutividade>>. Acesso em: 4 mar. 2016.

Negócios quentes para materiais frios

Parece óbvio que a primeira aplicação imaginada [uma vez conhecidos os conceitos básicos da supercondutividade] tenha sido a fabricação de fios supercondutores: é o sonho da condução de eletricidade sem perda. Uma vez fabricados, esses fios poderiam ser utilizados para a fabricação de eletroímãs capazes de produzir campos magnéticos muito mais intensos do que aqueles obtidos com os eletroímãs produzidos com materiais condutores comuns.

Como eletroímãs são largamente utilizados em dispositivos tecnológicos, a novidade teria um grande potencial para ser extensivamente utilizada pela indústria, não fosse por um simples detalhe: todos os materiais supercondutores descobertos até 1986 apresentaram temperatura crítica inferior a 30 K, ou -243 °C. Qualquer dispositivo fabricado com esses materiais só pode operar em temperaturas inferiores à temperatura crítica. [...]

Esse processo de resfriamento fica muito caro para ser usado em aplicações comuns. Assim, fios feitos com esses supercondutores de baixa temperatura crítica só foram industrialmente utilizados para a fabricação de eletroímãs empregados em sofisticados e caros equipamentos de pesquisa e para a produção de aparelhos de ressonância magnética usados na medicina.

Um horizonte de novas perspectivas descortinou-se [...] com a descoberta dos supercondutores de alta temperatura crítica, ou cerâmicas supercondutoras, que podem operar em temperaturas superiores à do nitrogênio líquido, aproximadamente 77 K (-196 °C). Passar de 30 K para 77 K representa uma economia animadora: não apenas a tecnologia é mais simples, como o gás utilizado, nitrogênio, é muito mais barato do que o hélio, necessário para resfriar materiais abaixo de 30 K. [...]

Um bom exemplo são os limitadores de corrente. [...] O limitador de corrente é na verdade uma espécie de disjuntor utilizado na entrada de uma rede elétrica (uma cidade, fábrica ou edifício). A função de qualquer disjuntor é impedir que a corrente elétrica ultrapasse o valor máximo suportável pelo circuito ou rede elétrica. [...] No caso de um disjuntor supercondutor, o limite de corrente é definido pela corrente crítica do supercondutor. Assim, quando a corrente atinge o valor limite, o material passa a ser um condutor comum e abre o circuito. Quando a corrente diminui, o material volta ao seu estado supercondutor e fecha automaticamente o circuito. O processo todo ocorre tipicamente em algumas dezenas de microssegundos. [...]

O uso das cerâmicas supercondutoras possibilitou a fabricação de um motor com 70 toneladas, em vez das 400 toneladas resultantes nos motores convencionais, e menos da metade do volume. Esse motor foi fabricado com fios de primeira geração (fios 1G), uma estrutura composta de aproximadamente 55 filamentos de supercondutor [...] imersos em uma liga de prata. [...]

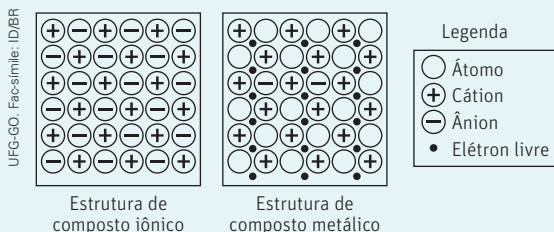
Os próximos motores deverão ser fabricados com fios de segunda geração (fios 2G), produzidos com a tecnologia de filmes finos. [...] Existem muitas vantagens tecnológicas dos fios 2G sobre os fios 1G, mas talvez a mais definitiva seja o custo do produto. Fios 1G custam aproximadamente R\$ 100 por quiloampère-metro. Esse é um custo competitivo para muitas aplicações, mas o ideal é que ele se aproxime do custo do fio de cobre, que está entre R\$ 30 e R\$ 50 por quiloampère-metro. [...]

SANTOS, C. A. dos. Negócios quentes para materiais frios. Instituto Ciência Hoje. dez. 2009. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/do-laboratorio-para-a-fabrica/negocios-quentes-para-materiais-frios>>. Acesso em: 4 mar. 2016.

PARA DISCUTIR

1. A condução de eletricidade sem perda de energia já é uma realidade? Justifique sua resposta.
2. Segundo o texto, o que impedia a fabricação de fios supercondutores em grande escala para uso pelas indústrias, por exemplo?
3. Qual descoberta possibilitou a produção desses fios?
4. Relacione o título de um dos textos (“Negócios quentes para materiais frios”) com as cerâmicas supercondutoras e as perspectivas tratadas nos dois parágrafos finais.

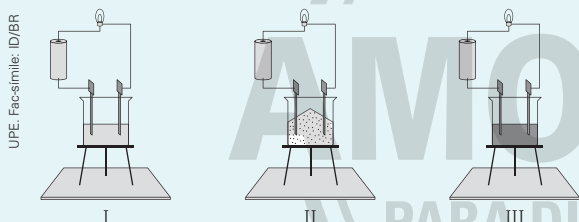
33. (UFG-GO) Analise os esquemas a seguir.



Tendo em vista as estruturas apresentadas:

- explique a diferença de comportamento entre um composto iônico sólido e um metal sólido quando submetidos a uma diferença de potencial;
- explique por que o comportamento de uma solução de substância iônica é semelhante ao comportamento de um metal sólido, quando ambos são submetidos a uma diferença de potencial.

34. (UPE) Em uma feira de ciências, apresentou-se um vídeo que mostrava, simultaneamente, três experimentos diferentes (I, II e III), conforme indicados a seguir. Em cada recipiente, havia: I. Solução de NaCl; II. NaCl sólido; III. NaCl fundido.



Passados alguns instantes, percebeu-se que se acendeu (acenderam) apenas a(s) lâmpada(s):

- a) I. b) II. c) III. d) I e II. e) I e III.

35. (Unesp) Três substâncias puras, X, Y e Z, tiveram suas condutividades elétricas testadas, tanto no estado sólido como no estado líquido, e os dados obtidos encontram-se resumidos na tabela.

Substância	conduz corrente elétrica em meio	
	sólido	líquido
X	sim	não
Y	não	sim
Z	não	sim

Com base nessas informações, é **correto** classificar como substância(s) iônica(s):

- Y e Z, apenas.
- X, Y e Z.
- X e Y, apenas.
- Y, apenas.
- X, apenas.

36. (Udesc) A condutividade elétrica de um material depende muito do tipo de ligação química da qual o material é formado e do estado físico em que este se encontra. Sendo assim, materiais como prata, açúcar de cana (sacarose) e sal de cozinha (cloreto

de sódio) apresentam comportamentos distintos quanto à condutividade elétrica. Em relação à condutividade elétrica, assinale a alternativa **correta**.

- O açúcar é uma substância iônica que não conduz bem a eletricidade.
- O açúcar é um bom condutor de corrente elétrica porque possui cargas livres em seu retículo cristalino molecular.
- O NaCl fundido não conduz corrente elétrica.
- Um objeto de prata é bom condutor de corrente elétrica porque apresenta elétrons livres em seu retículo cristalino metálico.
- O NaCl é bom condutor de corrente elétrica em temperaturas inferiores ao seu ponto de fusão.

37. (UFRGS-RS) Um elemento X, que apresenta distribuição eletrônica em níveis de energia K = 2, L = 8, M = 8, N = 2, forma com:

- um metal alcalino M um composto iônico MX.
- um halogênio R um composto molecular X₂R.
- um calcogênio Z um composto iônico XZ.
- o hidrogênio um composto molecular HX.
- um halogênio Y um composto molecular XY.

38. (Unicamp-SP) Considere as seguintes informações sobre os elementos químicos X, Y e Z.

Elemento	Família ou grupo	Período
X	do oxigênio	2
Y	14	2
Z	dos alcalinos	4

- Quais são os elementos X, Y e Z?
- A combinação de dois desses elementos pode formar substâncias não iônicas e gasosas a temperatura e pressão ambientes. Escreva a fórmula de uma dessas substâncias.
- Escreva a fórmula de uma substância iônica e sólida formada pela combinação dos três elementos.

39. (PUC-MG) Analise a tabela, que mostra propriedades de três substâncias X, Y e Z, em condições ambientes.

Substância	Temperatura de fusão (°C)	Condutibilidade elétrica	Solubilidade na água
X	146	nenhuma	solúvel
Y	1 600	elevada	insolúvel
Z	800	só fundido ou dissolvido na água	solúvel

Considerando-se essas informações, é **correto** afirmar que as substâncias X, Y e Z são, respectivamente,

- iônica, metálica, molecular.
- molecular, iônica, metálica.
- molecular, metálica, iônica.
- iônica, molecular, metálica.

Estrutura molecular e propriedades dos materiais: forças intermoleculares

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Estado físico das substâncias e as forças intermoleculares.

Propriedades das substâncias moleculares.



Jean Claude Cartony/Photoshot/EasyPix



Wenn.com/Glowimages

A grande capacidade adesiva das patas das lagartixas é tema de pesquisas científicas. Na foto acima, lagartixa da espécie *Tarentola mauritanica*. Em destaque, ao lado, engenheiro testa possível aplicação desses estudos. Universidade de Stanford (EUA). Foto de 2014.

Você já viu uma lagartixa andando com facilidade pelas paredes e pelo teto? Pois saiba que a capacidade adesiva desses pequenos répteis é objeto de estudo de cientistas. A aderência das patas é tão forte que permite que esses animais se fixem em diversas posições e materiais. Ao mesmo tempo, esse poder adesivo consegue ser desfeito de forma fácil, o que permite que a lagartixa ande rapidamente pela superfície.

Observe as duas fotos acima. Note que o vidro é o objeto comum às duas imagens. Embora pareça ficção científica, a imagem da esquerda é de um teste realizado com um material que imita a capacidade de adesão presente nas patas da lagartixa. Nesse teste, um indivíduo de aproximadamente 70 kg conseguiu ficar preso à superfície do vidro sustentado por um aparato fixado em suas mãos. Isso significa que, em breve, muito provavelmente, será possível escalar paredes como a lagartixa.

O fenômeno da adesão está relacionado às forças atrativas que se estabelecem entre o adesivo e a superfície, nesse caso, o vidro.

As forças atrativas entre as moléculas são chamadas de forças intermoleculares. Além de estarem associadas ao desenvolvimento de materiais, como detergentes, por exemplo, essas forças nos ajudam a compreender e prever propriedades, como temperaturas de ebulição e solubilidade dos materiais em diferentes solventes.

Neste capítulo, investigaremos como as ideias desenvolvidas até o momento contribuem para a compreensão das forças atrativas entre as moléculas. Veremos também que forças são essas e como elas influenciam as propriedades dos materiais.

Estado físico das substâncias e as forças intermoleculares

No estado gasoso, as moléculas encontram-se muito separadas umas das outras, praticamente não existem forças atrativas entre elas; por isso, os gases tendem a ocupar totalmente o recipiente que os contém. Já nos estados líquido e sólido, o que impede que as moléculas se difundam por todo o recipiente são forças atrativas entre elas. Essas forças são denominadas **forças intermoleculares**, **forças de Van der Waals** ou **interações de Van der Waals**.

As interações de Van der Waals, nome dado em homenagem ao físico holandês Johannes Diederik van der Waals (1837-1923), explicam por que a maior parte das substâncias moleculares pode ser encontrada na natureza nos três estados físicos da matéria. Caso não houvesse atração entre moléculas, todas as substâncias moleculares seriam encontradas somente no estado gasoso. Essas interações também explicam a solubilidade de alguns materiais em determinados solventes.

As forças podem ser intensas o suficiente para manter, por exemplo, muitas substâncias moleculares em estado sólido ou líquido, porém são bem mais fracas que as ligações iônicas e covalentes.

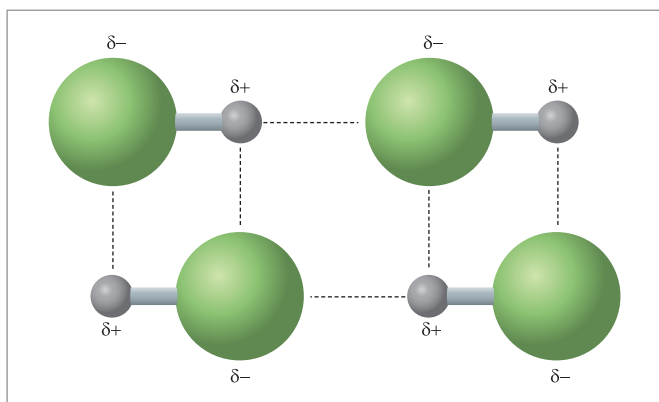
No capítulo anterior, as moléculas das substâncias foram classificadas como polares e apolares. Você é capaz de imaginar como se dá a interação entre moléculas apolares? E entre moléculas polares? É possível a existência de forças atrativas entre moléculas polares e apolares?

Interações dipolo-dipolo

Sabe-se que as moléculas polares não apresentam distribuição uniforme de cargas elétricas. Essa distribuição assimétrica é responsável pela geração de dipolos elétricos permanentes (momento dipolar diferente de zero, $\vec{\mu} \neq 0$), o que faz as moléculas interagirem umas com as outras por atração eletrostática entre dipolos. Em outras palavras, o polo positivo de uma atrai o negativo de outra.

Interações dipolo-dipolo ou interações entre **dipolos permanentes** são forças atrativas que ocorrem entre moléculas polares.

É esse tipo de interação que mantém unidas as moléculas de cloreto de hidrogênio (HCl). Nesse caso, o polo positivo de uma molécula (H) atrai o negativo da outra (Cl).



Interações dipolo-dipolo na molécula de cloreto de hidrogênio. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

Quanto maior a polaridade de uma molécula, mais intensas as interações dipolo-dipolo na substância devido à atração entre dipolos permanentes.

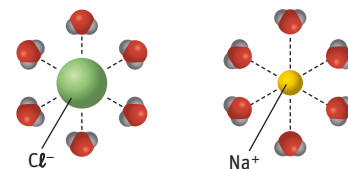
SAIBA MAIS

As interações íon-dipolo

Interações íon-dipolo são aquelas que ocorrem entre íons e moléculas polares, como as que se dão entre moléculas de água e cloreto de sódio (NaCl , constituído por íons Na^+ e Cl^-).

A água é uma molécula polar, com carga parcial negativa sobre o átomo de oxigênio e cargas parciais positivas sobre os átomos de hidrogênio. O NaCl , ao ser adicionado à água, sofre dissociação iônica em decorrência da forte atração entre os íons e o dipolo permanente presente nas moléculas de água – as chamadas interações íon-dipolo.

O arranjo espacial de uma solução aquosa de NaCl pode ser representado, no nível microscópico, por cátions e ânions circundados por moléculas de água, com o polo positivo da água sendo atraído pelo ânion, e o negativo, pelo cátion.



Atração entre polos positivos e negativos das substâncias água e cloreto de sódio. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

Fonte de pesquisa: Água, o líquido vital. QMCWEB. Revista eletrônica do Departamento de Química da UFSC. Disponível em: <<http://www.nucleodeaprendizagem.com.br/agua1.pdf>>. Acesso em: 7 mar. 2016.

Diz-se que o íon metálico atraído pelas moléculas de água está hidratado.

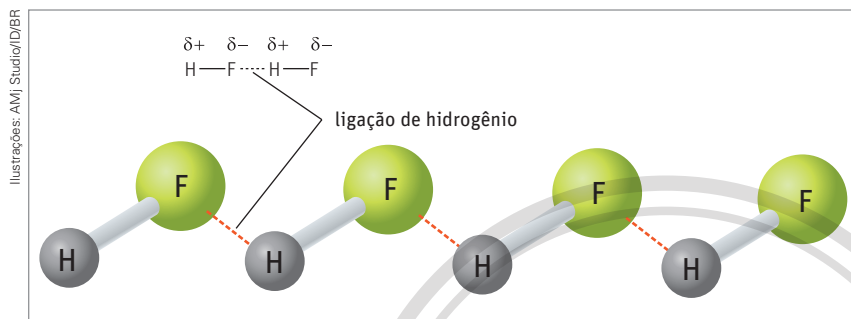
Ligações de hidrogênio

As interações entre dipolos permanentes são especialmente intensas em moléculas que possuem um átomo de hidrogênio ligado a flúor, oxigênio ou nitrogênio.

Essas interações recebem o nome de ligações de hidrogênio. Textos mais antigos utilizam a denominação pontes de hidrogênio.

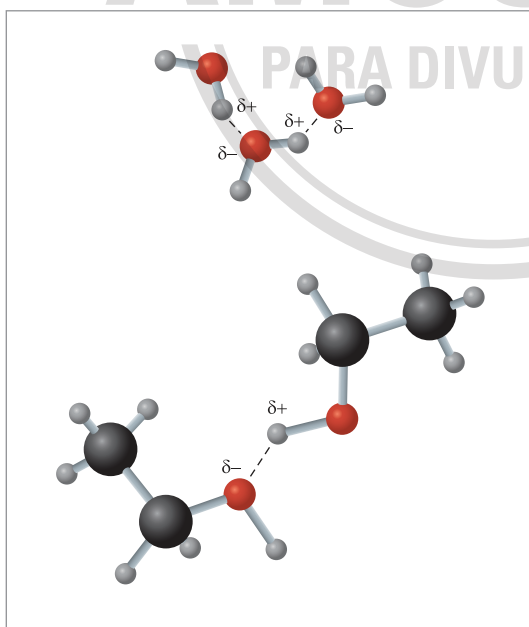
Ligações de hidrogênio são interações que ocorrem entre dipolos, nos quais o polo positivo é o hidrogênio, que se encontra ligado a F, O ou N.

Um dos exemplos de ligação de hidrogênio é o fluoreto de hidrogênio (HF), que, no estado sólido, é constituído de cadeias em zigue-zague de HF unidas por meio de ligações de hidrogênio.



Ligações de hidrogênio mantêm as moléculas de HF unidas. A interação da nuvem eletrônica do átomo de flúor atrai o H da molécula vizinha. A atração resulta na formação de uma cadeia de moléculas de HF. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

As ligações de hidrogênio também ocorrem entre moléculas de água, H_2O , e entre moléculas de álcool etílico, C_2H_6O . Em ambos os casos, o hidrogênio (polo positivo) de uma das moléculas é atraído pelo oxigênio da outra.



Moléculas que se atraem por meio de ligações de hidrogênio: água (H_2O), acima, e etanol (C_2H_6O), abaixo. Representações em cores-fantasia e fora de proporção.

A alta solubilidade do álcool em água, que se dá em qualquer proporção, é explicada, entre outros fatores, pelo estabelecimento de ligações de hidrogênio entre as moléculas de ambas as substâncias. Nesse caso, as interações ocorrem entre moléculas de substâncias diferentes.

SAIBA MAIS

As ligações de hidrogênio e a tensão superficial na água

A alta tensão superficial apresentada pela água é explicada pelas ligações de hidrogênio estabelecidas entre moléculas dessa substância.

Em um líquido, as forças de atração entre as moléculas de sua superfície são diferentes daquelas que atuam em seu interior. Enquanto no interior do líquido as moléculas se atraem mutuamente com as mesmas forças, as que ocupam a superfície são atraídas para o interior, pois não há moléculas de líquido acima da superfície, apenas ar (a atração entre moléculas de água é bem maior do que a interação da água com os componentes do ar).

Como consequência, o líquido se comporta como se possuísse uma membrana elástica em sua superfície. O fenômeno da tensão superficial explica por que as gotas são arredondadas.

No caso específico da água, a tensão superficial é tão alta que permite que alguns insetos andem sobre ela.

O fenômeno explica também por que uma lâmina de barbear feita de aço, cuja densidade é de aproximadamente 8 g/cm^3 , flutua quando colocada horizontalmente sobre a superfície da água.



comprimento: 3 a 36 mm

Irigo Arndt/Minden Pictures/Latinstock

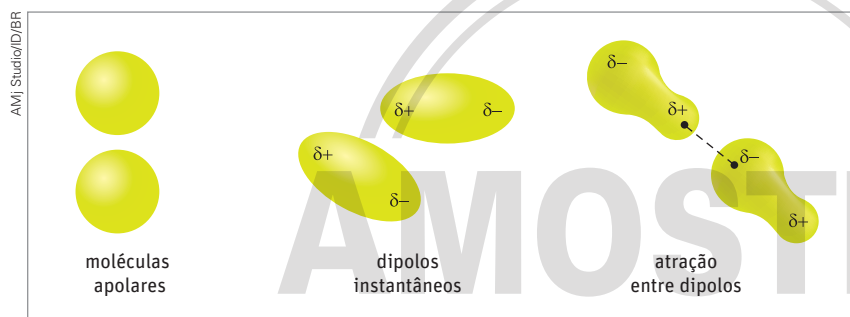
O fenômeno da alta tensão superficial da água explica por que alguns insetos são capazes de andar sobre sua superfície. Inseto da família Gerridae.

Interações entre moléculas apolares

Há evidências de que as moléculas de substâncias apolares estão associadas por forças elétricas de baixa intensidade. Por esse motivo, é possível liquefazer gases, como o nitrogênio, N_2 . Essas forças de baixa intensidade também explicam a existência de substâncias apolares líquidas, entre elas os hidrocarbonetos presentes na gasolina (compostos formados por carbono e hidrogênio), e sólidas, como o iodo, I_2 .

As atrações que ocorrem entre moléculas apolares são denominadas interações **dipolo induzido-dipolo induzido**, **dipolo instantâneo-dipolo induzido**, **forças de dispersão de London**, ou, simplesmente, **forças de London**.

As interações de London – assim denominadas em homenagem ao físico alemão Fritz Wolfgang London (1900-1954), que as relacionou com o movimento de elétrons das moléculas – podem ser compreendidas da seguinte forma: quando duas moléculas apolares se aproximam, as atrações ou repulsões eletrônicas entre seus elétrons e núcleos podem levar a deformações momentâneas em suas nuvens de elétrons. Essas deformações geram nas moléculas regiões com diferentes distribuições de cargas, chamadas dipolos instantâneos induzidos, conforme mostrado no esquema abaixo.



A flutuação dos elétrons periféricos de duas moléculas vizinhas resulta na formação de dipolos instantâneos induzidos. Representações em cores-fantasia e fora de proporção.

Os dipolos instantâneos podem induzir a polarização de moléculas adjacentes, resultando em forças atrativas.

Todas as moléculas, polares e apolares, apresentam interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido. Nas moléculas apolares, contudo, esse é o único tipo de interação molecular presente.

A intensidade dessas forças varia muito, porém, em geral, é menos intensa que as anteriores (dipolo-dipolo e ligações de hidrogênio) e depende da superfície de contato entre as moléculas. Geralmente, quanto maior a superfície de contato entre moléculas apolares, maior a indução que uma exerce sobre a outra e maior a atração entre ambas. A polarização ocorre mais facilmente no I_2 (que possui uma nuvem ampla e extensa de elétrons) do que nos gases H_2 ou He.

Interações dipolo-dipolo induzido

As forças de London também podem ocorrer entre moléculas diferentes, uma delas polar e a outra apolar. Nesse caso, o dipolo permanente de uma das moléculas (polar) induz um dipolo instantâneo na apolar.

Essa interação explica, por exemplo, a presença de oxigênio (O_2) dissolvido na água. Nesse caso, pode-se imaginar que, quando a extremidade negativa da molécula de água se aproxima do O_2 , a nuvem eletrônica da molécula apolar se afasta em virtude da repulsão entre ela e a carga negativa do dipolo da água. Como consequência, as moléculas de O_2 tornam-se momentaneamente polarizadas e interagem com as de H_2O , atraindo-se mutuamente.

QUÍMICA E BIOLOGIA

O oxigênio dissolvido em ambientes aquáticos

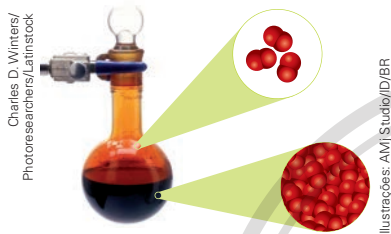
A solubilidade do oxigênio em água (OD) é pequena (cerca de 8,1 mg em 1 L, a 25 °C) devido à fraca interação dipolo-dipolo induzido que se estabelece entre ambas as moléculas (H_2O , polar, e O_2 , apolar).

Ainda que pequena, a presença de oxigênio dissolvido na água é essencial à vida de vários organismos aquáticos. Alguns microrganismos utilizam oxigênio para converter substâncias dissolvidas na água em moléculas ou íons menores e mais simples, como dióxido de carbono, água, fosfato e nitrato. Nesses processos, denominados **oxidativos**, o oxigênio é removido do sistema aquático e pode ser repostado através da interface ar-água. A reposição natural se dá por meio de interações dipolo-dipolo induzido entre as moléculas de água da superfície do rio e o oxigênio do ar.

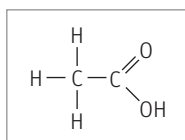
Em águas muito poluídas, o excesso de matéria orgânica pode provocar séria diminuição do nível de OD e, conseqüentemente, a morte de peixes e outras espécies.

A quantidade de oxigênio necessária para promover a oxidação da matéria orgânica em ambientes aquáticos é denominada **demanda bioquímica de oxigênio (DBO)**. As águas muito poluídas apresentam, em geral, elevadas concentrações de matéria orgânica e, por isso, DBO elevada.

- Indique as principais interações moleculares presentes nas substâncias listadas a seguir.
 - Água (H₂O)(l)
 - Iodo (I₂)(s)
 - Metanol (CH₃OH)(l)
 - NH₃ e SO₂
 - CO₂ e HCl
- Identifique a alternativa que apresenta apenas moléculas polares.
 - CCl₄ e H₂O
 - CO₂ e CH₄
 - O₂ e NH₃
- A imagem a seguir é de um frasco que contém bromo (Br₂) nos estados líquido e gasoso.



- Que tipo de interações ocorre entre as moléculas de bromo no estado líquido?
 - No nível molecular, o que diferencia o estado líquido do gasoso?
- Quais as principais interações entre as moléculas das substâncias moleculares abaixo?
 - Amônia (NH₃)(l)
 - Acetaldeído (CH₃CHO)(l)
 - Cianeto de hidrogênio (HCN)(l)
 - O dióxido de carbono sólido, popularmente conhecido por gelo-seco, é muito utilizado em eventos, pois sofre sublimação — passagem direta do estado sólido para o gasoso —, gerando ao seu redor uma névoa branca intensa. Que interação molecular ocorre entre as moléculas de CO₂ no estado sólido? Justifique.
 - Indique o tipo de interação molecular presente nos seguintes casos.
 - Metano (CH₄) líquido.
 - Água e metanol (H₃COH).
 - Oxigênio e água.
 - Oxigênio e nitrogênio.
 - Cloreto de hidrogênio (HCl) e água.
 - O vinagre é formado por uma mistura contendo, aproximadamente, 5% de ácido acético em água. O ácido acético tem fórmula estrutural:



Qual tipo de interação intermolecular ocorre entre o ácido acético e a água?

- Para se obter amoníaco, borbulha-se amônia (NH₃) gasosa – substância que apresenta odor desagradável – em água. Qual tipo de interação existe entre as moléculas de amônia e de água?
- [...] A data de 16 de outubro de 1846 é considerada como a data em que se realizou a primeira intervenção cirúrgica com anestesia geral.

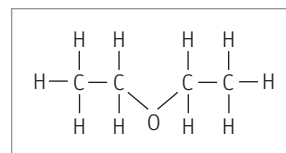
Naquele dia, [...] o cirurgião John Collins Warren realizou a extirpação de um tumor no pescoço de um jovem de 17 anos [...]. O paciente foi anestesiado com éter pelo dentista William Thomas Green Morton, que utilizou um aparelho inalador por ele idealizado. A cena deixou de ser documentada fotograficamente porque o fotógrafo sentiu-se mal ao presenciar o ato cirúrgico [...].

Morton, que praticara com sucesso extrações dentárias sem dor, com inalação de éter, anteveira a possibilidade da cirurgia sem dor e obtivera autorização para uma demonstração naquele hospital. Morton não revelara a natureza química da substância que utilizava, dando-lhe o nome de letheon (do grego, *lethe*, “rio do esquecimento”). Pressionado pela Associação Médica de Boston para que novas intervenções pudessem ser realizadas sem dor, teve de revelar a composição do letheon, que era apenas éter sulfúrico puro.

A insensibilidade total durante o ato cirúrgico, até então, era considerada uma utopia nos meios acadêmicos. [...]

REZENDE, J. M. de. *A sombra do plátano: crônicas de história da medicina*. São Paulo: Ed. da Unifesp, 2009. Disponível em: <<http://books.scielo.org/id/8kf92/pdf/rezende-9788561673635-11.pdf>>. Acesso em: 7 mar. 2016.

O éter sulfúrico mencionado no texto é o nome comercial do éter dietílico. Trata-se de uma substância altamente inflamável formada por moléculas com a seguinte fórmula estrutural:



- As moléculas de éter dietílico são polares ou apolares? Justifique.
- Qual é o tipo de interação entre as moléculas de éter dietílico?
- Pesquise em sites e livros a história da cirurgia e escreva um pequeno texto sobre a importância da anestesia.

Propriedades das substâncias moleculares

Algumas propriedades físicas das substâncias moleculares – como a temperatura de ebulição (TE) e a solubilidade – dependem principalmente das atrações que ocorrem entre suas moléculas.

Temperatura de ebulição

Para que ocorra a ebulição de uma substância, é necessário o rompimento das forças atrativas intermoleculares presentes no líquido.

A tabela a seguir apresenta as temperaturas de ebulição, a 1 atm, e as interações moleculares do metano (CH_4), do cloreto de hidrogênio (HCl) e da água (H_2O).

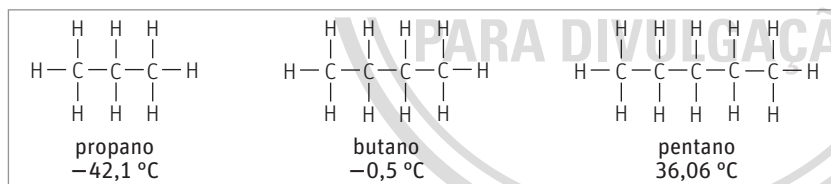
Substância	TE (°C)	Interação molecular
CH_4	-161,5	dispersão de London
HCl	-85	dipolo-dipolo
H_2O	99,974	ligações de hidrogênio

Fonte de pesquisa:
LIDE, D. R. *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. (Versão eletrônica.)

As diferenças nas temperaturas de ebulição ($\text{CH}_4 < \text{HCl} < \text{H}_2\text{O}$) podem ser explicadas pelas interações intermoleculares observadas em cada substância e suas intensidades relativas (dispersão de London < interação dipolo-dipolo < ligações de H). Pode-se generalizar da seguinte forma:

Quanto mais intensas forem as forças intermoleculares, maior a temperatura de ebulição de uma substância molecular.

Entretanto, entre substâncias que apresentam o mesmo tipo de interação intermolecular, a TE depende da superfície de contato entre as moléculas.



Quanto maior a área da molécula, maior a sua nuvem eletrônica, maior a possibilidade de polarizar-se e, portanto, maior a intensidade das interações do tipo dispersão de London.

Devido à superfície de contato entre as moléculas, algumas substâncias apolares possuem temperaturas de ebulição maiores do que a da água – substância que apresenta ligações de hidrogênio entre as moléculas (interações mais fortes que as forças de dispersão de London). Por exemplo, o octano, C_8H_{18} , apresenta TE = 125,5 °C.

Em moléculas com o mesmo tipo de interação, quanto maior a superfície da molécula, maior a temperatura de ebulição.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

10. Observe as fórmulas destas substâncias: C_3H_8 (propano), $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol) e $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ (butan-1-ol).

- Indique o tipo de interação intermolecular presente em cada uma delas.
- É possível prever a ordem crescente de suas TE? Justifique.

Resolução

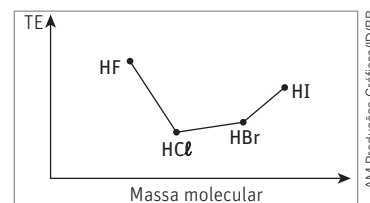
- Propano: dispersão de London, em razão de as interações moleculares serem mais fracas; etanol e butan-1-ol: ligações de hidrogênio – essas interações moleculares são mais fortes.
- Sim: propano < etanol < butan-1-ol.

No propano, as interações intermoleculares são mais fracas. Por ter superfície de contato maior, as ligações entre as moléculas de butan-1-ol são mais fortes que as do etanol.

SAIBA MAIS

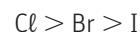
Como diferenciar interações entre moléculas polares

O gráfico a seguir relaciona a TE de haletos de hidrogênio com HX (X = F, Cl, Br e I), em função de suas massas moleculares.



Fonte de pesquisa: Forças intermoleculares. In: QMCWEB. Revista eletrônica do Departamento de Química da UFSC. Disponível em: <<http://www.qmc.ufsc.br/qmcweb/>>. Acesso em: 7 mar. 2016.

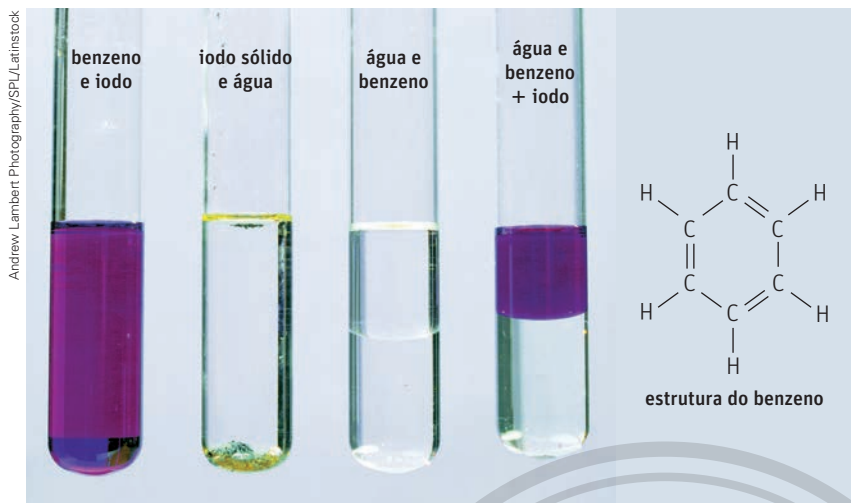
Se fossem considerados somente os momentos dipolares das moléculas, o HCl deveria apresentar maior TE, seguido do HBr e do HI, pois a ordem decrescente de eletronegatividade é:



A ordem inversa se deve à extensão da molécula. O átomo de iodo apresenta maior raio, seguido do bromo e do cloro. Para explicar a alta TE do HF em relação aos demais, é necessário considerar que a interação entre suas moléculas é muito mais intensa (ligações de hidrogênio).

Solubilidade

A imagem a seguir mostra as possíveis combinações de misturas envolvendo três substâncias: água (H_2O), iodo (I_2) e benzeno (C_6H_6).



O iodo é solúvel em benzeno e pouco solúvel em água. Água e benzeno são líquidos praticamente imiscíveis. Com a adição de iodo à mistura que contém água e benzeno, o iodo se dissolve no solvente apolar (benzeno).

Substâncias apolares como o iodo, I_2 , são geralmente mais solúveis em solventes apolares como o benzeno, C_6H_6 , e o tetracloreto de carbono, CCl_4 , mas pouco solúveis em água – um solvente muito polar, em que as moléculas se associam por ligações de hidrogênio entre si. Benzeno e água são solventes praticamente imiscíveis (não se dissolvem um no outro).

Entretanto, ainda que muitos solutos apolares se dissolvam melhor em solventes apolares, e muitos solutos polares se dissolvam melhor em solventes polares, essa relação não pode ser considerada uma regra geral, pois há muitos casos em que solutos apolares se dissolvem bem em solventes polares, e vice-versa. Um exemplo é o próprio iodo (apolar), que é muito solúvel em etanol (polar).

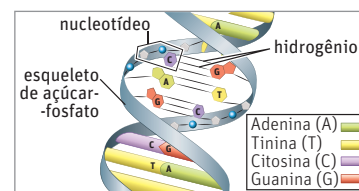
Assim, a solubilidade de uma substância em um solvente deve ser analisada em razão das intensidades das interações entre as moléculas do soluto, das interações que ocorrem entre moléculas do solvente e das interações formadas entre as moléculas do soluto e do solvente, e não somente em virtude do fato de soluto e solvente serem polares ou não. A possibilidade de dissolução aumenta quando a intensidade das forças atrativas entre moléculas de soluto e de solvente é igual ou superior à intensidade das forças atrativas das partículas do soluto entre si e das moléculas do solvente entre si.

No caso do sistema iodo-benzeno-água, as forças de London observadas entre moléculas apolares são de pequena intensidade; já as ligações de hidrogênio, estabelecidas entre as moléculas de água, são mais intensas. A interação entre as moléculas polares e apolares é do tipo dipolo-dipolo induzido, muito menos intensa que as ligações de hidrogênio. Assim, como as interações entre as moléculas de água são mais intensas que as possíveis novas interações, as ligações de hidrogênio não são rompidas e observa-se um sistema bifásico quando água e benzeno são misturados. A solubilidade do iodo em benzeno é explicada pelo fato de as interações entre as moléculas de soluto (I_2) e as de solvente (C_6H_6) serem mais intensas do que aquelas que ocorrem entre as moléculas de iodo e entre as moléculas de benzeno.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

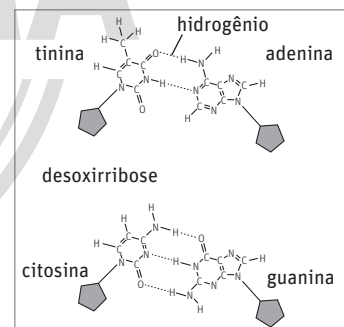
A estrutura do DNA

Em abril de 1953, foi publicada na revista *Nature* um artigo intitulado “Estrutura molecular dos ácidos nucleicos: uma estrutura para o ácido desoxirribonucleico”. Nele, seus autores, James Watson (1928-) e Francis Crick (1916-2004), em texto de apenas uma página, propuseram a famosa estrutura da dupla-hélice para a molécula do ácido desoxirribonucleico ou, simplesmente, DNA.



Representação de dupla-hélice. Imagem em cores-fantasia e fora de proporção.

Para os autores, o entrelaçamento das fitas ocorria em decorrência de ligações de hidrogênio estabelecidas entre as bases nitrogenadas adenina (A), guanina (G), timina (T) e citosina (C).



O pareamento entre as bases nitrogenadas é específico, A-T e C-G. Uma única base de uma fita está conectada, por ligação de hidrogênio, a uma única base da outra fita.

A revista trazia dois outros artigos com dados experimentais de difração de raios X da molécula de DNA, um deles de autoria de Maurice Wilkins (1916-2004) e, o outro, de Rosalind Franklin (1920-1958). Os dados publicados por eles eram coerentes com a estrutura da dupla-hélice. Watson e Crick tiveram acesso às imagens de difração de raios X e a esses dados, os quais foram de extrema importância para a elaboração do modelo proposto.

Ilustrações: AMJ/Studio/IDBR

Outros solventes

A água, devido à sua alta polaridade, dissolve muitos compostos iônicos, dissociando-os. Ela também dissolve substâncias polares, como a sacarose. Observe (figura à direita), na estrutura da sacarose, a presença de muitos grupos OH, os quais formam ligações de hidrogênio com a água.

Algumas substâncias apolares, como o dióxido de carbono, são bem solúveis em água, e essa solubilidade é um dos fatores responsáveis pela vida na Terra.

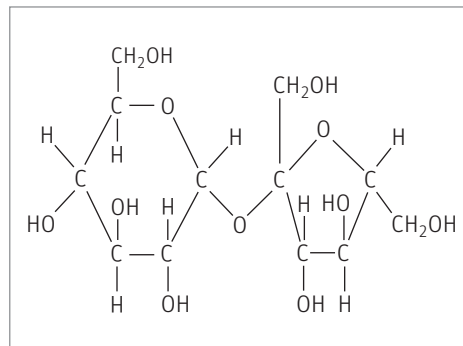
Entretanto, moléculas com grande número de átomos de carbono e hidrogênio são geralmente insolúveis em água. É o caso das gorduras e graxas, que têm estruturas semelhantes às dos ácidos graxos, como o esteárico ($C_{18}H_{36}O_2$), representado abaixo. Esses ácidos são insolúveis em água, apesar de apresentarem moléculas com uma região polar que faz ligação de hidrogênio com a água. Isso ocorre porque a maior parte da molécula é formada por átomos de carbono e hidrogênio que não fazem ligações de hidrogênio com a água.

Essas substâncias são dissolvidas com solventes apolares, como o querosene e a gasolina, formados por longas cadeias de hidrocarbonetos. Por isso, é comum utilizar querosene para limpar sujeira de graxa em pisos ou mesmo na mão.

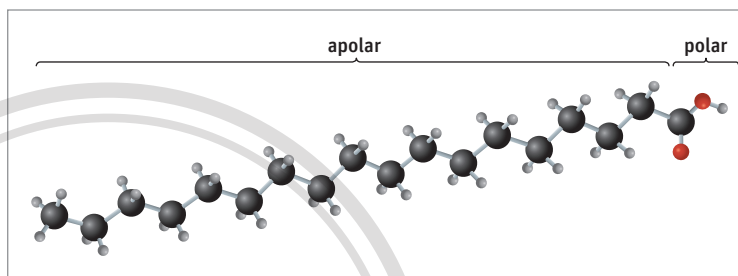
As tintas e colas muitas vezes são preparadas com materiais apolares. Na tinta a óleo, os corantes são dissolvidos em óleo de linhaça ou em terebintina – materiais formados por substâncias apolares de origem vegetal.

O benzeno (C_6H_6) é um solvente apolar bastante empregado na indústria química.

Substâncias polares, como a acetona e o álcool etílico, têm grande aplicação como solventes. Apesar de polares, elas dissolvem eficientemente materiais insolúveis em água, como esmalte de unha e tinta de caneta.



Fórmula estrutural da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), o açúcar comum.

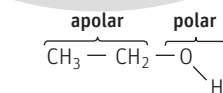


Molécula de ácido esteárico ($C_{18}H_{36}O_2$). A imagem destaca duas regiões com características diferentes: a parte apolar, representada pela longa cadeia carbônica, e a parte polar, em que é possível a ligação de hidrogênio com a água. As esferas de cor cinza representam átomos de hidrogênio; as pretas, átomos de carbono; e as vermelhas, átomos de oxigênio. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

SAIBA MAIS

Álcool etílico: solvente polar ou apolar?

O álcool etílico (ou etanol) é uma substância polar, infinitamente solúvel em água. A análise de sua fórmula estrutural indica uma molécula pequena, com um grupo O — H que possibilita a ligação de hidrogênio no líquido puro e com a água.



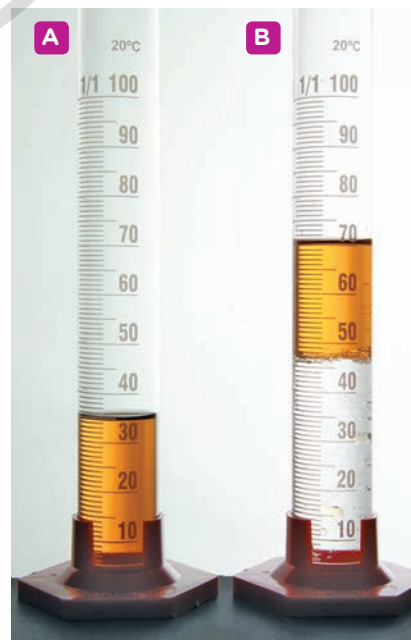
No entanto, essa substância dissolve muito bem materiais apolares, como a gasolina e o iodo.

Nas farmácias, encontra-se à venda a tintura de iodo em solução alcoólica contendo de 2% a 10% de iodo.

A gasolina comercializada no Brasil é uma mistura de hidrocarbonetos (fração derivada do petróleo) que contém uma porcentagem máxima de 27% de álcool etílico. Essa mistura é homogênea, indicando boa afinidade entre a gasolina e o álcool.

Entretanto, o etanol dissolve-se muito melhor na água do que na gasolina. Para verificar o teor de álcool na gasolina, o combustível é misturado com água. O etanol é completamente extraído para a fase aquosa.

Proveta com gasolina (A). Note que, após a adição de água, a fração de gasolina (amarelo) diminui de volume devido à extração do etanol pela água (B).



Sérgio Dotta Jr./ID/BR

- De modo geral, como deve ser analisada a estrutura molecular de duas substâncias para se compararem qualitativamente suas temperaturas de ebulição?
- Explique a afirmação: “Geralmente solventes polares dissolvem solutos polares, e solventes apolares dissolvem solutos apolares”.
- Considere as seguintes substâncias moleculares: benzeno (C_6H_6), acetona (C_3H_6O), amônia (NH_3) e bromo (Br_2).

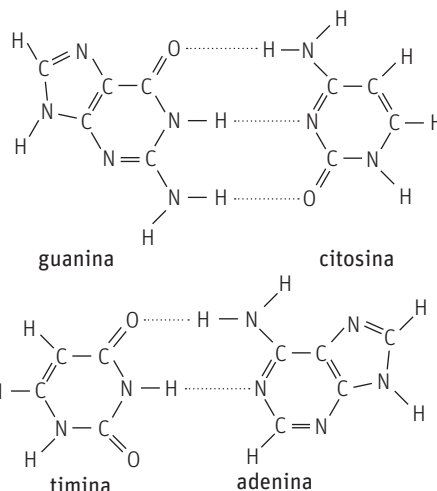
Assinale a alternativa que indica as interações intermoleculares que ocorrem em cada uma dessas substâncias.

	Benzeno	Acetona	Amônia	Bromo
a	dipolo-dipolo	ligação de hidrogênio	ligação de hidrogênio	dipolo instantâneo-dipolo induzido
b	dipolo instantâneo-dipolo induzido	dipolo-dipolo	ligação de hidrogênio	dipolo instantâneo-dipolo induzido
c	ligação de hidrogênio	dipolo-dipolo	dipolo instantâneo-dipolo induzido	dipolo instantâneo-dipolo induzido
d	dipolo-dipolo	ligação de hidrogênio	dipolo instantâneo-dipolo induzido	dipolo-dipolo
e	dipolo instantâneo-dipolo induzido	ligação de hidrogênio	ligação de hidrogênio	dipolo instantâneo-dipolo induzido

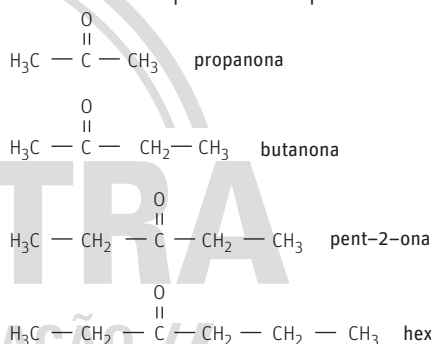
- O oxigênio e o enxofre pertencem ao mesmo grupo da Tabela Periódica, 16, formando com hidrogênio substâncias cujas moléculas apresentam fórmulas H_2O e H_2S , respectivamente. Apesar de ambas as moléculas apresentarem geometrias semelhantes, a $25^\circ C$ e 1 atm, a água é líquida e o sulfeto de hidrogênio (H_2S) é gasoso.

Responda ao que se pede.

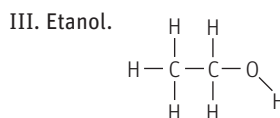
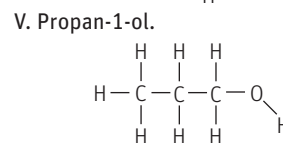
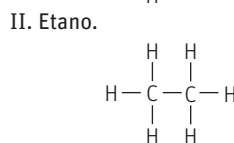
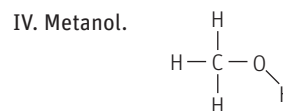
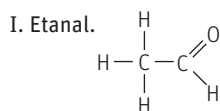
- Qual a geometria das moléculas de H_2O e H_2S ?
 - Como é possível explicar os diferentes estados físicos da água e do sulfeto de hidrogênio?
- No esquema a seguir estão representadas, na forma de linhas pontilhadas, determinadas interações intermoleculares entre as estruturas nitrogenadas presentes na molécula de DNA – timina, adenina, citosina e guanina. Com base no esquema, identifique o tipo de interação que ocorre entre as estruturas nitrogenadas citosina/guanina e timina/adenina. Explique.



- Observe as fórmulas de algumas moléculas orgânicas da classe de compostos cetona. Todas essas substâncias são líquidas à temperatura ambiente.



- Que tipo de interação ocorre entre as moléculas que constituem cada uma das substâncias?
 - É possível comparar as temperaturas de ebulição dessas substâncias com base na análise das estruturas de suas moléculas? Justifique.
 - Qual das substâncias apresenta maior solubilidade em água? Por quê?
- Relacione as temperaturas de ebulição com as estruturas abaixo.



- $-88,6^\circ C$
- $20,1^\circ C$
- $64,6^\circ C$
- $78,29^\circ C$
- $97,2^\circ C$

Atividade experimental

Um método de análise da gasolina

Como saber quanto álcool está misturado à gasolina?

Objetivo

Utilizar modelos de interações moleculares para explicar solubilidade da gasolina e do etanol em água.

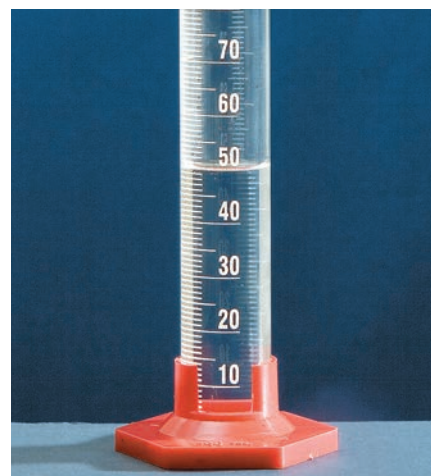
Material por equipe

- 2 tubos de ensaio
- 1 proveta de 100 mL com tampa de vidro
- 50 mL de gasolina
- solução aquosa de cloreto de sódio a 10% em massa

ATENÇÃO!

O material deve ser manipulado distante de qualquer tipo de chama e em local arejado.

A gasolina é formada por várias substâncias tóxicas. Não inale seus vapores e evite contato com a pele.



Sergio Dotta Jr./ID/BR

Na proveta, são colocados 50 mL de gasolina.

Equipamentos de segurança

Avental de algodão, luvas de borracha e óculos de segurança.

Procedimento

Parte A - Análise da solubilidade da gasolina e do etanol em água

1. Coloque aproximadamente 2 mL de água em dois tubos de ensaio distintos.
2. A cada um dos tubos adicione entre 15 e 20 gotas de gasolina e, ao outro, a mesma quantidade de álcool etílico.
3. Registre suas observações.
4. Sugira um procedimento que permita avaliar qualitativamente a solubilidade do etanol em gasolina e execute-o.

Parte B - Análise da gasolina

1. Coloque 50 mL de gasolina em uma proveta de 100 mL.
2. Coloque 50 mL de solução aquosa de cloreto de sódio em outra proveta de 100 mL.
3. Transfira os 50 mL de solução aquosa de cloreto de sódio para a proveta contendo gasolina.
4. Caso possua tampa, tampe a proveta e agite seu conteúdo, girando-a de cabeça para baixo várias vezes. Caso não possua, utilize um bastão de vidro para misturar as fases. Muito cuidado para evitar escoamento e perda de líquido.

Resíduos

A fase de gasolina pode ser armazenada em frasco rotulado e utilizada em outras atividades experimentais. Diluir a fase aquosa e despejar o líquido na pia.

Análise e discuta

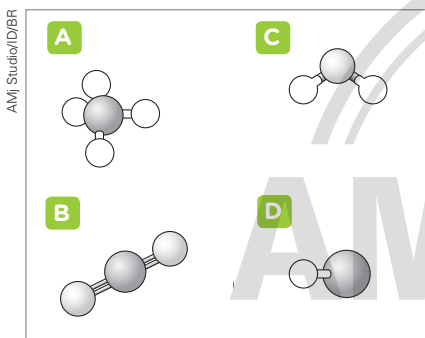
1. Pesquise a estrutura do etanol e dos principais componentes da gasolina e sugira uma explicação para os testes de solubilidade realizados na parte **A**.
2. O experimento realizado na parte **B** é chamado “teste da proveta” e é utilizado para determinar o teor de etanol na gasolina. Explique o funcionamento do teste.
3. Explique por que para realizar o teste da proveta deve-se utilizar solução aquosa de NaCl e não água destilada.
4. A gasolina comercializada no Brasil apresenta um teor de álcool etílico (etanol) variando entre 18% e 27% em volume, sendo o limite máximo atual estabelecido em 27% pela Agência Nacional do Petróleo (ANP). Discuta se a gasolina analisada atende a essa especificação.

18. O dióxido de carbono (CO_2) e o dióxido de enxofre (SO_2) são dois gases com propriedades muito distintas. O primeiro está envolvido nos processos de fotossíntese e respiração celular, além de se apresentar como produto da combustão completa de combustíveis fósseis e biocombustíveis, como etanol e biodiesel. O segundo é um gás incolor, de odor pungente e tóxico, sendo naturalmente liberado em erupções vulcânicas e também associado a atividades industriais.

Sobre ambos os compostos, faça o que se pede a seguir.

- Represente suas fórmulas estruturais e indique suas geometrias.
- Classifique-os quanto à polaridade.

19. Com relação às estruturas geométricas representadas abaixo, faça o que se pede a seguir.



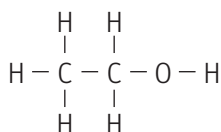
- Classifique-as como polares ou apolares.
- Dê a geometria das moléculas representadas.

20. A seguir estão descritas algumas propriedades do cloreto de sódio, do etanol e do metano.

O cloreto de sódio (NaCl) é o principal constituinte do sal de cozinha e apresenta-se, à temperatura ambiente, como um sólido branco cristalino, solúvel em água.

Além de presente em bebidas alcoólicas, muitos produtos de higiene e limpeza, o etanol é o principal biocombustível utilizado no Brasil. É encontrado, à temperatura ambiente, no estado líquido, sendo miscível em água em qualquer proporção.

Também conhecido como gás natural ou gás do pântano, à temperatura ambiente, o metano (CH_4) é encontrado no estado gasoso. É altamente inflamável e apresenta baixíssima solubilidade em água.



Dada a fórmula estrutural do etanol:

- Classifique as substâncias apresentadas quanto ao tipo de ligação química.
- Explique o que ocorre quando o cloreto de sódio é adicionado à água. Nomeie as interações que ocorrem entre soluto e solvente.
- Sugira uma explicação para os estados físicos em que as três substâncias são encontradas à temperatura ambiente.
- Que tipo de interação molecular se estabelece entre as moléculas de água e de etanol?

21. A tabela a seguir apresenta algumas propriedades das substâncias cobre, cloreto de sódio, propanona e metano (CH_4), as quais são indicadas como I, II, III e IV, não necessariamente nesta ordem.

Composto	Estado físico a 25 °C	Condutibilidade elétrica quando puro	Condutibilidade elétrica quando em solução aquosa	Solubilidade em água
I	líquido	isolante	isolante	solúvel
II	sólido	isolante	condutor	solúvel
III	gás	isolante	isolante	insolúvel
IV	sólido	condutor	não se aplica	insolúvel

Analise as interações atômicas e moleculares que ocorrem nas substâncias apresentadas no enunciado. Associe-as às propriedades listadas na tabela e indique a identidade de I, II, III e IV.

22. Faça a associação adequada entre a coluna da esquerda e a da direita.

I. O NaCl é um sólido em temperatura ambiente, apresentando altas temperaturas de fusão e de ebulição.	a) Geometria linear, molécula apolar e forças intermoleculares do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.
II. A água é uma substância líquida à temperatura ambiente, apresentando temperatura de ebulição relativamente alta.	b) Composto apolar, geometria tetraédrica, forças intermoleculares do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.
III. O tetracloreto de carbono, CCl_4 , é uma substância líquida à temperatura ambiente, insolúvel em água.	c) Composto formado por ligação iônica.
IV. O CO_2 é um gás em temperatura ambiente.	d) Ligações de hidrogênio e geometria angular.

O Homem-Lagartixa vem aí, prepare suas luvas

Dentre todos os super-heróis capazes de escalar paredes no mundo de fantasia das histórias em quadrinhos, o Homem-Aranha é certamente o mais famoso. No incrível universo das publicações científicas, porém, quem vem brilhando e está mais próximo de transpor as barreiras da ficção para assumir sua identidade no mundo real é o que se poderia chamar de Homem-Lagartixa.

Discípulos científicos deste super-herói na Universidade Stanford apareceram recentemente nas páginas do *Journal of the Royal Society Interface*^{*}, escalando paredes de vidro com um par de “luvas” inspiradas em patas de lagartixas. [...]

Parece brincadeira, mas é ciência e tecnologia de verdade. Já faz anos que pesquisadores tentam reproduzir em materiais sintéticos os “superpoderes” de adesão das lagartixas (ou *geckos*, em inglês), que permite a esses simpáticos répteis correr em tetos de cabeça para baixo e escalar paredes de vidro verticais com a mesma facilidade que um ser humano sobe uma escada.

A receita básica já foi desvendada, e não envolve nenhum tipo de cola ou substância química – apenas física e engenharia. O que segura as lagartixas na parede é a chamada força de Van der Waals, uma forma de atração atômica que se forma entre a superfície e os milhões de “pelinhos” microscópicos, chamados setas, que revestem as suas patas (cada um deles dez vezes mais fino do que um fio de cabelo; invisíveis ao olho humano, por isso só foram descobertos alguns anos atrás, por meio de imagens de microscopia eletrônica). É o que os cientistas chamam de “adesão a seco”.

A força da ligação de cada seta individual com a parede é muito pequena, mas milhões de setas somadas criam uma força ao mesmo tempo forte o suficiente para manter a lagartixa “grudada” na superfície e fraca o suficiente para ser desfeita e refeita facilmente, à medida que a lagartixa caminha, “grudando e desgrudando” uma pata da parede após a outra.

A meta dos cientistas é produzir materiais adesivos com essas mesmas características, que seriam interessantes para uma série de aplicações – médicas, industriais, espaciais e militares.



comprimento: até 35 cm



Lagartixa de Tokay (foto no topo da página) e detalhes de sua pata (destaque).

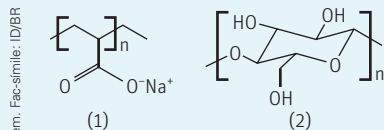
^{*} Periódico (revista científica) internacional. O artigo científico citado está disponível em: <<http://rsif.royalsocietypublishing.org/content/12/102/20140675>>.

ESCOBAR, H. O Homem-Lagartixa vem aí, prepare suas luvas. *Estadão*. 18 dez. 2014. Disponível em: <<http://ciencia.estadao.com.br/blogs/herton-escobar/homem-lagartixa/>>. Acessos em: 7 mar. 2016.

PARA DISCUTIR

1. Qual a explicação científica para a capacidade das lagartixas de subir pelas paredes?
2. Desenvolva o projeto de um novo produto baseado em seus conhecimentos sobre as patas de lagartixa. Explique a que ele se destina.
3. Utilizando as patas de lagartixa como exemplo, escreva um parágrafo explicando como as pesquisas científicas podem contribuir para os avanços tecnológicos.

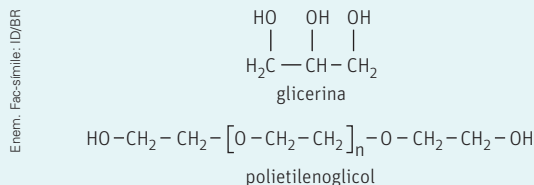
23. (Enem) As fraldas descartáveis que contêm o polímero poliácrlato de sódio (1) são mais eficientes na retenção de água que as fraldas de pano convencionais, constituídas de fibras de celulose (2).



CURTI, D. Química Nova Escola, São Paulo, n. 23, maio 2006 (adaptado).

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.
24. (Enem) A pele humana, quando está bem hidratada, adquire boa elasticidade e aspecto macio e suave. Em contrapartida, quando está ressecada, perde sua elasticidade e se apresenta opaca e áspera. Para evitar o ressecamento da pele é necessário, sempre que possível, utilizar hidratantes umectantes, feitos geralmente à base de glicerina e polietilenoglicol.



A retenção de água na superfície da pele promovida pelos hidratantes é consequência da interação dos grupos hidroxila dos agentes umectantes com a umidade contida no ambiente por meio de

- ligações iônicas.
- forças de London.

- ligações covalentes.
- ligações de hidrogênio.
- forças dipolo-dipolo.

25. (UEPG-PR) A gasolina comercializada nos postos de serviço contém um teor de etanol de (volume/volume), permitido por lei. O teste utilizado para verificar esse teor é feito da seguinte maneira: a uma proveta de 100 cm³ adicionam-se 50 cm³ de gasolina, 50 cm³ de água e agita-se. Formam-se duas fases distintas, ou seja, uma fase superior de gasolina e uma fase inferior de água mais etanol. Diante disso, assinale o que for **correto**.

- O volume da fase inferior é de 62,5 cm³.
- A fase superior e a fase inferior estão separadas por diferença de polaridade.
- A gasolina está na fase superior porque sua densidade é maior que a densidade da mistura água mais etanol.
- O método ideal para separar a mistura de gasolina e etanol é a filtração.
- A gasolina é constituída de uma mistura de hidrocarbonetos que interagem entre si através de forças de dispersão de London.

26. (UPF-RS) Considere que, em um experimento, foram colocados, em três copos, em proporções idênticas, os seguintes líquidos:

- Copo 1: água e etanol
Copo 2: gasolina e querosene
Copo 3: água e gasolina

Com base nos conceitos de polaridade e solubilidade, assinale a alternativa **incorreta**.

- Apenas nos copos 1 e 2, os líquidos misturados formam um sistema homogêneo, pois são solúveis entre si.
- No copo 1, forma-se um sistema homogêneo, com substâncias de igual polaridade, e, nos copos 2 e 3, são obtidos sistemas heterogêneos.
- Água e etanol são substâncias polares e, portanto, no copo 1 é formado um sistema homogêneo.
- Quando o solvente é polar e o soluto apolar, ou vice-versa, não existe tendência para que haja solubilização.
- Solutos polares tendem a se dissolver bem em solventes polares e solutos apolares tendem a se dissolver bem em solutos apolares.

Para explorar

Leia

A colher que desaparece, de Sam Kean. Rio de Janeiro: Zahar, 2011.

O livro reúne curiosidades sobre elementos químicos, revelando a presença da Tabela Periódica no cotidiano.

Produtos químicos domésticos

Cuidados na compra, na armazenagem e no uso

O que você vai fazer

Você e os colegas vão organizar um encontro na escola para orientar as pessoas sobre os cuidados na compra, na armazenagem e no uso de produtos químicos domésticos.

O encontro contará com uma palestra de abertura e uma exposição de painéis.

Para organizar esse evento, você e os colegas vão formar oito equipes, que deverão cumprir as seguintes etapas:

1. Convidar um profissional da Química ou da Saúde para proferir a palestra de abertura.
2. Preparar cartazes para a divulgação do encontro.
3. Elaborar painéis para a exposição.
4. Produzir um folheto informativo.
5. Preparar listas de presença e certificados de participação.

Desenvolvimento do conteúdo

Nesse encontro, serão abordados os riscos que produtos químicos domésticos oferecem quando comprados, guardados e/ou usados de forma inadequada.

Na tabela a seguir, é sugerido um conjunto de tópicos e de informações básicas relacionadas a cada produto. Com a ajuda do professor, a turma deve discutir se esses itens são relevantes para a comunidade em que os alunos vivem ou se seria necessário selecionar outros.

Tópicos para observação	O que é preciso informar
Riscos	Precauções para evitar intoxicações, queimaduras, incêndios.
Rotulagem	Informações sobre o produto e símbolos de alerta.
Compra	O que comprar, de quem comprar.
Armazenagem	Como guardar, onde guardar.
Uso	Como usar, onde usar.

Pesquisa

Decididos os tópicos, a classe deverá levantar informações sobre cada um deles. Veja, a seguir, possíveis fontes de pesquisa.

1. Livros técnicos especializados ou artigos de jornais e revistas.
2. Entrevistas com profissionais da Química e da área da Saúde.
3. Páginas da internet. Para fazer esta pesquisa, é preciso selecionar *sites* confiáveis, como os de órgãos públicos, universidades e organizações não governamentais especializadas. Alguns exemplos de órgãos ou entidades que você pode encontrar em *sites* de busca: Agência Nacional de Vigilância Sanitária; Brasil: Centros Toxicológicos; Instituto Brasileiro de Defesa do Consumidor e Fundação Oswaldo Cruz.

Tratamento das informações

Com os colegas e a ajuda do professor, selecione as informações mais relacionadas a cada um dos cinco tópicos escolhidos. Depois, escolha as que foram mais bem compreendidas e que você e os colegas gostariam que fossem abordadas no encontro.

Organização das informações

Equipe 1

Elaboração do folheto (fôlder).

O folheto deve conter uma síntese das informações sobre cada tópico do encontro. Essas informações podem ser apresentadas em forma de texto e/ou com o uso de ilustrações, fotos, esquemas e gráficos.

Equipes 2 a 6

Responsáveis pela confecção e apresentação dos painéis.

Cada equipe deverá preparar um ou mais painéis sobre um dos tópicos selecionados. Por exemplo: a equipe 4 faz o painel (ou painéis) sobre **Riscos**; a equipe 5 sobre **Rotulagem**, e assim por diante. Os painéis devem ser montados **antes** do início do encontro nos locais determinados pela Comissão Organizadora. Após a palestra de abertura, o público deve ser convidado a visitar os painéis, e as equipes responsáveis por eles posicionam-se ao lado de cada painel para dar explicações sobre seu trabalho aos visitantes.

Em cada painel são apresentados textos curtos, que tratam dos conceitos-chave, e imagens grandes, acompanhadas de legendas explicativas.

Organização das ações

Equipe 7

Comissão Organizadora do encontro.

Caberá a essa equipe as seguintes tarefas:

- Escolher o melhor dia e horário para realizar o evento.
- Escolher e convidar o profissional que fará a palestra de abertura.
- Providenciar locais para a palestra e a exposição de painéis.
- Orientar e acomodar o público no dia do encontro.
- Preparar certificados de participação.

Todas essas tarefas precisam ser discutidas com o professor e com a direção da escola.

Equipe 8

Elaboração dos cartazes de divulgação do evento.

Cada cartaz deve ser confeccionado de modo que chame a atenção do público. O texto deve ser escrito em letras grandes e conter informações como data, horário, assuntos a serem tratados e local do evento.

Avaliação do trabalho

Faça com os colegas uma reunião para avaliação de todo o processo e dos resultados. Um aluno deve ficar responsável pela ata dessa reunião. Veja, a seguir, algumas sugestões de itens para discussão.

1. Na opinião da classe, o encontro atingiu os objetivos propostos?
2. A turma acha que o público entendeu a palestra? Ficou interessado no assunto?
3. Os painéis chamaram a atenção do público para os assuntos tratados?

Distribua uma folha em branco para as pessoas que participaram da palestra e da apresentação e que estejam interessadas em emitir suas opiniões sobre o trabalho.

3

Comportamento das substâncias

NESTA UNIDADE

- 9 O comportamento dos gases
- 10 Reações químicas
- 11 Funções da Química Inorgânica

Os gases são fundamentais para a vida na Terra como a conhecemos. Na camada mais baixa da atmosfera, o oxigênio é indispensável para a respiração da grande maioria dos seres vivos, assim como o dióxido de carbono o é para a fotossíntese.

No dia a dia, as substâncias sofrem transformações; a matéria é submetida a frequentes mudanças físicas e químicas.

O crescente aumento da emissão de dióxido de carbono, além de alterar a atmosfera e o clima, provoca a acidificação da água do mar, comprometendo o ecossistema marinho.

QUESTÕES PARA REFLETIR

1. Para você, os mergulhadores usam cilindros por não haver oxigênio na água ou há outra explicação? Justifique sua resposta.
2. Qual tipo de água você acha que provoca mais desgaste aos materiais de navios: a do mar ou a de um rio? Por quê?
3. A água do mar é levemente básica, e sua acidificação provoca alterações no ecossistema marinho. Quais podem ser as consequências dessas alterações para os seres vivos?

Imagem da página ao lado:

Mergulhador observa destroços de embarcação no fundo do mar. Puerto Galera, Filipinas. Foto de 2014.



9

O comportamento dos gases

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Características e variáveis dos gases.

Transformações gasosas.



Thomas Vita Neto/Pulsar Imagens

A emissão de gases na atmosfera por indústrias deve ter um controle rigoroso para garantir a qualidade adequada do ar que respiramos. Instalação produtora de suco de laranja em Catanduva (SP). Foto de 2013.

Os gases interagem com a vida na Terra de diferentes maneiras. O gás oxigênio, por exemplo, é essencial para a sobrevivência de seres aeróbios, como nós, enquanto o gás ozônio, apesar de extremamente tóxico aos seres humanos, é essencial nas camadas mais altas da atmosfera por filtrar a radiação ultravioleta emitida pelo Sol e que nos é nociva.

A presença de dióxido de carbono (gás carbônico) e vapor de água na atmosfera absorve parte da radiação infravermelha (calor) emitida pelo Sol, causando o efeito estufa. Sem esse processo, a Terra seria um planeta gelado e não poderia abrigar a vida como é conhecida. Devido a ações humanas, porém, esse efeito tem se intensificado, fazendo com que a temperatura global alcance níveis comprometedores para a manutenção do equilíbrio de diversos biomas. Quais são algumas dessas ações? Onde elas ocorrem? Por quê?

O dióxido de carbono encontrado na atmosfera deixa a chuva naturalmente ácida. No entanto, há alguns gases que, se lançados à atmosfera, intensificam a acidez da chuva, tornando-a prejudicial ao ambiente. Há também gases que causam problemas respiratórios, e ainda os que reagem com o ozônio da camada superior da atmosfera, deixando os seres vivos vulneráveis à radiação ultravioleta.

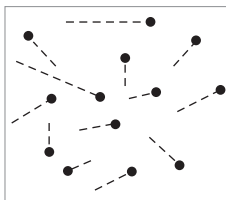
Neste capítulo, você vai conhecer a história do estudo das substâncias em estado gasoso e suas principais características, o que será de extrema importância para a compreensão de vários processos químicos.

Características e variáveis dos gases

Teoria cinética dos gases

O estudo dos gases é feito pelo comportamento de suas partículas, que podem ser átomos ou moléculas. Como não é possível vê-las, elaborou-se um modelo teórico para descrever as características mais importantes do comportamento gasoso. Esse modelo é chamado **teoria cinética dos gases**.

Segundo essa teoria, as partículas de matéria no estado gasoso estão mais afastadas umas das outras do que nos estados líquido ou sólido. Essas partículas estão em movimento constante e desordenado, chocando-se entre si e com as paredes do recipiente que as contém.



Esquema de modelo cinético dos gases: as esferas representam as partículas, e as linhas tracejadas, o movimento delas dentro de um recipiente.

A observação do comportamento dos gases possibilita o levantamento de algumas características importantes.

- Toda porção de substância em estado gasoso possui **massa**, e o **volume** ocupado corresponde ao volume do recipiente que a contém. Dessa forma, é possível que uma mesma quantidade de gás ocupe diferentes volumes, respeitando um limite mínimo de distância entre suas partículas.
- As partículas estão em constante movimento, colidindo com as paredes do recipiente que as contém. Elas exercem uma força de dentro para fora que é distribuída pela superfície das paredes. A intensidade da força por unidade de área das paredes dá o valor da **pressão**.
- A variação de temperatura também influencia o volume ocupado pelas substâncias em estado gasoso. Essas substâncias, quando sob aquecimento, sofrem **dilatação** devido ao aumento da intensidade do movimento e, conseqüentemente, ao aumento da distância entre suas partículas. A redução na temperatura causa comportamento oposto, ou seja, o movimento das partículas se torna mais lento e a distância entre elas diminui, provocando a contração da substância.
- Essas substâncias também podem ser misturadas em um processo chamado **difusão gasosa**, dada a facilidade que os gases têm de se dispersar em outro meio gasoso. A rapidez desse processo depende da mobilidade das partículas no meio em que elas são colocadas.

SAIBA MAIS

Gases ideais e reais

Um gás **ideal** (ou perfeito) corresponde a um gás cujas partículas apresentam as seguintes características:

- têm volume considerado nulo em relação ao volume ocupado pelo gás;
- chocam-se elasticamente, isto é, sem perda de energia cinética;
- estão em constante e desordenado movimento;
- não estão sujeitas a forças de atração ou repulsão.

O comportamento do gás ideal pode ser visto apenas em determinadas condições, como baixas pressões e altas temperaturas. Alguns gases, porém, podem exibir comportamento próximo do ideal mesmo nas condições ambientes.

A maioria dos gases, quando em altas pressões ou baixas temperaturas, sofre contração; com isso, a proximidade entre suas partículas aumenta, e as forças que atuam entre elas – atração e repulsão – não podem ser desprezadas. Nessa situação, os gases passam a ter comportamento real.

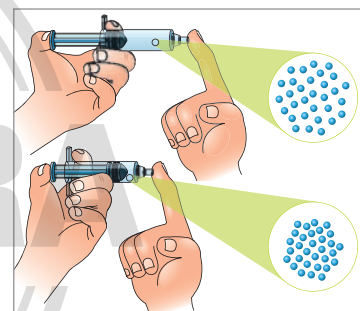
Características dos gases

Massa



Sérgio Dotta Jr./ID/BR

Volume variável



Ilustrações: AMJ/Studio/ID/BR

Representação em cores-fantasia.

Compressão e dilatação

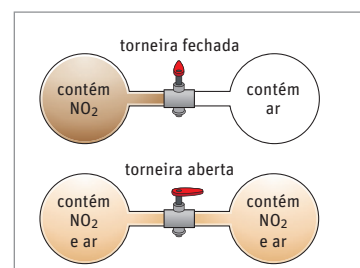


balão sob baixa temperatura

balão em condições ambientes

Sérgio Dotta Jr./ID/BR

Difusão gasosa



Representação em cores-fantasia.

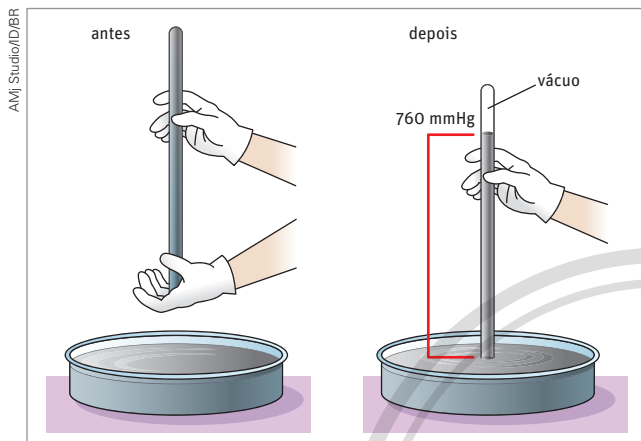
Variáveis de estado de um gás

Pressão

A pressão é uma grandeza física definida como a força exercida sobre uma unidade de área de determinada superfície.

Os gases atmosféricos exercem uma força-peso sobre cada unidade de área da superfície terrestre. Essa força é denominada pressão atmosférica.

Evangelista Torricelli (1608-1647) foi o primeiro cientista a medir a pressão atmosférica.



Representação, em cores-fantasia e fora de proporção, do experimento de Torricelli.

Em 1643, ele preencheu um tubo com mercúrio e o inverteu sobre um recipiente que também continha mercúrio. Torricelli observou que o mercúrio não escoava completamente e que ficava um espaço vazio na parte superior da coluna (vácuo). O mercúrio descia até uma altura de 760 mm, ao nível do mar. Essa altura é proporcional à pressão exercida pelo ar. Assim, a pressão de 1 atmosfera equivale a 760 mmHg ou 760 torr.

O Sistema Internacional de Medidas (SI) determina que as pressões sejam indicadas pela unidade Pascal (Pa), definida como a pressão exercida por uma força de 1 newton aplicada sobre uma área de 1 m². Entretanto, o SI admite o **bar** e o **mmHg** (ou **torr**) como unidades de pressão em uso. A unidade **atm** não é mais recomendada e, sempre que utilizada – geralmente em referência a fatos e documentos antigos –, deve ser acompanhada de sua conversão em unidades SI, como mostra a tabela abaixo.

Pressão atmosférica	Conversão para Pascal
milímetro de mercúrio (mmHg)	760 mmHg = 1,013 × 10 ⁵ Pa
atmosfera (atm)	1 atm = 1,013 × 10 ⁵ Pa
bar (bar)	1 bar = 1 × 10 ⁵ Pa
torricelli (torr)	760 torr = 1,013 × 10 ⁵ Pa

A pressão de um gás corresponde à força média por unidade de área com que suas partículas colidem com as paredes do recipiente que as contém. Assim, para uma dada temperatura, quanto maior a proximidade entre as partículas, maior o número de colisões e, portanto, maior a pressão do gás.

Volume

Corresponde ao espaço ocupado pelo gás. Você já sabe que o volume de um gás pode variar de acordo com o recipiente que ocupa. O volume dos gases, geralmente, é medido em litros (L). No Sistema Internacional de Medidas (SI) usa-se o metro cúbico (m³), embora a unidade litro também possa ser utilizada.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Evangelista Torricelli

Torricelli nasceu em Faenza, Itália, em 15 de outubro de 1608; e faleceu em Florença, Itália, em 25 de outubro de 1647. [...]

[...] o nome de Torricelli é acima de tudo conhecido por seus experimentos barométricos. O argumento do vácuo remonta às primeiras escolas gregas de filosofia, [...] variando com o passar das épocas. Em aproximadamente 1613, Galileu [...] demonstrou experimentalmente o peso do ar. [...] apesar de verificar o peso do ar, ele não era capaz de deduzir pressões com o ar atmosférico. Galileu avançou a hipótese da existência de uma “força de vácuo”, que empurrava uma coluna de água, como num tubo de aproximadamente 9 metros ou mais. [...]

Torricelli [...] procedeu em repetir o experimento [...] usando progressivamente líquidos mais pesados* como água salgada, mel e mercúrio. O uso do mercúrio também permitiu a ele simplificar o processo de preenchimento trocando o sifão de Baliani por um simples tubo de vidro de aproximadamente 1 metro. [...]

Em uma carta de 11 de junho de 1644 a Michelangelo Ricci, Torricelli descreveu o experimento, rejeitando a teoria da força de vácuo [...]. De acordo com Torricelli, a força que suporta a coluna de mercúrio não é interna ao tubo, mas externa, produzida pela atmosfera [...]. Se, em vez de mercúrio, o tubo contivesse água, Torricelli previa que a altura da coluna teria proporção bem maior, devido ao maior peso* que o mercúrio possui em relação à água; o resultado foi confirmado por Pascal em 1647.

PARIZOTTO, C. E. A. Personagens: Torricelli, Evangelista (1608-1647). Unicamp. Disponível em: <<http://www.fem.unicamp.br/~em313/paginas/person/torricel.htm>>. Acesso em: 7 mar. 2016.

* As palavras “pesados” e “peso” utilizadas no texto estão se referindo à densidade.

Temperatura

A temperatura está diretamente relacionada à agitação das moléculas do gás. A escala Kelvin (K) é bastante utilizada para se referir a temperaturas de gases.

A temperatura de 273,15 K corresponde a 0 °C, e a de 373,15 K, a 100 °C, ou seja, as duas escalas possuem o mesmo intervalo. Assim, 0 K corresponderia, teoricamente, a uma temperatura de -273,15 °C. Nesse ponto da escala, considera-se que as partículas não têm movimento. Isso é conhecido como **zero termodinâmico**. A temperatura na escala Kelvin não tem valores negativos.

Tendo em vista a exatidão da maioria dos termômetros de uso em laboratório, é comum arredondar o valor 273,15 K para 273 K nos cálculos realizados com temperatura.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Máscara de gás

Uma das maneiras de proteger os seres humanos de gases tóxicos é o uso de máscara de gás, inventada por Garret Morgan. Ele nasceu nos Estados Unidos e era filho de escravos alforriados.

Seu gosto por mecânica e por inventos fez com que ele fosse próspero em negócios nessa área, recebendo amplo reconhecimento por suas contribuições para a segurança pública.

A máscara de gás que inventou em 1912 foi muito utilizada por bombeiros de muitas cidades, que passaram a tê-la como elemento importante de segurança.

Morgan também usou seu próprio invento em situações de salvamento de pessoas em casos de explosão de gás, o que lhe rendeu honras por seus gestos heroicos.



Fotosearch/Getty Images

Fonte de pesquisa: University of California, Irvine. Disponível em: <<https://webfiles.uci.edu/mcbrown/display/morgan.html>>. Acesso em: 7 mar. 2016.

Foto do inventor Garret Augustus Morgan (1877-1963). S. d.

QUÍMICA E FÍSICA

Gases e vapor de água

O vapor é um gás que pode ser liquefeito apenas por compressão, sem a necessidade de abaixamento de temperatura, independentemente de a substância ser sólida ou líquida nas CATP (condições ambientes de temperatura e pressão). O gás de botijão (mistura de propano e butano) é gasoso nas CATP e pode ser liquefeito apenas por compressão nos botijões. Por isso é denominado GLP (gás liquefeito de petróleo).

A “temperatura crítica” é aquela acima da qual o gás não passa para o estado líquido apenas por compressão e, por isso, ele não pode mais ser considerado vapor. Para o gás cloro, por exemplo, essa temperatura é de 417 K (144 °C). Acima dela, esse gás não pode ser liquefeito somente por compressão. Para a água, esse valor é de 647,3 K (374,15 °C). Até essa temperatura, a água no estado gasoso é considerada vapor. Acima dela não pode mais ser denominada dessa forma.

SAIBA MAIS

As escalas de temperatura

A escala mais conhecida no Brasil é a chamada **Celsius (°C)**. A temperatura dos gases, por sua vez, é geralmente medida na escala **Kelvin (K)**. Nos Estados Unidos, é comum o uso da escala **Fahrenheit (°F)**.

Para comparar essas escalas, costuma-se utilizar como referência as **temperaturas de fusão (TF)** e de **ebulição (TE)** da água ao nível do mar.

A tabela ao lado apresenta as principais diferenças entre essas três escalas.

Escala	TF	TE	Intervalo
°C	0	100	100
K	273	373	100
°F	32	212	180

Transformações gasosas

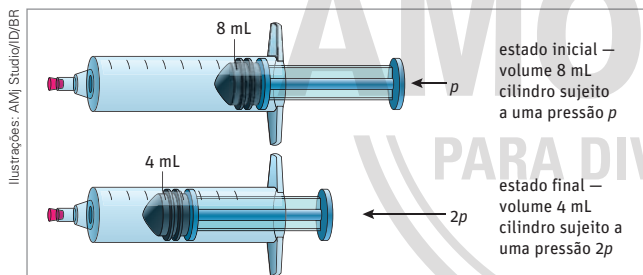
Ao longo dos séculos XVII, XVIII e XIX, os cientistas estudaram as transformações provocadas por variações de pressão, volume e temperatura em uma massa fixa de gás. Essas transformações podem ocorrer com temperatura constante (isotérmica), com pressão constante (isobárica), com volume constante (isocórica ou isovolumétrica) e com variação das três grandezas (transformação geral). O prefixo “iso” vem do grego *isos* e significa “igual”.

Transformação isotérmica ou Lei de Boyle

Esse é o tipo de transformação que ocorre quando o gás contido em um recipiente é comprimido sob temperatura constante. Essa transformação foi estudada por Robert Boyle (1627-1691), que observou que, quando se dobra a pressão em uma massa fixa de gás, seu volume cai pela metade.

Imagine uma seringa de injeção sem agulha, com o orifício obstruído, contendo certa quantidade de nitrogênio, N_2 . Admitindo que esse gás esteja em condições ideais, ao se dobrar a pressão sobre o êmbolo da seringa, o volume de nitrogênio em seu interior cai pela metade.

Observe o esquema abaixo, que ilustra essa situação.



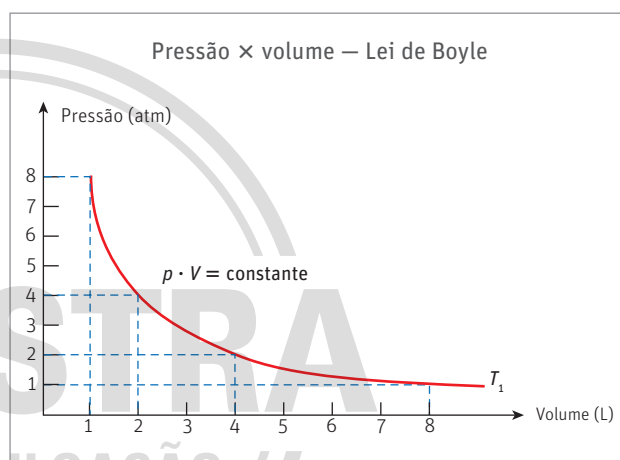
Na seringa, sem agulha e com o orifício obstruído, está contido o gás nitrogênio. Representações em cores-fantasia.

Pode-se dizer, portanto, que a pressão e o volume são inversamente proporcionais, isto é, quando a pressão aumenta, o volume do gás diminui proporcionalmente.

Observe, na tabela abaixo, os valores de pressão e de volume de determinada massa fixa de gás.

Pressão (atm)	Volume (mL)	Produto $p \cdot V$
1	8	8
2	4	8
4	2	8
8	1	8

Se os valores de pressão e volume forem colocados em um gráfico, para cada situação observa-se a formação de uma curva.



Pode-se expressar a relação entre pressão e volume antes e depois da transformação para gases em condições ideais por:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \text{ ou } pV = \text{constante}$$

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Joseph Louis Gay-Lussac

Químico e físico francês, Joseph Louis Gay-Lussac nasceu em [...] 6 de dezembro de 1778, e faleceu em Paris a 9 de maio de 1850. Estudou na École Polytechnique, onde foi discípulo de Berthollet. Em 1809 assumiu a cadeira de Química da École Polytechnique e a de Física da Sorbonne.

Em 1804, designado pelo governo francês, fez duas ascensões em balão, com o objetivo de estudar as regiões elevadas da atmosfera. Suas investigações científicas foram coroadas de êxito, havendo, entre outros importantes resultados, averiguado a invariabilidade da composição do ar [...].

Em 1802, procedendo a investigações sobre o fenômeno da expansão dos gases [...] demonstrou que, “sob

pressão constante, o volume de um gás perfeito varia na razão direta da temperatura”. A *lei de Gay-Lussac*, também conhecida por *lei de Charles*, ou *lei de Charles e Gay-Lussac*, é simples corolário* do princípio estabelecido, em 1787, pelo físico francês Jacques Charles: “em volume constante, a pressão de um gás perfeito varia na razão direta da temperatura”. [...]

Esse princípio, conhecido como *lei das combinações simples* ou *lei de Gay-Lussac*, contribuiu decisivamente para o estabelecimento da hipótese de Avogadro.

ROCHA, M. Teoria atômico-molecular. *AllChemY*. Disponível em: <<http://allchemy.iq.usp.br/metabolizando/beta/01/gay.htm>>. Acesso em: 7 mar. 2016.

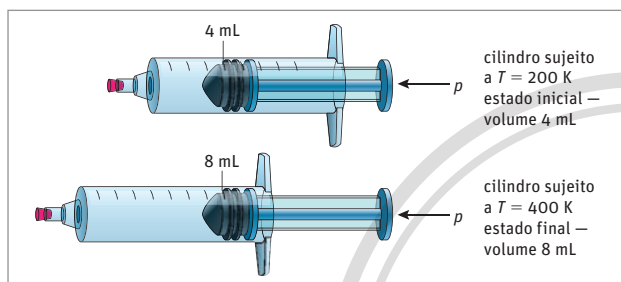
* Corolário significa “dedução”.

Transformação isobárica ou Lei de Gay-Lussac

Em 1802, Joseph Louis Gay-Lussac, ao estudar o comportamento do volume e da temperatura de uma massa fixa de gás sob pressão constante, observou que o volume era diretamente proporcional à temperatura termodinâmica. Isso significa que, nessas condições, quando a temperatura termodinâmica de um gás dobra, seu volume também dobra.

Imagine que a seringa de injeção do exemplo anterior, contendo certo volume de gás nitrogênio, N_2 , seja feita de material resistente a altas temperaturas.

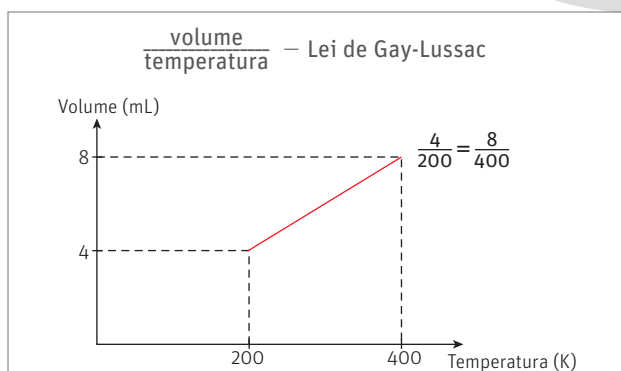
Observe, no esquema abaixo, que a pressão que age sobre o êmbolo do cilindro é a mesma.



A tabela abaixo fornece os valores de volumes e temperaturas para o aquecimento de 4 mL de um gás ideal, inicialmente, a 200 K.

Volume (mL)	Temperatura (K)	Relação $\frac{V}{T}$
4	200	$\frac{1}{50}$
8	400	$\frac{1}{50}$

Se os valores de volume e temperatura forem colocados em um gráfico, para cada situação observa-se a formação de uma reta.



Volume (mL) \times temperatura (K).

O volume e a temperatura, portanto, relacionam-se da seguinte maneira:

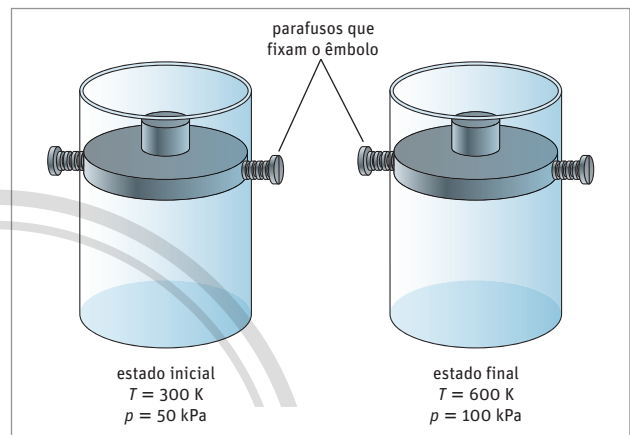
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ ou } \frac{V}{T} = \text{constante} \quad (\text{em condições ideais})$$

Não escreva no livro.

Transformação isocórica (isovolumétrica) ou Lei de Charles e Gay-Lussac

Em 1787, o físico francês Jacques Charles estudou a relação entre a pressão e a temperatura termodinâmica de uma massa fixa de gás sob volume constante e observou que, quando se dobrava a temperatura termodinâmica, a pressão do gás também dobrava.

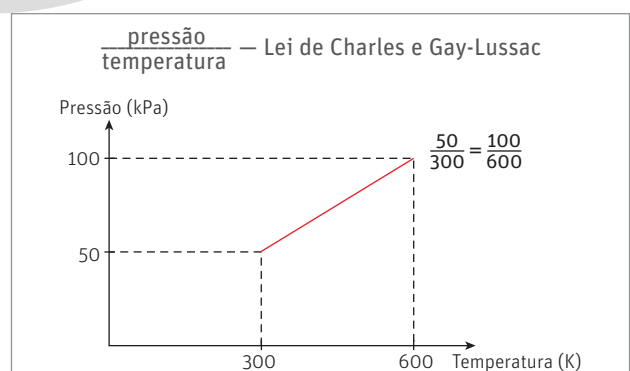
Observe, no esquema abaixo, a relação entre pressão e temperatura.



A tabela abaixo fornece os valores de pressão e temperatura para o aquecimento de um gás ideal, inicialmente, a 50 kPa e 300 K.

Pressão (kPa)	Temperatura (K)	Relação $\frac{p}{T}$
50	300	$\frac{1}{6}$
100	600	$\frac{1}{6}$

Se os valores de pressão e temperatura forem colocados em um gráfico, este será uma reta.



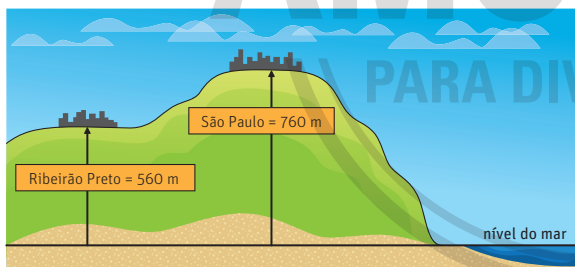
Pressão (kPa) \times temperatura (K).

A pressão e a temperatura, portanto, relacionam-se da seguinte maneira:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \text{ ou } \frac{p}{T} = \text{constante} \quad (\text{em condições ideais})$$

- Quais são as principais características de um gás? Explique.
- Copie as frases a seguir em seu caderno e complete-as com as palavras da alternativa **correta**.
 - Quando as partículas de um gás colidem com as paredes de um recipiente, a força dessas colisões vai indicar **pressão** do gás.
 - A pressão que os gases exercem sobre a superfície da Terra é **igual** ao nível do mar que no alto de uma montanha.
 - O volume dos gases é **fixo** ao do recipiente em que estão contidos e, portanto, pode ser considerado **fixo**.
 - a) a massa, menor, equivalente, fixo.
 - a) a pressão, maior, diferente, variável.
 - a) a pressão, maior, equivalente, variável.
 - a) a massa, maior, equivalente, fixo.

- Observe, na figura a seguir, que a cidade de São Paulo está localizada a uma altitude de 760 metros, em média, acima do nível do mar. Ribeirão Preto, cidade localizada no interior do estado de São Paulo, tem altitude média de 560 metros. Em qual das duas cidades o barômetro de Torricelli apresenta coluna com menor altura de mercúrio? Por quê?



- Avalie se cada uma das afirmações abaixo é verdadeira ou falsa. Justifique.
 - Quanto maior o número de colisões entre as partículas de um gás e com as paredes do recipiente em que está contido, maior será a pressão desse gás.
 - A pressão que os gases exercem sobre a superfície da Terra é a mesma em todos os lugares.
 - Os gases apresentam volume fixo.
- A pressão atmosférica em Plutão corresponde a 0,30 Pa. Sabendo que em Vênus a pressão é 90 vezes maior que a da Terra, compare a diferença de pressão entre Plutão e Vênus.
- Um gás encontra-se a uma temperatura de 373 K e a uma pressão de 2,50 atm. Supondo que não haja nenhuma variação de volume, qual é a nova temperatura do gás se a pressão cair a 1,50 atm?

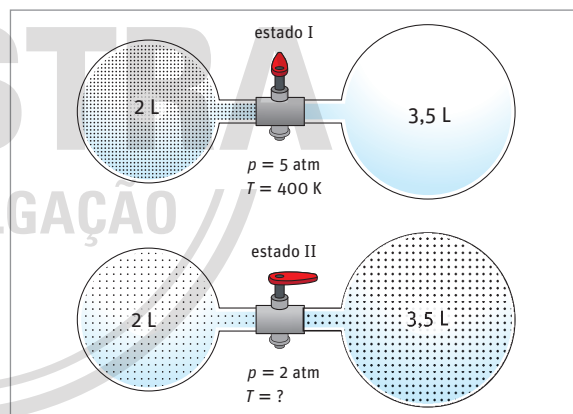
- Dois gases, A e B, são misturados a 24 °C e a pressão não varia. A mistura desses gases é resfriada até que o volume final seja equivalente a 25% do volume inicial.

Qual deve ser a temperatura final desses gases?

- A uma pressão constante se aquece um gás até que seu volume inicial de 150 L dobre. Se a temperatura inicial do gás era de 20 °C, qual deve ser a temperatura final?
- Certa quantidade de determinado gás ocupa um volume de 120 L à pressão de 700 mmHg e temperatura de 20 °C.

Calcule a que pressão o volume de gás será apenas de 30 L, mantendo-se a temperatura constante.

- Observe a figura a seguir. Inicialmente, o ar está confinado em apenas uma das partes do aparelho. Quando a torneira é aberta, o gás se espalha e ocupa a outra parte. Calcule a temperatura final no estado II, desconsiderando o volume do tubo que liga os dois compartimentos do aparelho.



- Observe as informações na tabela abaixo. Depois, calcule os valores das incógnitas, considerando que a quantidade de gás não muda do estado inicial para o estado final.

Transformação	Estado	V (L)	T (K)	p (atm)
I	inicial	3	273	p_1
	final	3	298	2
II	inicial	3	298	2
	final	6	T_2	2
III	inicial	6	$T_1 = T_2$	2
	final	V_2	não há variação	5

- Determinado gás está a uma pressão de 0,9 atm e uma temperatura de 295 K. Determine a que pressão o volume será triplicado se a temperatura não variar.

13. Avalie os fenômenos relacionados nos itens a seguir de acordo com o comportamento esperado para os gases.

- a) Se determinada massa de gás for colocada em um recipiente de volume igual à metade do inicial sem que a temperatura seja afetada, haverá duplicação de sua pressão.
- b) O gás não exerce pressão quando sua temperatura corresponde a zero Kelvin.
- c) Um gás pode se expandir ou se contrair para ocupar o volume do recipiente.
- d) A temperatura de um gás está relacionada com a agitação de suas partículas.

14. Suponha que você foi a uma festa de confraternização dos colegas de classe e ganhou um balão. Quando chegou em casa, o balão foi colocado no refrigerador. Depois de um tempo, o que você observou?

15. Um recipiente de 2 litros contém certa quantidade de um gás a determinada temperatura. É possível guardar essa quantidade de gás em outro recipiente cujo volume seja de 1 litro, mantendo a mesma temperatura? Justifique.

16. A pressão atmosférica na Lua pode ser considerada desprezível em razão de ser muito baixa. Como você acha que o barômetro de Torricelli se comportaria na Lua?

17. Um balão de paredes flexíveis contém 25 L de oxigênio nas CATP (condições ambientes de temperatura e pressão). Se o sistema passar para uma temperatura de 320 K sob pressão constante, seu volume deve aumentar, diminuir ou permanecer constante? Justifique.

18. Suponha que um passageiro embarque em um avião que vai decolar de um aeroporto localizado ao nível do mar. No início da viagem, o volume intestinal de gás desse passageiro é de 180 mL.

Avalie o que acontece com o ar do intestino, uma vez que, na altura de cruzeiro, a pressão da cabine pode chegar à metade da pressão atmosférica. Desconsidere as mudanças de temperatura.

19. A atmosfera terrestre é dividida em troposfera, estratosfera, mesosfera, ionosfera e exosfera. A pressão e a temperatura em cada camada variam conforme a mudança de altitude. Considere que um balão meteorológico resistente a altas pressões e preenchido com gás hélio até um volume de 10 L foi solto ao nível do mar. Qual será o volume desse balão quando atingir o topo da troposfera?

Dados: temperatura inicial do gás hélio: 27 °C; temperatura final do gás hélio: 233 °C; pressão no topo da troposfera: 0,4 atm.

- a) 20,0 L
- b) 30,6 L
- c) 12,2 L
- d) 8,0 L
- e) 88,9 L

20. Um gás tem comportamento mais próximo do ideal quanto menores forem as interações entre suas moléculas. Dos gases abaixo, qual possui comportamento mais próximo do ideal?

- a) NH₃(g)
- b) CO(g)
- c) HCl(g)
- d) CO₂(g)
- e) SO₂(g)

21. Um gás passa de um volume de 23,0 L para um de 13,0 L a uma pressão constante. Supondo que o gás estivesse inicialmente a uma temperatura de 298 K, qual o valor da temperatura após a transformação?

22. A tabela a seguir apresenta a relação entre a altitude e a pressão atmosférica.

Pressão atmosférica (mmHg)	Altitude (m)
760	0
670	1 000
600	2 000
530	3 000
470	4 000
410	5 000

O que você pode concluir dessa tabela?

23. Determinada massa de gás encontra-se a uma temperatura de 373 K e a uma pressão de 2,50 atm. Supondo que não haja nenhuma variação de volume, qual a nova temperatura do gás se a pressão cair a 1,50 atm?

24. Jogadores de futebol acostumados a treinar ao nível do mar, como na cidade do Rio de Janeiro, encontram vários problemas ao jogarem em altitudes maiores, como em estádios localizados em outros países da América do Sul. Um desses problemas é a bola. Em sua opinião, qual seria a diferença de comportamento de uma bola de futebol ao nível do mar e a uma altitude em torno de 3 600 m, como ocorre neste estádio na Bolívia?



O estádio Hernando Siles está localizado a 3 660 metros de altitude. La Paz, Bolívia. Foto de 2014.

lidi Papp/Shutterstock.com/ID/BF

A caixa preta do *permafrost*

Nas regiões árticas como o Alasca, o degelo e a decomposição da matéria orgânica, como restos de plantas e animais, emitem vasta quantidade de gases de efeito estufa na atmosfera.

Permafrost é uma palavra cujo significado é conhecido apenas por cientistas e ambientalistas, mas pode cair na boca do povo [...]. O motivo é que essa camada de terra, gelo e rochas, em tese permanentemente congelada, presente nas regiões árticas [...] também está sentindo o avanço do aquecimento global. [...] A elevação das temperaturas nessas áreas causa uma enorme liberação de gases de efeito estufa (GEE), sobretudo metano, cuja capacidade de reter calor é 25 vezes maior do que a do dióxido de carbono.

O *permafrost* recobre 13 milhões de quilômetros quadrados [...]. No total, o ecossistema representa 20% da superfície emersa da Terra [...]. O solo abriga restos de plantas e animais, acumulados ao longo de milênios. Com o degelo nos meses mais quentes do ano, esses materiais orgânicos começam a se decompor, injetando metano e dióxido de carbono na atmosfera.

Cientistas [...] calculam que, nos próximos 30 anos, cerca de 45 bilhões de toneladas métricas de carbono originado do metano e do dióxido de carbono chegarão à atmosfera quando o *permafrost* degelar ao longo dos verões. O volume é equivalente à emissão global de GEE durante cinco anos por queima de combustíveis como petróleo, carvão e gás.

Por volta de 2100, os pesquisadores preveem um cenário ainda mais sombrio: daqui até lá, 300 bilhões de toneladas métricas de carbono deverão ser liberados do *permafrost*. [...] Desde 1970, o Ártico vem se aquecendo num ritmo duas vezes maior do que o do restante do mundo. As florestas da taiga crescem e se decompõem sobre o *permafrost*. Seu degelo envia toneladas de gases de efeito estufa para a atmosfera. [...]

O degelo ártico no verão está mudando a profundidade do solo examinada pelos cientistas. [...]

O principal fator formador de *permafrost* é o clima: nas áreas onde ele incide a temperatura média do ar é igual ou inferior a 0 °C. [...]

Além de manterem o *permafrost* sólido, as baixas temperaturas impedem a decomposição de matéria orgânica e o movimento descendente de água. Nas áreas de temperatura abaixo de 0 °C, uma parte do solo congelado durante o inverno não descongela ao longo do curto verão. Com isso, novas camadas de *permafrost* se formam e se



Permafrost em túnel na montanha de Zugspitze, na Alemanha. Foto de 2015.

expandem para baixo a cada ano, a partir do solo congelado no inverno. O resultado é que em algumas áreas há camadas de até mais de 700 metros de profundidade.

O congelamento e o descongelamento cíclico das águas subterrâneas situadas nas camadas superficiais fazem o solo se deslocar e se mexer, o que resulta em modificações estruturais consideráveis, um problema sério para a segurança e a construção de edifícios, estradas e obras de infraestrutura no Canadá e na Sibéria.

[...]

Fatores determinados pelas emissões de combustíveis fósseis estão aquecendo o planeta. Isso faz o *permafrost* degelar, liberando mais GEE, o que incrementa a elevação de temperatura. [...]

A alternativa mais viável para amenizar a ameaça do *permafrost* [...] é controlar as emissões originárias de combustíveis fósseis e reduzir o desmatamento – duas atitudes que a humanidade ainda reluta muito em tomar.

ARAIA, E. A caixa preta do *permafrost*. *Planeta*, n. 474, mar. 2012. Disponível em: <<http://www.revistaplaneta.com.br/a-caixa-preta-do-permafrost/>>. Acesso em: 7 mar. 2016.

Hinrich Bätsemann/dpa/Corbis/Fotostorena

PARA DISCUTIR

1. O que é o *permafrost* e qual é sua extensão?
2. Qual é o principal efeito do aquecimento global sobre o *permafrost* e o que isso pode acarretar?
3. Quais são as previsões dos cientistas para os próximos anos?

25. (UFU-MG) Em uma atividade experimental o professor pegou duas garrafas PET vazias e colocou bexigas cheias na boca de cada uma delas. Em seguida, colocou uma das garrafas em uma bacia com água quente e a outra em uma bacia com água fria. Um dos balões murchou e o outro ficou mais cheio. Sobre esses fatos, assinale a alternativa correta.

- a) O balão que murchou foi colocado em água quente, pois o aumento da temperatura causou uma contração dos gases da bexiga.
- b) O balão que ficou mais cheio foi colocado em água quente, devido ao aumento da temperatura do sistema e à expansão dos gases presentes na bexiga.
- c) O volume do balão que foi colocado em água fria diminuiu, porque a pressão do sistema aumentou, reduzindo o choque das partículas de gás com as paredes do balão.
- d) Em qualquer um dos casos, o volume dos balões foi alterado, porque o tamanho das partículas de gás foi modificado.

26. (Unifor-CE) Um pneu de automóvel contém ar sob pressão de 3,0 atm à temperatura de 7,0 °C. Após viagem de 72 km, verifica-se que a temperatura do pneu atinge 47 °C. Considerando o ar um gás ideal e desprezando a variação de volume do pneu, a pressão do ar nessa nova condição vale, em atmosferas:

- a) 3,1 b) 3,4 c) 3,7 d) 4,0 e) 4,3

27. (PUC-RJ) Um gás inicialmente com pressão P , temperatura T e volume V , se expande a pressão constante até dobrar seu volume.

Encontre a temperatura final do gás em função da temperatura inicial.

- a) 0,5T b) 1T c) 2T d) 4T e) 5T

28. (Enem) A queima de cana aumenta a concentração de dióxido de carbono e de material particulado na atmosfera, causa alteração do clima e contribui para o aumento de doenças respiratórias. A tabela abaixo apresenta números relativos a pacientes internados em um hospital no período da queima da cana.

Pacientes	Problemas respiratórios causados pelas queimadas	Problemas respiratórios resultantes de outras causas
idosos	50	150
crianças	150	210
	outras doenças	total
idosos	60	260
crianças	90	450

Escolhendo-se aleatoriamente um paciente internado nesse hospital por problemas respiratórios cau-

sados pelas queimadas, a probabilidade de que ele seja uma criança é igual a

- a) 0,26, o que sugere a necessidade de implementação de medidas que reforcem a atenção ao idoso internado com problemas respiratórios.
- b) 0,50, o que comprova ser de grau médio a gravidade dos problemas respiratórios que atingem a população nas regiões das queimadas.
- c) 0,63, o que mostra que nenhum aspecto relativo à saúde infantil pode ser negligenciado.
- d) 0,67, o que indica a necessidade de campanhas de conscientização que objetivem a eliminação das queimadas.
- e) 0,75, o que sugere a necessidade de que, em áreas atingidas pelos efeitos das queimadas, o atendimento hospitalar no setor de pediatria seja reforçado.

29. (UFRN) Certa massa de gás ideal pode ser representada pela relação $\frac{PV}{T} = \text{constante}$, sendo P (pressão), V (volume), T (temperatura). Pode-se afirmar que a pressão do gás aumenta quando

- a) V aumenta e T diminui.
- b) V não varia e T diminui.
- c) T não varia e V aumenta.
- d) T aumenta e V não varia.

30. (ITA-SP) A pressão total no interior de um pneu era de 2,30 atm, quando a temperatura era de 27 °C. Depois de se rodar um certo tempo com esse pneu, mediu-se novamente sua pressão e verificou-se que esta era agora de 2,53 atm. Supondo a variação de volume desprezível, a nova temperatura será:

- a) 29,7 °C d) 330 °C
- b) 57,0 °C e) 570 °C
- c) 33 °C

31. (Fuvest-SP) O rótulo de uma lata de desodorante em aerossol apresenta, entre outras, as seguintes informações: "Propelente: gás butano. Mantenha longe do fogo".

A principal razão dessa advertência é:

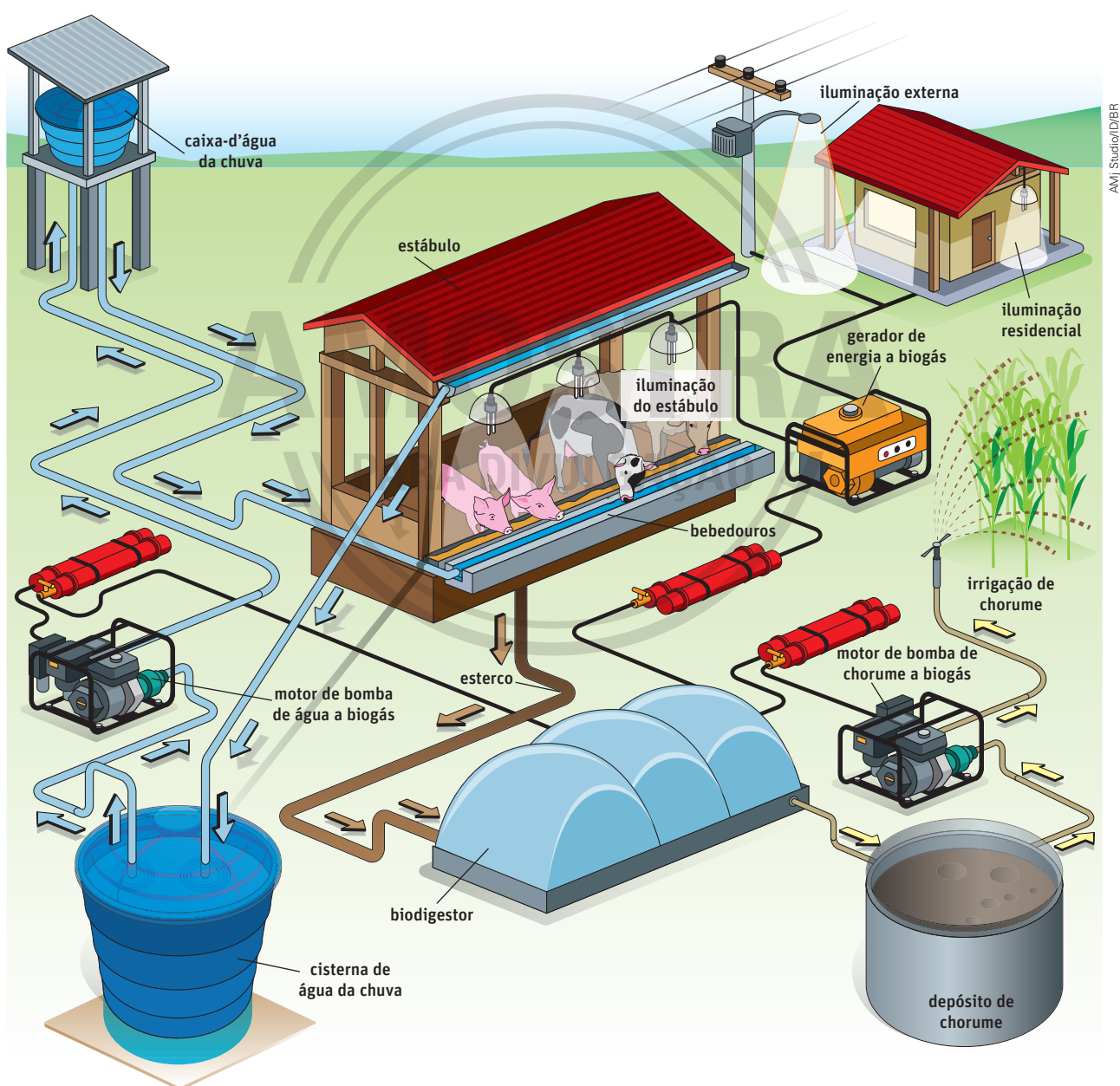
- a) O aumento da temperatura faz aumentar a pressão do gás no interior da lata, o que pode causar uma explosão.
- b) A lata é feita de alumínio, que, pelo aquecimento, pode reagir com o oxigênio do ar.
- c) O aquecimento provoca o aumento do volume da lata, com a consequente condensação do gás em seu interior.
- d) O aumento da temperatura provoca a polimerização do gás butano, inutilizando o produto.
- e) A lata pode se derreter e reagir com as substâncias contidas em seu interior, inutilizando o produto.

A produção de biogás

O biogás é uma mistura gasosa inflamável produzida pela decomposição de matéria orgânica na ausência de gás oxigênio. A composição do biogás varia de acordo com o tipo de material orgânico e do tratamento anaeróbio utilizado. De maneira geral, pode-se dizer que o biogás bruto apresenta cerca de 50% (V/V) de metano (CH_4), 40% (V/V) de dióxido de carbono (CO_2) e 10% (V/V) de outros gases, como sulfeto de hidrogênio (H_2S), nitrogênio (N_2) e amônia (NH_3).

O biogás ocorre naturalmente em pântanos, mangues, lagos e rios, mas também pode ser obtido, de forma artificial, em reservatórios que contêm matéria orgânica, chamados de **biodigestores**. É possível utilizar matéria orgânica proveniente de dejetos humanos e de animais, lodo de esgotos, restos de comida, resíduos agrícolas, entre outros. No processo, além da formação do biogás, ocorre a produção de um líquido, o chorume, que apresenta propriedades fertilizantes e, por isso, é utilizado como adubo em plantações.

Veja a seguir um exemplo de sistema que utiliza biodigestor.



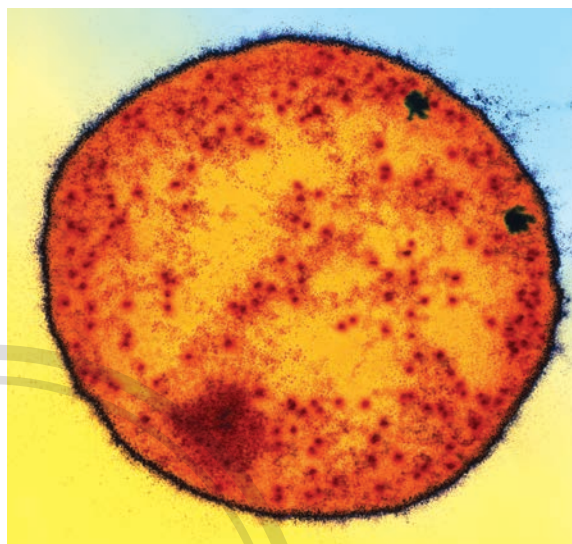
Representação de um sistema de biodigestão. O gás metano coletado no biodigestor é utilizado como combustível para bombear a água da chuva da cisterna para a caixa-d'água, irrigar a plantação com fertilizante produzido no processo (chorume) e iluminar ruas e residências. As setas azuis indicam o fluxo de água; as marrons, o fluxo de dejetos animais; e as amarelas, o fluxo de fertilizante. Esquema fora de escala e em cores-fantasia.

ATIVIDADES

1. As fezes humanas também podem ser aproveitadas para produzir o biogás, mas nesse caso os resíduos não devem ser reutilizados como adubo para evitar contaminação por microrganismos patogênicos. Pesquise em *sítes* ou livros de Biologia e de Ciências e cite três possíveis doenças que podem ser veiculadas por alimentos irrigados com água contaminada por dejetos humanos.
2. Nos biodigestores, as bactérias metanogênicas liberam, como produtos do processo de respiração, o gás metano e o dióxido de carbono.

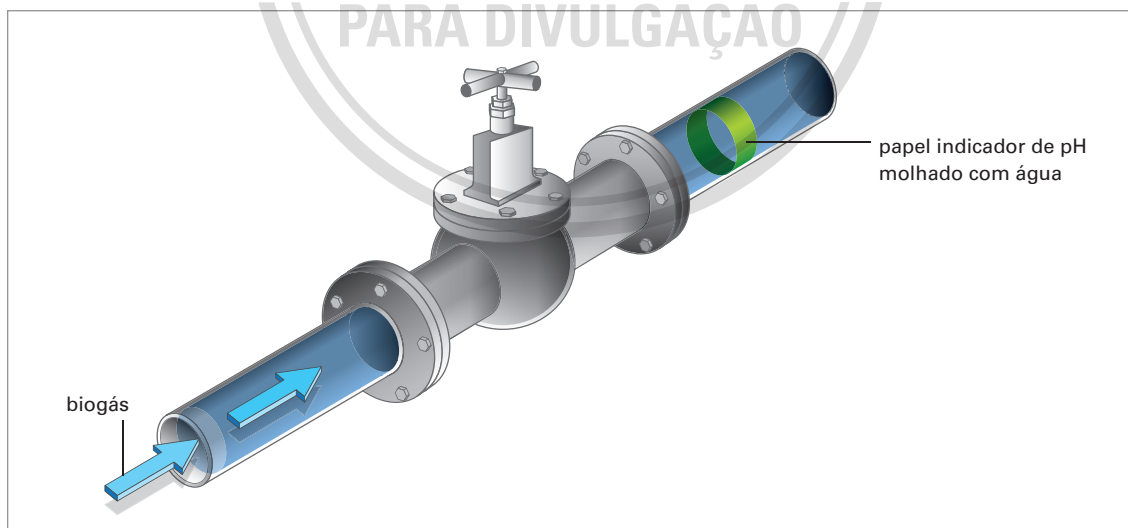
- a) Sabendo que as bactérias metanogênicas são anaeróbias, explique a diferença entre organismos aeróbios e anaeróbios.
- b) Quando o gás metano presente no biogás é queimado, a energia proveniente da sua combustão pode ser utilizada para movimentar motores, aquecer ambientes ou água e iluminar locais. Escreva a equação química balanceada que representa a combustão completa do metano.

Bactéria *Methanococcoides burtonii*, um exemplo de bactéria metanogênica descoberta em 1992 na Antártica. (Foto ao microscópio eletrônico de varredura; imagem colorizada artificialmente; aumento de cerca de 69 mil vezes.)



Dr. M. Rohde, GBF/SP/Latinstock

3. O tratamento do biogás antes da queima elimina algumas substâncias nocivas à fauna e à flora, como o sulfeto de hidrogênio. A combustão dessa substância produz dióxido de enxofre (um poluente atmosférico) e água.
- a) Escreva a equação que representa a combustão do sulfeto de hidrogênio.
 - b) Por que o H_2S é nocivo ao meio ambiente e aos organismos vivos?



AMJ Studio/IDBR

Representação em cores-fantasia.

4. Observe o esquema acima. Considerando que o biogás é formado somente pelos gases metano, dióxido de carbono, sulfeto de hidrogênio, nitrogênio e amônia e que o indicador de pH fica amarelo em meio ácido, verde em meio neutro e azul em meio básico, responda aos itens a seguir.
- a) Admitindo que o papel indicador no início do experimento encontra-se neutro, qual a primeira cor observada após a abertura da válvula? Justifique sua resposta.
 - b) É esperado que haja novas mudanças no pH após algum tempo? Justifique.

10

Reações químicas

**O QUE VOCÊ
VAI ESTUDAR**

Reações e equações químicas.

Tipos de reações.

Exemplos de reações de metátese.



Ale Ruaro/Pulsar Imagens

Muitos metais, como os que compõem esse portão e outras estruturas, sofrem oxidação por exposição ao ar úmido. Itaqui (RS). Foto de 2014.

A vida humana não seria possível sem a ocorrência de reações químicas dentro e fora de nosso organismo. A energia de que necessitamos para sobreviver está relacionada com as interações entre substâncias, as quais são realizadas a cada momento, com ou sem o nosso conhecimento. Quais reações ocorrem em nosso organismo? Dentre as que ocorrem fora dele, quais são essenciais para nós?

Para que reações químicas ocorram, é necessário que as substâncias envolvidas encontrem condições favoráveis. É o que acontece, por exemplo, com a degradação de matéria orgânica por microrganismos presentes em rios. Alguns desses microrganismos são aeróbios e, portanto, consomem o gás oxigênio dissolvido na água. Quando uma grande quantidade de matéria orgânica é despejada em rios, o consumo de oxigênio por esses microrganismos é maior devido ao aumento de seu metabolismo. Dessa maneira, a redução da quantidade de oxigênio na água pode causar a mortandade de peixes.

Algumas dessas reações podem ocorrer de forma mais lenta em razão da interferência humana. É o que se verifica quando uma peça metálica é revestida com uma camada de tinta para que a peça não fique em contato com o ar ou quando um alimento é colocado na geladeira para que, em temperatura baixa, sua degradação se dê mais lentamente.

Muitas vezes, as reações encontram condições favoráveis para acontecerem no próprio ambiente, porém, em alguns casos, é necessário que essas condições sejam criadas. Isso é feito nas indústrias e nos laboratórios quando se quer provocar uma transformação química que nas condições ambientes não ocorreria.

Neste capítulo, você vai aprofundar seus estudos sobre reatividade das substâncias e será capaz de reconhecer se duas ou mais substâncias reagem quando colocadas em contato, bem como os produtos formados na eventual reação.

Reações e equações químicas

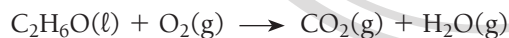
Quando o motor de um automóvel movido a álcool é acionado, esse combustível se transforma (reage), formando outras substâncias.



Materiais liberados pelo escapamento de um veículo.

Nesse processo, o álcool (etanol, C_2H_6O , substância combustível) reage com o oxigênio do ar (O_2 , comburente) formando, principalmente, dióxido de carbono (CO_2) e vapor de água (H_2O), ambos invisíveis. A liberação de “fumaça”, como mostrado na fotografia acima, ocorre quando o vapor de água se condensa ao encontrar o ar mais frio ou quando o motor do veículo está defeituoso, queimando óleo de lubrificação.

Observe, a seguir, a representação para a combustão do etanol.



Observe nessa representação que o número de átomos de carbono, por exemplo, não é o mesmo nos reagentes e nos produtos. Essa desigualdade contraria a Lei da Conservação de Massas. Para se fazer o acerto dos números de átomos de cada elemento, é necessário realizar um balanceamento, o qual consiste em demonstrar a conservação de massa nas reações químicas. Para isso, quando necessário, números são colocados ao lado esquerdo da fórmula de cada substância para que o número total de átomos de cada elemento representado seja o mesmo nos reagentes e nos produtos. Esses números são denominados **coeficientes estequiométricos**.

A equação química, é expressa da seguinte forma:



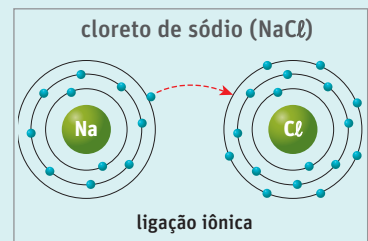
Equação química é a forma **simbólica** de representação de uma reação química. Essa equação descreve as composições de reagentes e produtos e a relação de igualdade entre as quantidades de átomos de seus elementos químicos.

Você se lembra?

As ligações químicas

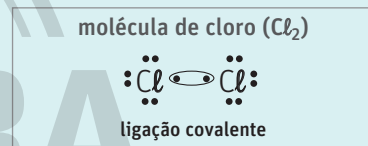
Os elementos químicos encontram-se combinados na natureza por meio de ligações químicas, que podem ser de três tipos.

1. Ligação iônica: envolve transferência de elétrons do elemento menos eletronegativo para o mais eletronegativo.

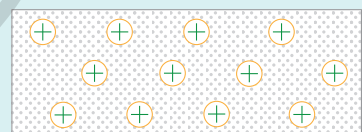


Representação em cores-fantasia.

2. Ligação covalente: ocorre por compartilhamento de elétrons.



3. Ligação metálica: ocorre entre metais. Na ligação metálica, os elétrons das camadas de valência formam um “mar de elétrons” ao redor dos núcleos.



Elétrons dispersos ao redor dos núcleos. Representação em cores-fantasia.

SAIBA MAIS

Etanol

Apesar de o etanol (combustível utilizado em veículos automotivos) receber a mesma nomenclatura da substância que o compõe, ele é uma mistura que contém principalmente a substância etanol – material que entra em combustão –, água e outras substâncias em menores proporções.

Portanto, não confunda o etanol (mistura utilizada em veículos) com o etanol (substância).

Balanciamento de equações

Em uma reação química, os núcleos dos átomos não sofrem nenhuma alteração e mantêm suas características. O que ocorre é um rearranjo das substâncias por meio de quebra das ligações dos reagentes e formação de novas ligações nos produtos.

Como numa reação química os átomos não são criados nem destruídos, deve haver uma igualdade entre o número de átomos de cada elemento nos reagentes e nos produtos. Essa igualdade é obtida pelo **balanciamento da equação**, como foi visto no exemplo da combustão do etanol.

O balanceamento consiste em acertar os coeficientes estequiométricos de uma equação para que o número de átomos seja igual nos dois lados da equação.

Veja um exemplo de como esse balanceamento pode ser feito.

Suponha a seguinte equação, não balanceada:



Note que há três átomos de ferro no lado direito da equação; logo, deve haver o mesmo número no lado esquerdo. Assim coloca-se coeficiente 3 para FeS_2 .



Agora, a quantidade total de enxofre no lado esquerdo da equação é seis; logo, deve haver o mesmo número de átomos de enxofre do lado direito. Portanto, coloca-se o coeficiente 6 no SO_2 .



Como Fe e S já foram acertados, o momento agora é de ajustar o oxigênio. Se a molécula de oxigênio tem 2 átomos de oxigênio e do lado direito há um total de 16 átomos, devem existir 8 moléculas de O_2 para que haja igualdade do número de átomos de oxigênio nos dois lados da equação.



Note que, ao balancear uma equação, devem-se manter inalteradas as fórmulas das substâncias envolvidas.



É conveniente iniciar o acerto de coeficientes pelos elementos que aparecem menos vezes nos reagentes e nos produtos. No exemplo dado, ficaria muito difícil iniciar pelo oxigênio, que aparece nos dois produtos.

QUÍMICA E MATEMÁTICA

Relações matemáticas

Em Química, como em outras ciências, é necessário o conhecimento matemático. Os conceitos de **razão** e **proporção** são fundamentais no estudo das reações. A razão é o quociente entre dois números. Na molécula de água, por exemplo, a razão entre os átomos de oxigênio e de hidrogênio é 0,5 (1 átomo de oxigênio dividido por 2 de hidrogênio é igual a 0,5). A proporção, por sua vez, envolve a comparação entre razões por meio de uma igualdade. Na molécula de água, a proporção entre os átomos de oxigênio e de hidrogênio é de 1 para 2, ou seja 1 : 2.

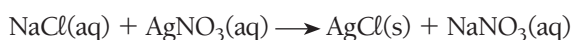
Em 1792, Jeremias Benjamin Richter (1762-1807), um químico alemão que era apaixonado por matemática, descobriu que os compostos eram consumidos em uma reação química sempre na mesma proporção. Entre os anos de 1792 e 1794, Richter publicou trabalhos nos quais discutia a lei das proporções definidas e introduziu o termo "estequiometria". Em seus apontamentos sobre proporcionalidade em Química, Richter observou que, quando planejamos a quantidade de reagentes, podemos prever a quantidade de produtos.

Equações iônicas

Muitas reações químicas ocorrem em meio aquoso com substâncias dissociadas. A equação, nesse caso, pode ser escrita na forma iônica.

Uma equação química que envolve íons é chamada de **equação iônica**.

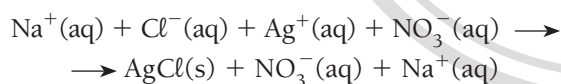
Se a uma solução aquosa contendo íons cloreto, Cl^- (aq) – do cloreto de sódio, por exemplo –, for adicionada uma solução contendo íons prata, Ag^+ (aq), haverá formação de um sal pouco solúvel de cloreto de prata, AgCl . Esse fenômeno é chamado de **precipitação** e pode ser representado pela seguinte equação:



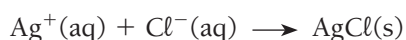
Sergio Dotta Jr./D/BR

Reação entre Ag^+ (aq) e Cl^- (aq) com formação de precipitado.

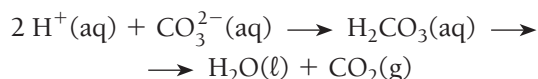
Considerando que os reagentes e um dos produtos são solúveis, a equação completa fica:



Observe que há íons Na^+ (aq) e NO_3^- (aq) presentes nos dois lados da reação. Esses íons, chamados de **espectadores**, podem ser desconsiderados, representando-se a reação por uma **equação iônica reduzida**.



Na reação de soluções contendo íons hidrogênio (H^+) com soluções contendo carbonatos (CO_3^{2-}), forma-se H_2CO_3 – substância que se decompõe em água, H_2O (l), e dióxido de carbono gasoso, CO_2 (g).



A tabela de solubilidade ao lado é usada para verificar se na reação ocorre ou não precipitação.

Tabela de solubilidade dos sais mais comuns

Sais	Representação	Geralmente são	As exceções mais comuns são*
acetatos	CH_3COO^-	solúveis	prata (sp)*; mercúrio(I) (sp); estanho(II) (d)
brometos	Br^-	solúveis	antimônio e bismuto (d); ouro(I) e platina (sp); prata e mercúrio(I) (i)
carbonatos	CO_3^{2-}	insolúveis	amônio, sódio e potássio (s); lítio (sp)
cianetos	CN^-	insolúveis	amônio, metais alcalinos e metais alcalinoterrosos
cloratos	ClO_3^-	solúveis	–
cloretos	Cl^-	solúveis	prata e mercúrio(I) (i); chumbo(II) e ouro(I) (sp); cromo(III) (sp)**
cromatos	CrO_4^{2-}	insolúveis	amônio e metais alcalinos
dicromatos	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	insolúveis	amônio e metais alcalinos (s)
ferricianetos	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	insolúveis	amônio e metais alcalinos (s)
ferrocianetos	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	insolúveis	amônio e metais alcalinos (s)
fluoretos	F^-	insolúveis	amônio e metais alcalinos (s)
fosfatos	PO_4^{3-}	insolúveis	amônio e metais alcalinos (s)
hidrogenocarbonatos	HCO_3^-	solúveis	–
hidrogenofosfatos	H_2PO_4^- e HPO_4^{2-}	solúveis	–
hidrogenosulfatos	HSO_4^-	solúveis	–
hidróxidos	OH^-	insolúveis	amônio e metais alcalinos (s); cálcio, bário e estrôncio (sp)
iodetos	I^-	solúveis	prata, chumbo(II) e cobre(I) (sp)
nitratos	NO_3^-	solúveis	–
nitritos	NO_2^-	solúveis	–
oxalatos	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	insolúveis	amônio e metais alcalinos
óxidos	O^{2-}	insolúveis	metais alcalinos (s); cálcio, bário e estrôncio (sp)
percloratos	ClO_4^-	solúveis	potássio e mercúrio(I) (i)
permananganatos	MnO_4^-	solúveis	–
silicatos	SiO_3^{2-}	insolúveis	sódio, potássio e bário (s); cálcio (sp)
sulfatos	SO_4^{2-}	solúveis	estrôncio e bário (i); cálcio, prata e mercúrio(I) (sp); mercúrio(II) (d)
sulfetos	S^{2-}	insolúveis	amônio e metais alcalinos (s); cálcio, bário e estrôncio (sp)
sulfitos	SO_3^{2-}	insolúveis	amônio e metais alcalinos
tiocianatos	SCN^-	insolúveis	amônio e metais alcalinos
tiosulfatos	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	insolúveis	amônio e metais alcalinos

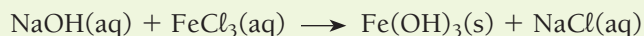
* sp: solúvel parcialmente; d: decompõe-se em água; i: insolúvel; s: solúvel.

** Muito lentamente.

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 73. ed. Boca Raton: CRC-Press, 1992. (Versão eletrônica.)

EXERCÍCIO RESOLVIDO

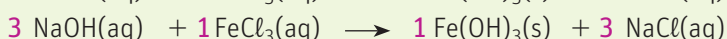
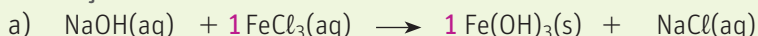
1. Considere a reação abaixo.



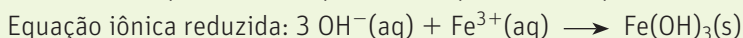
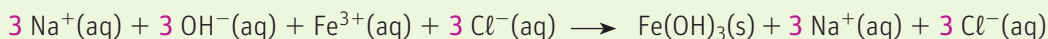
a) Efetue o balanceamento.

b) Escreva as equações iônicas completa e reduzida.

Resolução



b) Equação iônica completa:



Note que, nesse caso, o hidróxido de ferro, Fe(OH)_3 , não se encontra na forma aquosa, portanto, não pode ser escrito na forma iônica. Como o Fe(OH)_3 está em estado sólido, ele deve ser escrito na forma molecular. Dessa maneira, como foi formado um produto diferente dos reagentes, pode-se dizer que a reação ocorreu.

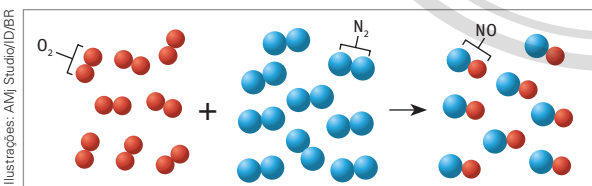
2. Reação química e equação química são sinônimos?

3. A proporção entre os reagentes químicos é importante? Explique.

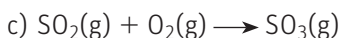
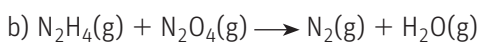
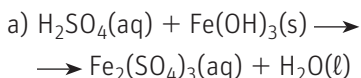
4. Como as espécies químicas participantes de uma reação são representadas em equações químicas?

5. Em relação à solubilidade, como as substâncias devem ser representadas na equação química?

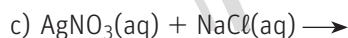
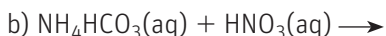
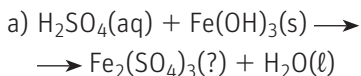
6. Nas câmaras de combustão dos automóveis, além da queima do combustível, ocorre a reação entre N_2 e O_2 para formar NO. Dado o esquema abaixo, escreva a equação química correspondente e responda se o esquema indica ou não a conservação de átomos.



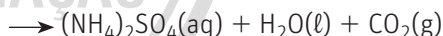
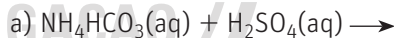
7. Faça o balanceamento das equações a seguir.



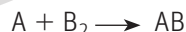
8. Haverá formação de precipitado nas equações a seguir? Para responder, consulte a tabela de solubilidade de sais da página 181.



9. Faça o balanceamento das equações abaixo e escreva as equações iônicas correspondentes. Considere em sua equação iônica o estado em que devem estar representados reagentes e produtos.

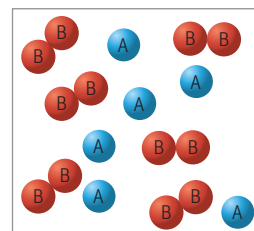


10. Considere a reação química:



a) Balanceie a equação.

b) Dado o esquema representativo dos reagentes, indique se estão na proporção correta.



11. Escreva a equação iônica para a reação entre brometo de potássio (KBr) e nitrato de prata (AgNO_3) em meio aquoso. Consulte a tabela de solubilidade da página 181.

12. Uma das maneiras de se obter experimentalmente o metanol no estado líquido (CH_3OH) é reagir o monóxido de carbono (CO) com hidrogênio (H_2), ambos no estado gasoso.

a) Escreva a equação química da reação.

b) Quantas moléculas de CO são necessárias para formar 7 moléculas de CH_3O ?

c) Há formação de íons nessa reação?

Tipos de reações

Durante o desenvolvimento da ciência, os químicos procuraram classificar as reações químicas numa tentativa de facilitar o seu estudo. Os critérios de classificação podem se basear no número de substâncias formadas, no número de reagentes, na presença ou não de substâncias simples, etc.

Os livros didáticos apresentam diferentes classificações para as reações. Nesta obra, a opção dos autores foi adotar o critério mais atualizado. Apesar desse cuidado, você precisa considerar sempre que esses critérios não são rígidos, ou seja, ocorrem casos em que uma mesma reação pode ser classificada em mais de um tipo.

Reações de metátese ou dupla troca

A palavra **metátese** é de origem grega (*methatesis*) e significa “transposição”. Nesse tipo de reação, átomos ou grupos de átomos das substâncias reagentes são **permutados** (trocados).

Observe o que ocorre quando se adiciona hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, a uma solução aquosa de sulfato de alumínio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, substância usada para floculação no tratamento de água.

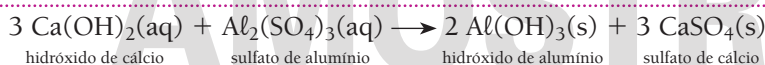


Solução de cal hidratada (A) e solução de sulfato de alumínio (B).

A reação entre o sulfato de alumínio e a cal hidratada origina um precipitado branco.

Fotografias: Sérgio Dotta Jr./ID/BR

As transformações que ocorrem podem ser equacionadas da seguinte forma:



Perceba que, nessa reação, o íon cálcio une-se ao íon sulfato e que o íon alumínio se liga ao íon hidróxido, ou seja, a reação ocorreu entre substâncias compostas, que trocaram seus íons e formaram produtos que também são substâncias compostas. Além de íons, é possível que esse tipo de reação ocorra com a troca de radicais. Por fim, além da troca entre os íons, uma das condições para a reação de dupla troca é que os produtos apresentem menor solubilidade e maior volatilidade. Esse tipo de reação é classificado como **reação de metátese**, também chamada de **reação de dupla-troca**.

AÇÃO E CIDADANIA

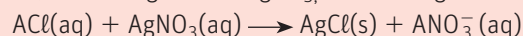
Ciência forense

A Química pode ajudar a solucionar crimes. Em algumas situações, o autor de um crime deixa marcas de suas impressões digitais no local. Nem sempre essas marcas são aparentes, e, nesse caso, são chamadas de impressões ocultas.

Para que essas impressões sejam visualizadas é necessário que elas sejam “reveladas”, como acontece com filmes de fotografia. O nitrato de prata é uma das substâncias que podem ajudar a revelar essas impressões por meio de uma reação de metátese.

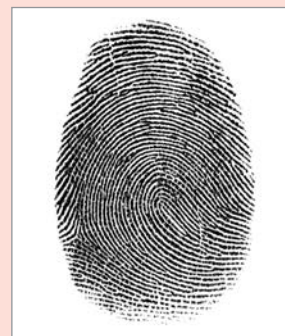
Como isso acontece? A nossa pele libera uma série de substâncias por meio das glândulas sudoríparas. Entre elas encontram-se as substâncias que contêm o íon cloreto. Assim, o nitrato de prata é utilizado, pois reage com íons cloreto formando o cloreto de prata, que é uma substância insolúvel, conforme a tabela da página 181.

Considere um sal contendo o íon cloreto, que pode ser representado genericamente pela fórmula ACl . Quando reage com o AgNO_3 , temos a seguinte reação de metátese:



O AgCl , em contato com a luz, fica escuro, revelando os contornos da impressão digital.

Fonte de pesquisa: CHEMELLO, E. Ciência forense: impressões digitais. *Química Virtual*, dez. 2006. Disponível em: <http://www.quimica.net/emiliano/artigos/2006dez_forense1.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2016.



Impressão digital revelada com a formação do precipitado AgCl .

Andreyuu/Stock/Getty Images

Reação de decomposição ou análise

O carbonato de cálcio, CaCO_3 , decompõe-se quando aquecido, formando óxido de cálcio, CaO , e dióxido de carbono, CO_2 . O processo pode ser equacionado por:



Amostra de óxido de cálcio, CaO .

Reações como essa, em que uma substância se transforma em várias outras, são chamadas reações de análise ou de decomposição.

Reação de análise ou de decomposição consiste na formação de dois ou mais produtos a partir de um reagente.

Há certos tipos especiais de reação de decomposição que recebem nomes específicos, de acordo com o processo de decomposição. Em grego, o sufixo *lise* indica “quebra”. Assim, a reação de decomposição que ocorre pela ação do calor é chamada de **pirólise**. Também do grego, o prefixo *piro* significa “fogo”. Pirólise seria, então, a “quebra” de determinado composto pelo fogo.

Nome	Agente de decomposição	Exemplo
pirólise	calor (Δ)	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
eletrólise	eletricidade	$2 \text{NaCl}(\ell) \xrightarrow{\text{eletricidade}} 2 \text{Na}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
fotólise	luz	$\text{H}_2\text{O}_2(\ell) \xrightarrow{\text{luz}} \text{H}_2\text{O}(\ell) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$

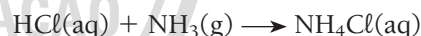
Reações de síntese ou de adição

Há reações em que um único produto é formado a partir de dois ou mais reagentes. Essas reações são chamadas reações de síntese ou de adição.

Reações de síntese ou de adição são aquelas nas quais um único produto é formado pela união de dois ou mais reagentes.



Outro exemplo é a formação de cloreto de amônio:



QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Conservação de alimentos

A busca pela diminuição da rapidez da degradação de alimentos é antiga e essa necessidade está relacionada, por exemplo, com o transporte deles por longos períodos de tempo.

O cloreto de sódio (NaCl), principal componente do sal de cozinha, há muito tempo é utilizado principalmente na conservação de carnes. Alguns alimentos, porém, tornavam-se amargos quando submetidos ao processo de salga.

Na década de 1930, o cientista e inventor estadunidense Lloyd Augustus Hall (1894-1971) provocou uma grande revolução na indústria de alimentos ao adicionar ao processo de salga pequenos cristais de nitrito e de nitrato de sódio.

Hall foi autor de mais de 100 patentes, bem como consultor de vários órgãos sobre a tecnologia de alimentos.

Apesar de o método de adição de mistura de sais ter sido considerado um avanço na preservação de alimentos naquela época, produtos que contêm esses compostos devem ser evitados. Exemplos são os alimentos embutidos e as carnes processadas. Sabe-se hoje que o consumo excessivo desses alimentos pode causar prejuízos à saúde humana.

Fonte de pesquisa: Biographical snapshots of famous women and minority chemists: snapshot. Lloyd Augustus Hall. Disponível em: <<https://web.archive.org/web/20130204200936/http://jchemed.chem.wisc.edu/JCEWWW/Features/eChemists/document.php?chemid=35>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

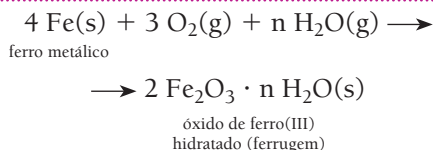


American Chemical Society, Washington DC.

O cientista Lloyd Augustus Hall conseguiu ampliar o prazo de conservação de alimentos ao introduzir cristais de nitrito e de nitrato de sódio no processo de salga. Foto s. d.

Reações de oxirredução

Algumas reações químicas ocorrem com transferência de elétrons entre os elementos das substâncias reagentes. É o que acontece quando uma amostra de ferro metálico se oxida parcialmente na presença de ar úmido. Na linguagem do dia a dia, costuma-se dizer que a peça metálica “enferrujou”. Pode-se representar o processo da seguinte forma, em que **n** representa **número indeterminado de moléculas**:



Chaves enferrujadas (oxidadas).

Nesse processo, o ferro, inicialmente na forma neutra (Fe, ferro metálico), passa a fazer parte de uma substância em que se apresenta com carga 3+. Para passar do estado neutro (carga zero) para a forma de ferro 3+ (carga 3+), cada átomo de ferro perde três elétrons.

Os elétrons do ferro são transferidos para o oxigênio. Na forma de substância simples, cada átomo desse elemento apresenta carga zero. Na substância óxido de ferro(III) hidratado (ferrugem), cada átomo de

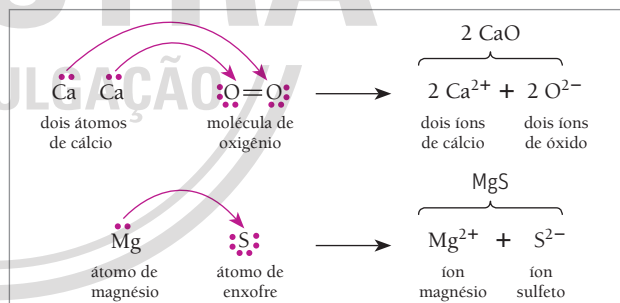
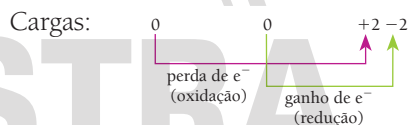
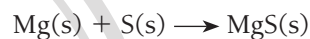
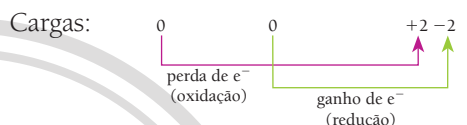
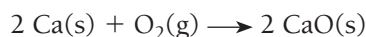
oxigênio tem carga 2-. Há, portanto, ganho de elétrons nesse processo.

O ganho e a perda de elétrons sempre ocorrem juntos. Assim, nas reações de oxirredução ocorre a **transferência de elétrons**.

Oxidação é o nome utilizado para designar processos que envolvem perda de elétrons. A substância que se **oxida** é o **agente redutor**.

Redução é o termo usado para denominar processos que envolvem ganho de elétrons. A substância que se **reduz** é o **agente oxidante**.

Nas reações a seguir, cada espécie química reagente aparece com sua carga. O mesmo acontece com essas espécies no produto da reação.



Transferência de elétrons nas reações de oxirredução.

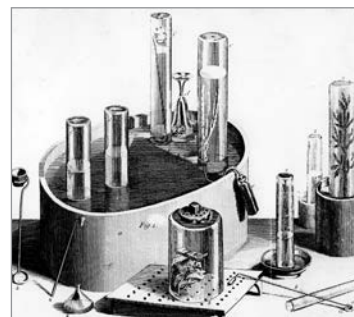
QUÍMICA TEM HISTÓRIA

A descoberta do oxigênio

As reações de oxirredução são usadas pelo ser humano desde os tempos mais remotos. Um passo importante na compreensão dessas reações foi a descoberta do oxigênio.

Em primeiro de agosto de 1774, os estadunidenses comemoraram o bicentenário da Química, referindo-se aos 200 anos de descoberta do gás oxigênio pelo cientista estadunidense Joseph Priestley (1733-1804), embora já se soubesse que o gás oxigênio havia sido descoberto e caracterizado anteriormente pelo químico sueco Carl W. Scheele (1742-1786), em 1771.

Em 1777, contudo, Lavoisier demonstrou que o ar era formado por dois gases (oxigênio e nitrogênio). O nome do gás oxigênio foi atribuído em 1783, deriva do grego e significa “gerador de ácido”. Além de acreditar que o oxigênio estava presente em todos os ácidos – o que não é verdade – Lavoisier também achava que esse gás era o responsável pelo aumento de massa observado na calcinação de metais.

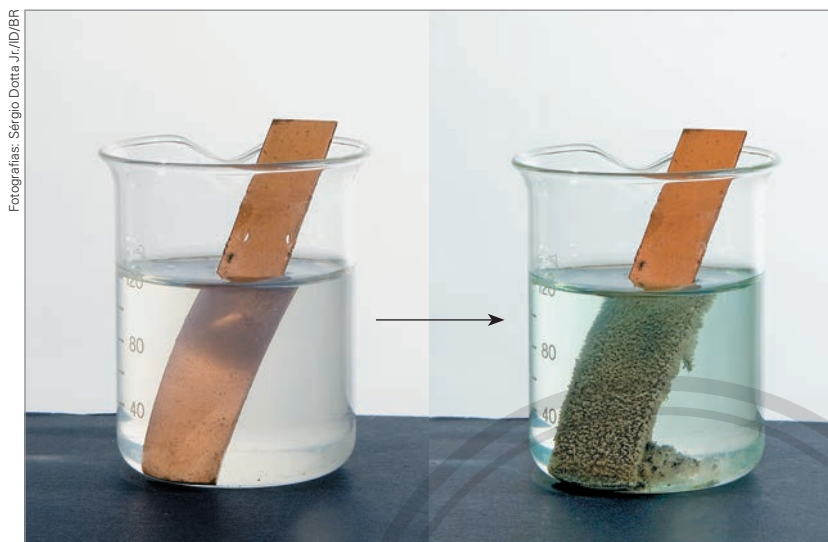


Equipamento usado por Joseph Priestley em seus estudos sobre gases.

Coleção particular. Fotografia: UIG/Getty Images

Reatividade dos metais

Se uma lâmina de cobre metálico (que tem cor avermelhada) for colocada em uma solução aquosa de nitrato de prata, $\text{AgNO}_3(\text{aq})$, incolor, haverá, com o tempo, deposição de prata metálica sobre a lâmina de cobre e formação de íons cobre(II) na solução aquosa.



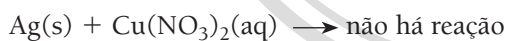
O nitrato de prata (incolor) reage com o cobre metálico, resultando em nitrato de cobre(II), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, solução levemente azulada. Na lâmina de cobre há formação de prata metálica.

Equação da reação envolvida:



sólido solução incolor solução azulada sólido prateado

Se uma lâmina de prata metálica (Ag) for mergulhada numa solução de nitrato de cobre(II), não haverá reação.



sólido solução azulada

A diferença de reatividade entre o cobre metálico e a prata metálica explica os diferentes resultados desses dois experimentos. O metal cobre é mais reativo (reage mais facilmente), e por esse motivo ocorre reação com a solução aquosa de nitrato de prata. A prata é um metal menos reativo (mais nobre) e, portanto, apresenta uma reatividade menor.

O esquema a seguir apresenta a tendência de reatividade dos metais.

Li, K, Rb, Cs, Ba, Sr, Ca, Na, Mg Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Pb H Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

← sentido da maior reatividade

Geralmente, um metal situado à esquerda reage com uma substância formada por íons de metais situados à direita. Por exemplo, o cobre (mais à esquerda) reage com íons de prata (situada mais à direita). Não ocorre o mesmo se a prata metálica (metal nobre, pouco reativo) for colocada para reagir com uma substância que contenha íons cobre(II).

O metal mais reativo em geral reage com substâncias iônicas cujos cátions são de metais menos reativos.

Você se lembra?

Reatividade

Para que ocorra uma reação de oxirredução, é necessário que um dos reagentes tenha a tendência a ganhar elétrons e que o outro tenha a de perder elétrons. Essa tendência corresponde à reatividade dos elementos químicos envolvidos na reação.

A reatividade dos metais e a dos não metais devem ser avaliadas separadamente.

Para os não metais, a reatividade está, de maneira geral, associada a altas energias de ionização. Quanto mais alta a energia de ionização dos átomos de um não metal, maior sua reatividade.

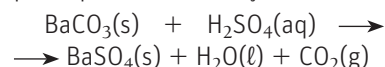
Para os metais, a reatividade está relacionada à baixa energia de ionização. Assim, quanto menor for a energia para que um elemento metálico se ionize, maior será a reatividade do metal.

Entretanto, a reatividade não depende só das energias de ionização, mas também das condições em que as substâncias se encontram e da estabilidade de suas eletrosferas. Por exemplo, os gases nobres têm altas energias de ionização e nem por isso são tão reativos como outros ametais.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

No decorrer do ano de 2003 mais de 20 pessoas morreram em vários estados brasileiros devido ao uso de Celobar® – uma suspensão aquosa de sulfato de bário utilizada em raios X. Apesar de os íons bário serem tóxicos, sua ingestão dessa forma não causa envenenamento.

O fabricante sintetizou o composto por meio da reação abaixo.



O sulfato e o carbonato de bário são insolúveis em água. As mortes foram provocadas pelo carbonato de bário, que, apesar de insolúvel em água, torna-se solúvel quando em contato com o ácido clorídrico presente no estômago, liberando íons bário.

Fonte de pesquisa: SENE, J. J. et al. Equilíbrio químico de sais pouco solúveis e o caso Celobar. *Química Nova na Escola*, 2006.

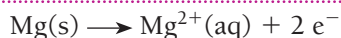
Reações de metais com soluções em que há íons hidrogênio, H⁺(aq)

Uma reação fácil de ser observada é a que ocorre entre alguns metais e substâncias de caráter ácido, ou seja, que liberam íons H⁺ em solução aquosa. Quando o metal entra em contato com esse tipo de substância, há liberação de bolhas, que correspondem à formação de gás hidrogênio.

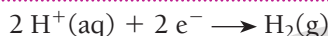
É o que ocorre, por exemplo, quando o magnésio metálico é colocado em contato com o ácido clorídrico diluído.



Nessa reação ocorrem a oxidação do magnésio metálico:



e a redução do íon H⁺(aq):



com liberação do gás hidrogênio, H₂.

Em uma reação de metal com H⁺, o metal cede elétrons ao íon hidrogênio. Nessas reações, o metal sofre sempre oxidação, e o íon hidrogênio, sempre redução.

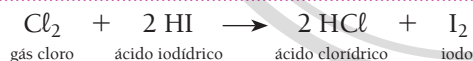
Na tendência de reatividade apresentada na página anterior, percebe-se a inserção do hidrogênio, que não é um elemento metálico. Essa inserção permite comparar a reatividade entre ácidos e metais.

Os metais que são menos reativos que o hidrogênio, se colocados na presença de ácidos, não reagem de maneira espontânea. Exemplo:



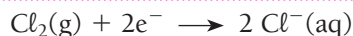
Reatividade dos ametais

Quando o gás cloro reage com o ácido iodídrico, por exemplo, tem-se a seguinte equação:



Assim como para os metais, a reatividade relativa dos ametais também deve ser observada em reações de oxirredução.

Redução do gás cloro:



Oxidação do íon I⁻(aq):



Na reação descrita, o cloro, por ser mais reativo, interage com a molécula de HI e recebe os elétrons do I⁻. Este, por sua vez, forma o iodo molecular, I₂, enquanto o cloro, por estar com carga negativa, se une ao H⁺, formando HCl.

O esquema a seguir apresenta a tendência de reatividade de alguns ametais.

ametais: F, O, Cl, Br, I, S

← sentido da maior reatividade

SAIBA MAIS

Flúor

Flúor, do latim *fluere*, “fluir”, deriva do fato de ele ser encontrado no mineral [fluorita], que é basicamente o fluoreto de cálcio (CaF₂), usado como fundente (fluxo) em soldas. [...] sabia-se que [a fluorita] emitia luz (origem do termo fluorescência) quando aquecido. Durante muito tempo, a alta reatividade do flúor e a estabilidade de seus compostos impediram a sua obtenção, ou seja, a descoberta do elemento flúor. O flúor é extremamente reativo, especialmente quando em contato com um material orgânico. A obtenção do flúor só foi conseguida por H. Moissan, na França, cerca de dois anos antes da libertação dos escravos no Brasil, isto é, em 26 de junho de 1886; [...] Moissan foi agraciado com o Prêmio Nobel de Química, em 1906. Muitos dos melhores químicos do século passado tentaram preparar o flúor, mas não conseguiram [...]. No entanto, todos esses pesquisadores sofreram as graves consequências da intoxicação por flúor e seus derivados, que encurtou muito o tempo de suas vidas e/ou os levou à morte. O próprio Moissan [...] foi vítima de suas pesquisas. [...]

A ingestão de 150 mg de NaF (fluoreto de sódio) pode causar náuseas, vômitos, diarreia e dores abdominais agudas. [...]

PEIXOTO, E. M. A. Flúor. *Química Nova na Escola*, 1998. Disponível em: <<http://qnesc.sbfq.org.br/online/qnesc08/elemento.pdf>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

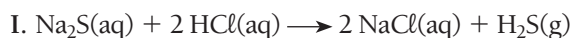
Exemplos de reações de metátese

Como visto anteriormente, as reações de metátese são aquelas em que há troca de íons ou radicais que constituem os reagentes.

Uma das condições para que uma reação de metátese ocorra é a formação de precipitado, ou seja, um composto pouco solúvel. Nesse caso, temos uma **reação de precipitação**. Outras condições possíveis são a formação de gás e de água, como será visto a seguir.

Reações com formação de gás

Em algumas reações químicas há formação de um gás, evidenciada pela presença de bolhas no líquido em que ocorre a reação. Os exemplos a seguir são de reações que envolvem um sal (primeiro reagente em cada uma dessas reações) e uma substância ácida (segundo reagente).



Nesses dois exemplos, os produtos correspondem à formação de outro sal e de um ácido volátil, que escapa da solução para o ar.

Assim, quando dois reagentes correspondem a duas substâncias compostas e pelo menos um dos produtos é identificado como gás, observa-se uma reação de metátese com a formação de um produto volátil.

A formação de um gás também pode resultar da decomposição dos produtos formados. É o que ocorre com o bicarbonato de sódio, NaHCO_3 , presente em antiácidos, o qual forma ácido carbônico ao entrar em contato com a água:



O ácido carbônico, por sua vez, decompõe-se em água e gás carbônico. O gás liberado corresponde à efervescência observada nos antiácidos.



A relação a seguir apresenta alguns exemplos de ácidos voláteis.

Relação de alguns ácidos voláteis

HF, HCl, HBr, HI, H_2S , HCN, HNO_2 , CH_3COOH

Você se lembra?

Interações intermoleculares

Quando os átomos se unem, formam moléculas. As moléculas por sua vez, também se agrupam para formar os diferentes materiais conhecidos. A união entre as moléculas é feita pelas interações intermoleculares, que podem ser de três tipos:

- 1. Interações dipolo induzido-dipolo induzido:** ocorrem entre moléculas apolares ou com baixa diferença de eletronegatividade entre os átomos constituintes.
- 2. Interações dipolo-dipolo:** ocorrem em moléculas cujos átomos apresentam considerável diferença de eletronegatividade e há formação de polos.
- 3. Ligações de hidrogênio:** ocorrem quando o hidrogênio está ligado a um elemento muito eletronegativo, como flúor, oxigênio ou nitrogênio.

AÇÃO E CIDADANIA

Na captura do carbono

Um grupo de pesquisadores do Instituto de Química (IQ) da Unicamp desenvolveu dois sólidos de base mineral capazes de extrair CO_2 , o principal gás causador do efeito estufa, do ar. “Se eu pusesse um balão cheio de dióxido de carbono em cima desse material, você veria ele se esvaziar”, disse ao *Jornal da Unicamp* a professora Heloíse Pastore, coordenadora do Grupo de Peneiras Moleculares Micro e Mesoporadas (GPM3), apontando para um dos sólidos, baseado no mineral magadiita. Descoberta originalmente na África, a magadiita usada nas pesquisas do IQ foi produzida em laboratório.

O potencial das descobertas do GPM3 para a criação de tecnologias de captura de carbono e contenção do aquecimento global levou a Petrobras, por meio de seu programa Proclima, a patrocinar essa linha pesquisa, que no ano que vem [2014] entra em uma nova fase, de estudos sobre a reciclagem do CO_2 capturado.

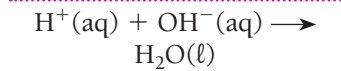
[...] “Não basta só capturar o CO_2 . Ele é uma fonte de matéria-prima preciosa, que pode ser usada, por exemplo, para produzir plásticos, solventes, até combustíveis”, [disse a pesquisadora].

ORSI, C. *Jornal da Unicamp*, n. 584, 2013. Disponível em: <<http://www.unicamp.br/unicamp/ju/584/na-captura-do-carbono>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

Reações entre ácidos e hidróxidos (bases)

Um exemplo de reação importante é a que ocorre entre substâncias que geram íons hidrogênio (H^+) – como vinagre, limão, ácido muriático – e substâncias que geram íons hidróxido (OH^-), também chamados íons hidroxila – água sanitária, sabões, detergentes – ou entre substâncias que contêm íons óxido (O^{2-}) – cal viva, por exemplo – que, quando em contato com a água, imediatamente formam também íons $OH^-(aq)$.

Quando uma solução com íons hidrogênio é colocada em contato com uma solução com íons hidróxido, ocorre formação de água:



Essa reação é extremamente importante no nosso cotidiano. Na agricultura, por exemplo, os solos ácidos (ricos em íons H^+), e, portanto, impróprios para a agricultura, são tratados com substâncias (como a cal) que promovem o consumo desses íons e provocam a sua neutralização, possibilitando o cultivo. Esse processo é chamado de **calagem**.

Gerson Sobreira/FerreaStock



Calagem realizada com uso de trator em área agrícola de Guaíra (PR), em 2014.

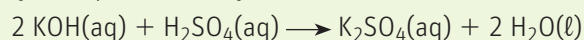
EXERCÍCIO RESOLVIDO

13. Faça uma previsão dos produtos das reações de metátese a seguir e classifique cada uma delas de acordo com a formação de seus produtos (não esqueça o balanceamento).

- a) $KOH(aq) + H_2SO_4(aq)$ c) $NaF(aq) + H_3PO_4(aq)$
b) $AgNO_3(aq) + NaBr(aq)$

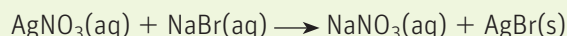
Resolução

a) A equação da primeira reação é:



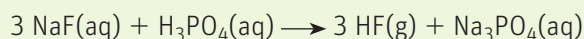
Observa-se que a água é um dos produtos, portanto, essa é uma reação de metátese com formação de água.

b) A equação da segunda reação é:



A consulta à tabela de solubilidade (p. 181) indica que, nessa reação, há a formação de um sólido – o $AgBr$. Logo, trata-se de uma reação de metátese com formação de precipitado.

c) A equação da terceira reação é:



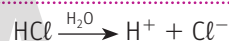
O HF , à temperatura ambiente, é uma substância volátil. Assim, o exemplo é de uma reação de metátese com formação de uma substância volátil.

SAIBA MAIS

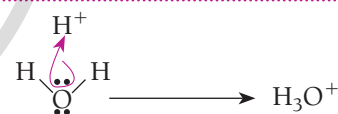
Ácidos e bases

Algumas soluções ácidas, como o limão e o vinagre, são bem conhecidas, assim como os antiácidos bicarbonato de sódio e leite de magnésia.

Substâncias ácidas são aquelas que, quando em meio aquoso, liberam o íon positivo $H^+(aq)$. Um exemplo é o ácido clorídrico:



Como esse íon é atraído pelos pares de elétrons livres do oxigênio na molécula de água, costuma-se escrevê-lo como H_3O^+ .



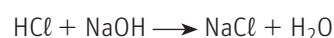
Assim, a ionização do ácido clorídrico pode ser reescrita da seguinte forma:



Substâncias básicas são aquelas que, em meio aquoso, liberam íons hidroxila, OH^- . Um exemplo é a soda cáustica, cujo nome cientificamente correto é hidróxido de sódio.

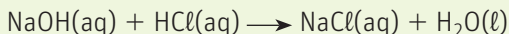


Quando um ácido e uma base reagem, ocorre a **neutralização**, na qual há formação de água:



EXERCÍCIO RESOLVIDO

14. Um sal pode ser formado a partir de uma reação de um ácido e uma base. O cloreto de sódio, NaCl, mais conhecido como “sal de cozinha”, pode ser formado pela reação de hidróxido de sódio (NaOH, uma base) e ácido clorídrico (HCl).



Da forma como está escrita, como essa reação poderia ser classificada?

Resolução

Na reação apresentada, os dois reagentes são substâncias compostas. Note que há permutação entre os cátions e ânions dos reagentes para a formação dos produtos. O NaCl é obtido em meio aquoso, indicando que está dissolvido, ou seja, que está na forma iônica. A água, por sua vez, encontra-se na forma molecular.

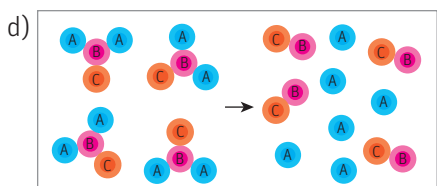
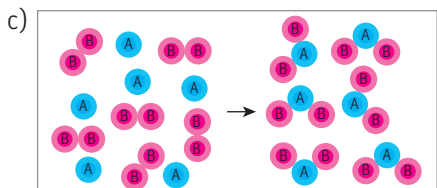
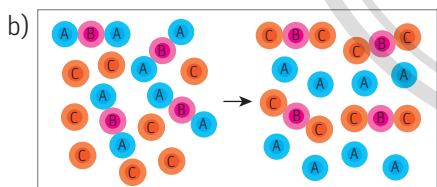
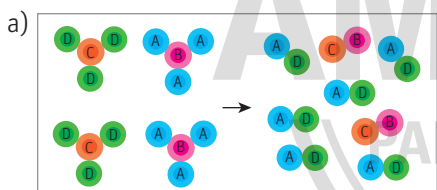
Essa reação é classificada como reação de **metátese**.

Se preciso, consulte a tendência de reatividade (p. 186).

15. Leia as afirmações a seguir e diga qual delas está correta. Justifique sua resposta com base na definição dos termos utilizados.

- a) Oxidação é o processo pelo qual o agente oxidante doa elétrons para o agente redutor.
- b) Redução é o processo pelo qual o agente redutor doa elétrons para o agente oxidante.

16. Classifique cada uma das reações representadas pelos esquemas a seguir.



17. É possível haver uma reação de oxidação sem que ocorra uma reação de redução? Por quê?

18. Qual é a principal modificação nos átomos quando ocorre uma reação de oxirredução?

19. Quatro tubos de ensaio contêm uma solução de íons Al^{3+} . Em cada um deles são inseridos os seguintes metais: Sr, K, Cr e Pb. O que deve acontecer em cada um dos tubos? E se os tubos contivessem íons Ba^{2+} ?

20. Analise se os pares de substâncias presentes em cada um dos itens abaixo reagem. Em caso afirmativo, equacione as reações.

- a) $\text{Au} + \text{HCl} \longrightarrow$
- b) $\text{Ba} + 2 \text{HCl} \longrightarrow$
- c) $\text{Al} + 3 \text{HCl} \longrightarrow$

21. Considere as reações a seguir.



Como essas reações podem ser classificadas? Faça o balanceamento, se necessário.

22. O hidrogenocarbonato de sódio (NaHCO_3) é utilizado em fármacos denominados antiácidos e ajuda a diminuir a acidez estomacal causada pelo excesso de ácido clorídrico (HCl). Escreva a equação da reação entre esses dois compostos.

23. O magnésio metálico, quando em contato com ácido clorídrico diluído, reage de acordo com a equação:



- a) A equação representa que tipo de reação?
- b) O que acontece com o elemento magnésio e com o elemento hidrogênio?

24. Dada a reação $\text{Cl}_2 + \text{KBr} \longrightarrow \text{KCl} + \text{Br}_2$, indique:

- a) o agente oxidante e o agente redutor;
- b) o elemento que ganha elétrons;
- c) o elemento que perde elétrons.

25. Na reação $\text{Al} + \text{Cr}^{3+} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Cr}$, indique o agente redutor e o agente oxidante. Explique.

26. O que significa o termo “volatilidade”? Qual a relação entre volatilidade de uma substância e forças intermoleculares? Explique.

27. Verifique quais dentre os compostos abaixo podem ser produto de uma reação de precipitação.

- a) CaSO_4
- b) Na_2CO_3
- c) ZnS
- d) AgNO_3

28. Qual dos íons abaixo oxida o Al mas não o Cr ?

- a) Ca^{2+}
- b) Fe^{2+}
- c) Zn^{2+}
- d) Ag^+

29. Existem reações em que um dos produtos formados é um gás que escapa da solução. Com base nessa informação, responda:

- a) Como se chama essa reação e como pode ser classificada?
- b) As interações intermoleculares influenciam para que o produto possa escapar da solução?

30. Qual metal, entre Al , Au , Co , Mg , não reage com uma solução diluída de HCl (ácido clorídrico)? Lembre-se de que o ácido clorídrico fornece íons H^+ em solução aquosa.

31. Considere os reagentes representados nas equações abaixo.

- I. $\text{Sr} + \text{HCl} \longrightarrow$
- II. $\text{Li} + \text{MgBr}_2 \longrightarrow$
- III. $\text{Zn} + \text{HCl} \longrightarrow$
- IV. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \longrightarrow$

Responda:

- a) Quais reações são espontâneas?
- b) Caso ocorram, complete as reações com os prováveis produtos (verifique o balanceamento).
- c) Indique, para cada reação, o reagente que sofre oxidação e o que sofre redução.

32. Diga o que ocorre quando o ácido carbônico, H_2CO_3 , é obtido em uma reação de metátese. Utilize em sua explicação o resultado das seguintes reações:

- a) Sulfato de amônio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, e hidróxido de potássio, KOH .
- b) Carbonato de sódio sólido, Na_2CO_3 , com ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

33. Consulte a tabela de solubilidade (p. 181) e avalie a possibilidade de ocorrência das reações a seguir. Indique as reações que de fato ocorrem e os prováveis produtos.

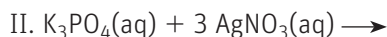
- a) $\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{aq})$
- b) $\text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
- c) $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$

34. Considere como reagente principal o sulfato de sódio Na_2SO_4 . De acordo com a tabela de solubilidade, diga com qual dos reagentes a seguir haverá formação de compostos insolúveis. Escreva as equações

iônicas completas e reduzidas para o caso de formação de precipitados.

- I. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- II. KOH

35. Observe os seguintes reagentes:

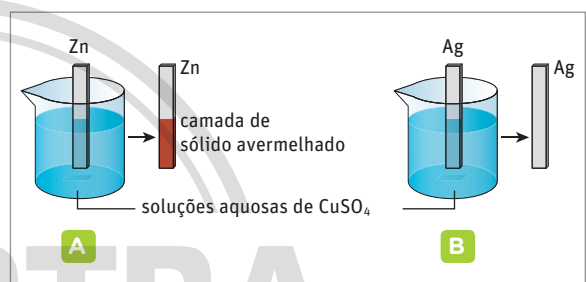


Dado: Ag_3PO_4 : substância pouco solúvel em água.

a) Complete as equações e reescreva-as na forma iônica.

b) Classifique as reações.

36. Dois béqueres (A e B) contêm soluções aquosas de sulfato de cobre(II) – CuSO_4 – de cor azul, como mostra o esquema abaixo.



Nos béqueres A e B são introduzidas, respectivamente, uma lâmina de zinco metálico (Zn) e de prata metálica (Ag). Elas permanecem em contato com as soluções por, aproximadamente, duas horas.

Com a retirada das lâminas, observa-se que:

- a lâmina de zinco apresenta-se recoberta por uma camada de sólido escuro;
- nenhuma alteração foi observada na lâmina de prata, nem na solução em que essa lâmina foi introduzida.

a) Justifique o que ocorreu no béquer A. Por que no béquer B nenhuma alteração é observada?

b) Explique as observações indicadas acima.

37. Leia o texto abaixo e responda às questões.

[...] Grandes quantidades de enxofre são lançadas na atmosfera na forma de dióxido de enxofre, um dos mais comuns poluentes atmosféricos. As principais fontes de emissão deste gás são a queima de combustíveis fósseis e [as] atividades industriais (refino de petróleo, petróleo, metalurgia, cimento) [...].

Ciclos globais de carbono, nitrogênio e enxofre. *Química Nova na Escola*. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/05/%20quimica_da_atmosfera.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2016.

a) Considerando que os combustíveis fósseis apresentam em sua composição o enxofre não combinado (S), represente na forma de equação a reação descrita no texto.

b) Qual é a classificação da reação descrita no item a)?

Atividade experimental

Reatividade de metais

Objetivo

Construir a tendência de reatividade de alguns metais.

Material

- 1 g de cada um dos seguintes materiais:
 - alumínio (usar pedaços de papel-alumínio)
 - cobre, presente em fios elétricos
 - magnésio, encontrado em oficinas que fazem solda de rodas de ligas de magnésio
 - ferro, presente em palha de aço
- 5 frascos conta-gotas contendo cada um 5 mL de soluções aquosas 0,1 mol/L das seguintes substâncias:
 - sulfato de alumínio e potássio, $KAl(SO_4)_2$, vendido em farmácias como alúmen ou pedra-ume
 - sulfato de cobre(II), $CuSO_4$, encontrado em lojas de materiais agrícolas e de tratamento de água de piscinas
 - cloreto de ferro(III), $FeCl_3$, encontrado em lojas que vendem artigos de eletrônica
 - sulfato de magnésio, $MgSO_4$, vendido em farmácias com o nome de sal amargo
 - ácido clorídrico diluído, HCl (pode ser utilizado o existente em *kits* para correção de pH de aquários)
- 4 tubos de ensaio de 15 mm × 160 mm e estante para tubos de ensaio
- sabão neutro

Equipamentos de segurança

Luvas de borracha, óculos de segurança e avental de algodão com mangas compridas.

ATENÇÃO!

Evite o contato da pele com as soluções aquosas desta atividade experimental.

Procedimento

1. Use a palha de aço para limpar cada um dos pedaços de metal, lavando-os com água e sabão.
2. Copie a tabela abaixo em seu caderno e complete-a com as expressões “Reage” ou “Não reage”, conforme o que for observado durante o contato da solução com o íon. As células marcadas com **X** correspondem às misturas que são desnecessárias.

Íon Metal	H^+ (ácido clorídrico)	Al^{3+} (sulfato de alumínio e potássio)	Cu^{2+} [sulfato de cobre(II)]	Fe^{3+} [cloreto de ferro(III)]	Mg^{2+} (sulfato de magnésio)
Al		X			
Cu			X		
Fe				X	
Mg					X

3. Escolha uma das soluções e coloque 10 gotas dela em cada um dos tubos.
4. Em seguida, ponha cada metal em um tubo de ensaio diferente.
5. Lave os tubos de ensaio que tiverem sido usados para reaproveitá-los em novos testes.
6. Repita esse procedimento até completar toda a tabela, utilizando todas as soluções e todos os metais. Não se esqueça de anotar na tabela se houve ou não reação.

Resíduos

Os resíduos metálicos podem ser reaproveitados mesmo que tenham reagido parcialmente. Para isso, devem ser lavados e secos. Os resíduos líquidos podem ser diluídos e descartados na pia.

Análise e discuta

1. Apresente os indícios de ocorrência de reações químicas observados durante esse experimento.
2. Organize os metais em ordem decrescente pelo número de vezes que reagiram.
3. Ao refletir sobre a reatividade dos metais e sabendo que o aço inox é uma mistura de vários deles, com predomínio do ferro, pode-se afirmar que o aço inox é realmente resistente à oxidação? Por quê? Qual é a vantagem de utilizá-lo?

38. Em termos de reatividade, qual a localização, na Tabela Periódica, dos metais que são mais facilmente oxidados?
39. Com base no conceito matemático de proporção, qual é o fator limitante para a formação de produtos quando duas substâncias reagem?
40. Na Segunda Guerra Mundial, uma das formas de extermínio dos seres humanos ocorria por meio da inalação do ácido cianídrico – um gás incolor. Esse gás pode ser gerado pela reação entre o cianeto de potássio e um ácido. Escreva a reação entre o cianeto de potássio e o ácido clorídrico, HCl.
41. O sulfato de alumínio, $Al_2(SO_4)_3$, é muito utilizado em estações de tratamento de água como agente floculante, cuja função é agregar as impurezas contidas na água. Esse agente reage com a substância decorrente da formação da adição de cal, CaO, à água e que resulta em $Ca(OH)_2$. Qual é o composto formado dessa reação?
42. Muitos alimentos são enlatados com um material chamado folha de flandres. A folha de flandres consiste em aço revestido de estanho. Sabendo que no aço temos o ferro e o carbono, explique por que essas latas não enferrujam quando em contato com a umidade dos alimentos.
43. Observe a escala de reatividade da página 186. O alumínio é um metal considerado reativo. Mesmo sendo reativo, por que esse metal pode ser utilizado em utensílios culinários? Pesquise sobre a reação do alumínio com oxigênio para fundamentar sua resposta.
44. Que propriedades reagentes e produtos devem ter para que as reações de precipitação ocorram? Use na sua explicação o conceito de equações iônicas.
45. Você trabalha em um laboratório de pesquisa com uma “situação-problema”, na qual existem três tipos de cátions – Ag^+ , Cu^{2+} e Mg^{2+} – que precisam ser separados. Para separá-los, você dispõe de três soluções: hidróxido de sódio (NaOH), cloreto de sódio (NaCl) e sulfeto de sódio (Na_2S).

a) Copie a tabela a seguir em seu caderno e complete-a com os possíveis resultados das reações.

	Ag^+	Cu^{2+}	Mg^{2+}
NaOH			
NaCl			
Na_2S			

b) Avalie os resultados da tabela e proponha um mecanismo de separação desses cátions.

46. Quando um material é cogitado para ser aplicado em qualquer setor da sociedade, seu valor monetário é sempre muito importante na avaliação de viabilidade. O ouro e a platina, apesar de serem muito caros, são utilizados em próteses que substituem ossos. Elabore uma explicação para o fato de materiais tão caros serem utilizados para esse fim.

47. Considere o trecho de texto abaixo.

A chamada maresia caracteriza-se pela grande quantidade de íons cloreto presentes na atmosfera marinha. [...] quando carregada pelos ventos ou pela impulsão provocada pela própria arrebentação, interage com os materiais expostos na orla de diversas maneiras.

Sobre os metais, a maresia age desfavoravelmente: nas esquadrias de alumínio, aparecem pontos de ataque, com o surgimento de uma oxidação branca em alguns casos, que indica um desgaste localizado; nos aços e ligas de ferro, em geral, o ataque é muito mais severo, ocorrendo ferrugens frágeis, que podem ser destacadas com pequeno esforço [...].

MIRANDA, L. R de. Qual o efeito da maresia sobre os materiais usados na construção de casas próximas à costa? *Ciência Hoje*, maio 2001. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/revista-ch/revista-ch-2001/171/o-leitor-pergunta-171/qual-o-efeito-da-maresia-sobre-os-materiais-usados>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

Explique a diferença de efeito da maresia sobre o alumínio e sobre o ferro.

48. Um princípio científico deve ser considerado no balanceamento de equações químicas. Escreva-o e explique por que as fórmulas que representam os compostos químicos não podem ser modificadas.
49. Tanto estanho quanto zinco são utilizados para revestir o ferro na forma de aço (material que tem ferro em sua composição). No entanto, apenas latas revestidas com estanho são utilizadas em alimentação. Por quê?
50. Considere os seguintes reagentes:
- $Br_2(l) + ZnCl_2(aq)$
 - $Pb(s) + CrCl_3(aq)$
 - $Cu^{2+}(aq) + OH^-(aq)$
- Em qual(is) reação(ões) será(ão) formado(s) produto(s)? Explique o princípio envolvido em sua decisão.

51. O processo industrial de produção de amônia (NH_3) foi conjuntamente desenvolvido por Fritz Haber e Carl Bosch, em 1909. É mais conhecido pelo nome de Processo Haber-Bosch, no qual o gás nitrogênio (N_2) reage com o gás hidrogênio (H_2) sob pressão de 150 atm a 250 atm e temperatura de 300 °C a 550 °C. Escreva a equação balanceada correspondente a essa reação e classifique-a.

- 52.** Avalie se as reações escritas a seguir estão ou não de acordo com a Lei de Lavoisier.
- a) $3 \text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) \longrightarrow$
 $\longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- b) $\text{FeO}(\text{s}) + \text{HClO}_4(\text{aq}) \longrightarrow$
 $\longrightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_4)_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- 53.** Quando cristais amarelos de dicromato de amônio $[(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7]$ são aquecidos, há formação de óxido de cromo(III) $[\text{Cr}_2\text{O}_3]$, nitrogênio molecular e água. Escreva a equação balanceada para essa reação e classifique-a.
- 54.** Escreva as fórmulas químicas e as equações balanceadas e classifique cada uma das reações que apresentam as seguintes descrições:
- a) zinco(s) + ácido clorídrico diluído(aq) \longrightarrow
 \longrightarrow cloreto de zinco(aq) + gás hidrogênio(g)
- b) gás hidrogênio(g) + gás oxigênio(g) \longrightarrow água(ℓ)
- c) magnésio(s) + sulfato de zinco(aq) \longrightarrow
 \longrightarrow sulfato de magnésio(aq) + zinco(s)
- d) sulfato de amônio(aq) + hidróxido de sódio(aq)
 \longrightarrow sulfato de sódio(aq) + amônia(g) + água(ℓ)
- e) sulfato de ferro(III)(aq) + hidróxido de sódio(aq)
 \longrightarrow precipitado de hidróxido de ferro(III) +
 + sulfato de sódio(aq)
- f) gás nitrogênio + gás hidrogênio \longrightarrow amônia(g)
- 55.** Leia atentamente as afirmações a seguir.
- I. Uma das formas de obtenção do óxido de cálcio é pela calcinação do calcário – rocha que contém minerais com quantidade significativa de carbonato de cálcio.
- II. Quando o zinco sólido reage com uma solução aquosa de sulfato de cobre(II), que é azul, observa-se a diminuição da intensidade da cor da solução de sulfato de cobre(II).
- III. A reação entre hidróxido de magnésio (suspensão esbranquiçada) e ácido clorídrico fornece uma solução resultante incolor.
- IV. Quando os gases oxigênio e hidrogênio reagem nas altas camadas da atmosfera, há formação de moléculas de água.
- Escreva uma equação química para representar cada uma das reações descritas.
- 56.** Considere que você tem dois frascos. Um deles contém íons prata, e o outro, íons potássio, mas a identidade desses frascos é desconhecida.
- Quais experimentos você sugere para descobrir a identidade dos frascos? Escreva as equações iônicas para cada caso.
- 57.** Escreva as equações iônicas completas e as reduzidas resultantes das seguintes misturas:
- a) K_2CO_3 e MgSO_4
- b) AgNO_3 e Na_2S
- c) HBr e Ca(OH)
- 58.** Leia o texto a seguir.
- [...] Os compostos de cálcio são usados na fabricação de uma enorme variedade de produtos, que vai de tintas a fertilizantes. Muitos processos industriais envolvem o uso de óxido de cálcio; por exemplo, a curtição de couros, o refinamento de petróleo etc. Esse composto é preparado pela simples decomposição térmica do carbonato de cálcio, CaCO_3 . Uma vez hidratado, o CaO forma a cal hidratada, cuja suspensão em água é muito usada como uma tinta branca de baixo custo para pintar paredes e meio-fio de ruas. [...]
- PEIXOTO, E. M. A. Elemento químico cálcio. *Química Nova na Escola*. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/%20online/qnesc20/v20a12.pdf>>. Acesso em: 8 mar. 2016.
- Escreva as equações balanceadas que representam as reações descritas no texto.
- 59.** Existem metais que podem ser encontrados livres na natureza, ou seja, sem combinação com outros metais. Esse é o caso da prata, do ouro e da platina. Qual é o motivo de esses metais existirem livres na natureza enquanto outros precisam ser extraídos de seus minérios?
- 60.** Em uma atividade experimental, o professor entregou a um grupo de alunos dois frascos diferentes não identificados contendo solução aquosa de nitrato de prata (AgNO_3) ou solução aquosa de nitrato de magnésio $[\text{Mg}(\text{NO}_3)_2]$. Em seguida, solicitou ao grupo que propusesse maneiras de identificar essas substâncias. Uma das formas encontradas foi retirar uma pequena porção de cada uma das soluções e adicionar a cada uma delas uma solução de cloreto de sódio (NaCl). Assim, para o nitrato de prata haveria formação de um precipitado branco e, para o nitrato de magnésio, nada se observaria. Escreva cada uma das equações resultantes dessas reações.
- 61.** O cloro e os compostos dele derivados, como os hipocloritos de sódio e de cálcio, são muito usados no tratamento de águas, branqueamento de papel e tecidos, além de participar da síntese de plásticos, como o PVC e a borracha sintética. Nas indústrias, o gás cloro é obtido a partir da eletrólise da salmoura – solução aquosa de cloreto de sódio. Além do gás cloro, são formados a soda (hidróxido de sódio) e o gás hidrogênio. Com base nesses dados, escreva a equação balanceada da eletrólise da salmoura.

Uma descoberta que mudou o mundo

Se alguém lhe pedir para citar as dez ou mesmo as cem descobertas científicas mais importantes do século XX, você provavelmente não se lembrará do processo de síntese da amônia. Essa descoberta, contudo, é de enorme importância e foi determinante para configurar a situação econômica e ambiental existente atualmente [no] planeta.

Embora o nitrogênio seja um componente majoritário da atmosfera terrestre – responde por cerca de 78% de sua composição –, ele está presente apenas na forma gasosa (N_2), incapaz de ser aproveitada diretamente pela imensa maioria dos seres vivos. Por isso, estes se tornam dependentes da atividade de organismos como algumas espécies de bactérias capazes de captar o N_2 atmosférico e fixá-lo em compostos químicos utilizáveis pelos seres vivos.

Dentre esses compostos, destaca-se a amônia, formada por um átomo de nitrogênio e três de hidrogênio. Essa molécula pode ser transformada em nitritos e nitratos, essenciais para a produção tanto dos fertilizantes nitrogenados quanto de explosivos e armamentos.

[...] em 13 de outubro de 1908, o químico alemão Fritz Haber (1868-1934) [...] criou uma forma de reagir o N_2 com hidrogênio na presença de ferro em temperaturas e pressões elevadas.

Posteriormente, outro químico alemão, chamado Carl Bosch (1874-1940), continuou o trabalho de Haber e conseguiu implementar o uso da síntese de amônia em escala industrial. Por esses feitos, Haber recebeu o Nobel de Química em 1918, e Bosch, em 1931. [...]

O processo desenvolvido por Haber-Bosch forneceu à Alemanha um grande suprimento de amônia, suficiente para que o país se tornasse independente de seus fornecedores habituais. Com isso, esse composto e seus derivados, como o ácido nítrico, poderiam ser empregados para produzir explosivos como a nitroglicerina e o trinitrotolueno (TNT). [...]

Por outro lado, a síntese de amônia desenvolvida por Haber-Bosch proporcionou a produção em escala mundial de fertilizantes nitrogenados, aumentando a produtividade da agricultura em grande parte do planeta. [...] Com isso, os fertilizantes nitrogenados garantiram a

sobrevivência de mais de um quarto da população mundial durante o século XX. [...]

Os benefícios dessa reação, no entanto, têm como contrapartida uma série de efeitos nocivos ao meio ambiente. [...]

Cerca de 40% do nitrogênio usado em fertilizantes e desperdiçado por práticas agrícolas incorretas retorna à sua forma atmosférica não reativa. Apesar disso, a maior parte desse elemento químico acaba por contaminar os ambientes terrestres e aquáticos e a atmosfera, o que contribui para diminuir a biodiversidade. O nitrogênio perdido altera ainda o balanço dos gases do efeito estufa, influencia o ozônio atmosférico, acidifica o solo e estimula a formação de material particulado na atmosfera. [...]



Gerson Sobreira/Contrasto

A produção de fertilizantes nitrogenados levou a um aumento de 30% a 50% da produção agrícola mundial durante o século XX. Plantação de couve em Apucarana (PR). Foto de 2015.

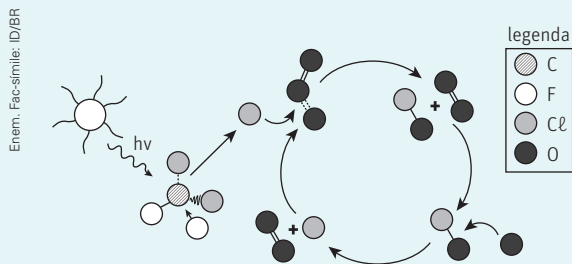
Apesar de criado há um século, o processo [...] ainda não foi capaz de estender seus benefícios a uma parte significativa da humanidade, que permanece faminta e distante das condições mínimas para seu desenvolvimento. Contudo, os impactos ambientais negativos desse procedimento há algum tempo se distribuem de forma igualitária para todos os habitantes do planeta.

BORGES, J. Uma descoberta que mudou o mundo. *Ciência Hoje*. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/por-dentro-das-celulas/uma-descoberta-que-mudou-o-mundo>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

PARA DISCUTIR

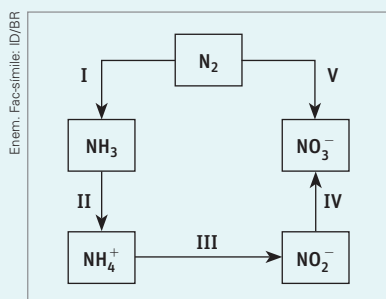
1. De acordo com o texto, quais são os benefícios trazidos pelo processo de síntese da amônia? Em contrapartida, quais as consequências nocivas do referido processo?
2. Quais são as considerações sobre os benefícios e malefícios do processo de fabricação da amônia?
3. Sabendo que a amônia possui fórmula NH_3 , escreva a equação balanceada na qual essa substância possa ser obtida a partir dos gases N_2 e H_2 .

- 62. (Enem)** A liberação dos gases clorofluorcarbonos (CFCs) na atmosfera pode provocar depleção de ozônio (O_3) na estratosfera. O ozônio estratosférico é responsável por absorver parte da radiação ultravioleta emitida pelo Sol, a qual é nociva aos seres vivos. Esse processo, na camada de ozônio, é ilustrado simplificada na figura.



Quimicamente, a destruição do ozônio na atmosfera por gases CFCs é decorrência da

- a) clivagem da molécula de ozônio pelos CFCs para produzir espécies radiculares.
 - b) produção de oxigênio molecular a partir de ozônio, catalisada por átomos de cloro.
 - c) oxidação do monóxido de cloro por átomos de oxigênio para produzir átomos de cloro.
 - d) reação direta entre os CFCs e o ozônio para produzir oxigênio molecular e monóxido de cloro.
 - e) reação de substituição de um dos átomos de oxigênio na molécula de O_3 por átomos de cloro.
- 63. (Fuvest-SP)** Para distinguir uma solução aquosa de ácido sulfúrico de outra de ácido clorídrico, basta adicionar a cada uma delas:
- a) um pouco de solução aquosa de hidróxido de sódio.
 - b) um pouco de solução aquosa de nitrato de bário.
 - c) raspas de magnésio.
 - d) uma porção de carbonato de sódio.
 - e) gotas de fenolftaleína.
- 64. (Enem)** A aplicação excessiva de fertilizantes nitrogenados na agricultura pode acarretar alterações no solo e na água pelo acúmulo de compostos nitrogenados, principalmente a forma mais oxidada, favorecendo a proliferação de algas e plantas aquáticas e alterando o ciclo do nitrogênio, representado no esquema.



A espécie nitrogenada mais oxidada tem sua quantidade controlada por ação de microrganismos que promovem a reação de redução dessa espécie, no processo denominado desnitrificação.

O processo citado está representado na etapa

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

- 65. (Fuvest-SP)** O cientista e escritor Oliver Sacks, em seu livro *Tio Tungstênio*, nos conta a seguinte passagem de sua infância:

Ler sobre [Humphry] Davy e seus experimentos estimulou-me a fazer diversos outros experimentos eletroquímicos... Devolvi o brilho às colheres de prata de minha mãe colocando-as em um prato de alumínio com uma solução morna de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$). Pode-se compreender o experimento descrito, sabendo-se que:

- objetos de prata, quando expostos ao ar, enegrecem devido à formação de Ag_2O e Ag_2S (compostos iônicos);
- as espécies químicas Na^+ , Al^{3+} e Ag^+ têm, nessa ordem, tendência crescente para receber elétrons.

Assim sendo, a reação de oxidorredução, responsável pela devolução do brilho às colheres, pode ser representada por:

- a) $3 Ag^+ + Al^0 \rightarrow 3 Ag^0 + Al^{3+}$
- b) $Al^{3+} + 3 Ag^0 \rightarrow Al^0 + 3 Ag^+$
- c) $Ag^0 + Na^+ \rightarrow Ag^+ + Na^0$
- d) $Al^0 + 3 Na^+ \rightarrow Al^+ + 3 Na^0$
- e) $3 Na^0 + Al^{3+} \rightarrow 3 Na^+ + Al^0$

- 66. (Unicamp-SP)** Conta-se que, durante a Segunda Guerra Mundial, espões alemães mandavam mensagens com uma tinta invisível que era essencialmente uma solução de nitrato de chumbo, $Pb(NO_3)_2$. Descreva, com base nas informações abaixo, um procedimento para tornar a escrita com nitrato de chumbo visível. Justifique sua resposta.

- O sulfato de chumbo é um sólido branco, pouco solúvel em água.
- O iodeto de chumbo é um sólido amarelo, pouco solúvel em água.
- O sulfeto de chumbo é um sólido preto, pouco solúvel em água.
- O cloreto de chumbo é um sólido branco, pouco solúvel em água.
- O nitrato de potássio é branco e solúvel em água.
- Todos os sais de sódio são solúveis em água.

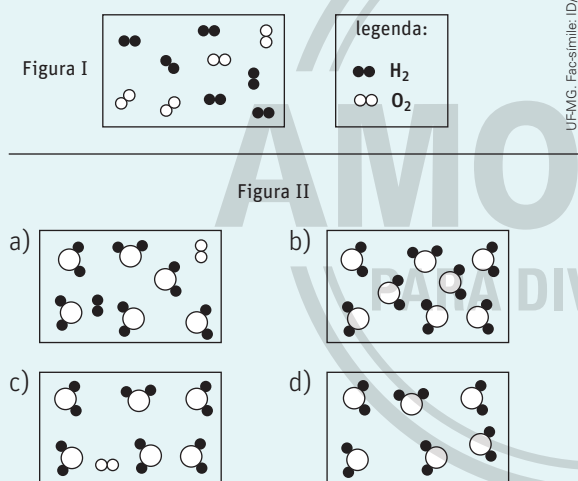
- 67. (UEL-PR)** Alguns produtos de uso doméstico contêm substâncias que, se ingeridas, podem levar uma pessoa à morte. É o caso de um produto utilizado para tirar "ferrugem" de roupas, que contém solução aquosa de ácido oxálico (ácido etanodioico), altamente

tóxico. Se ingerido, “remove” íons cálcio do sangue, precipitando-os sob forma de oxalato de cálcio. A equação iônica que representa essa precipitação é:

- a) $2 \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{s})$
 b) $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$
 c) $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2(\text{s})$
 d) $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{s})$
 e) $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$

68. (UFMG) Uma mistura de hidrogênio, $\text{H}_2(\text{g})$, e oxigênio, $\text{O}_2(\text{g})$, reage, num recipiente hermeticamente fechado, em alta temperatura e em presença de um catalisador, produzindo vapor de água, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

A figura I representa a mistura antes da reação. Supondo que a reação seja completa, o desenho que representa o estado final do sistema dentro do recipiente, considerando a quantidade de moléculas representadas para o estado inicial, é:



69. (UFU-MG) Um comprimido efervescente antiácido é em geral uma mistura sólida de bicarbonato de sódio, carbonato de sódio, ácido cítrico e, às vezes, ácido acetilsalicílico ou sulfato de magnésio. Ao ser colocado em água, o gás que se desprende durante a efervescência é o:
- a) H_2 b) O_2 c) OH d) CO e) CO_2

70. (PUC-SP) Três ensaios experimentais foram realizados e as observações estão descritas a seguir.

- I. Ao borbulhar ar expirado, com auxílio de um canudinho, em uma solução aquosa contendo azul de bromotimol, a coloração verde da solução passa para amarela, indicando que a solução neutra acidificou-se.
 II. Ao borbulhar ar expirado, com auxílio de um canudinho, em uma solução aquosa de hidróxido de bário (água de barita) verifica-se a formação de um precipitado branco.
 III. A adição do sólido óxido de cálcio (cal virgem) em uma solução aquosa de ácido clorídrico resulta em uma solução neutra.

A alternativa que apresenta apenas equações corretas que descrevem os processos I, II e III é

- a) I. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
 II. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{BaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 III. $\text{CaO}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 b) I. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{CO}_2^+(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
 II. $\text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{Ba}(\text{OH})(\text{aq}) \rightarrow \text{Ba}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 III. $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 c) I. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
 II. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{BaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 III. $\text{CaO}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 d) I. $\text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HO}_3^-(\text{aq})$
 II. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{BaO}(\text{s})$
 III. $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 e) I. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
 II. $\text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{Ba}(\text{OH})(\text{aq}) \rightarrow \text{Ba}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 III. $\text{CaO}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Para explorar

Navegue

Reações químicas: fenômeno, transformação e representação

Artigo que aborda tópicos referentes a reações químicas, fenômenos relacionados, bem como suas representações – as equações químicas. Disponível em: <<http://linkte.me/pdhma>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

Alterações de cor dos vegetais por cozimento: experimento de química inorgânica biológica

Experimento mostra a alteração da clorofila dos alimentos quando aquecidos. Disponível em: <<http://linkte.me/jvixg>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

Experimentos fáceis e divertidos com reações químicas

Página com exemplos de reações químicas e conceitos estudados na unidade. Disponível em: <<http://linkte.me/krqst>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

Funções da Química inorgânica

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Introdução às funções inorgânicas.

Ácidos.

Bases ou hidróxidos.

Sais.

Reação de neutralização.

Óxidos.



Ricardo Teles/Pulsar Imagens

Máquina agrícola usada para correção da acidez do solo. Plantação de soja no Cerrado brasileiro, na zona rural de Rio Verde (GO). Foto de 2015.

A acidez do solo é um fator limitante da produtividade de diferentes culturas agrícolas, tanto no Brasil quanto em outros países. O aumento da produção de alimentos, somado a outras ações governamentais e de órgãos internacionais, é fundamental para erradicação da fome no mundo.

Os solos ácidos são ruins para o cultivo, pois apresentam deficiência e toxicidade nutricionais, baixa capacidade de reter água e baixa atividade dos microrganismos encontrados nesse tipo de solo.

Em seu estado natural, o Cerrado brasileiro teria baixa produtividade agrícola, mas a correção de acidez do seu solo possibilita aumento considerável dos níveis de produtividade.

Você conhece as características do Cerrado brasileiro e quais estados são abrangidos por esse bioma, que é o segundo maior do Brasil? Sabe quais são as culturas dessa área de dois milhões de km² e a importância delas para a economia do país? Que técnica poderia ser utilizada para reduzir a acidez do solo, tornando-o mais adequado a essas culturas?

Neste capítulo, você vai saber um pouco mais sobre as funções da Química inorgânica, bem como as aplicações desses conhecimentos em diversas áreas de nossa sociedade.

Introdução às funções inorgânicas

As substâncias químicas podem ser classificadas em **orgânicas** e **inorgânicas**. As orgânicas apresentam átomos de carbono, os quais, geralmente, formam estruturas de átomos de carbono ligados entre si. São exemplos dessas substâncias a sacarose (açúcar comum), o etanol (álcool etílico) e o ácido acético (presente no vinagre). As substâncias inorgânicas, direta ou indiretamente, são de origem mineral, como o sulfato de cálcio, CaSO_4 , o nitrato de sódio (NaNO_3), etc. Algumas delas contam, também, com átomos de carbono, como o dióxido de carbono, CO_2 , e o carbonato de cálcio, CaCO_3 (presente em materiais calcários).

Soluções eletrolíticas e soluções não eletrolíticas

Em 1884, o sueco Svante Arrhenius (1859-1927) propôs uma teoria – a **Teoria da Dissociação Iônica** – para explicar a condutibilidade elétrica de algumas soluções. Essa teoria viabilizou o estabelecimento de critérios para classificar as substâncias em razão dos **íons** presentes em suas soluções.

Segundo Arrhenius, as soluções **capazes de conduzir** corrente elétrica eram as que apresentavam partículas carregadas eletricamente com liberdade de movimento. Ele realizou vários testes de condutibilidade elétrica para tirar suas conclusões.

Arrhenius descobriu que a condutibilidade elétrica das soluções dependia da existência de transportadores de carga – **íons** – e de uma **força** capaz de movimentar esses transportadores – bateria ou fonte de energia elétrica.

Em seus experimentos, ele realizou testes que, atualmente, podem ser feitos com a utilização da montagem mostrada nas fotografias abaixo.

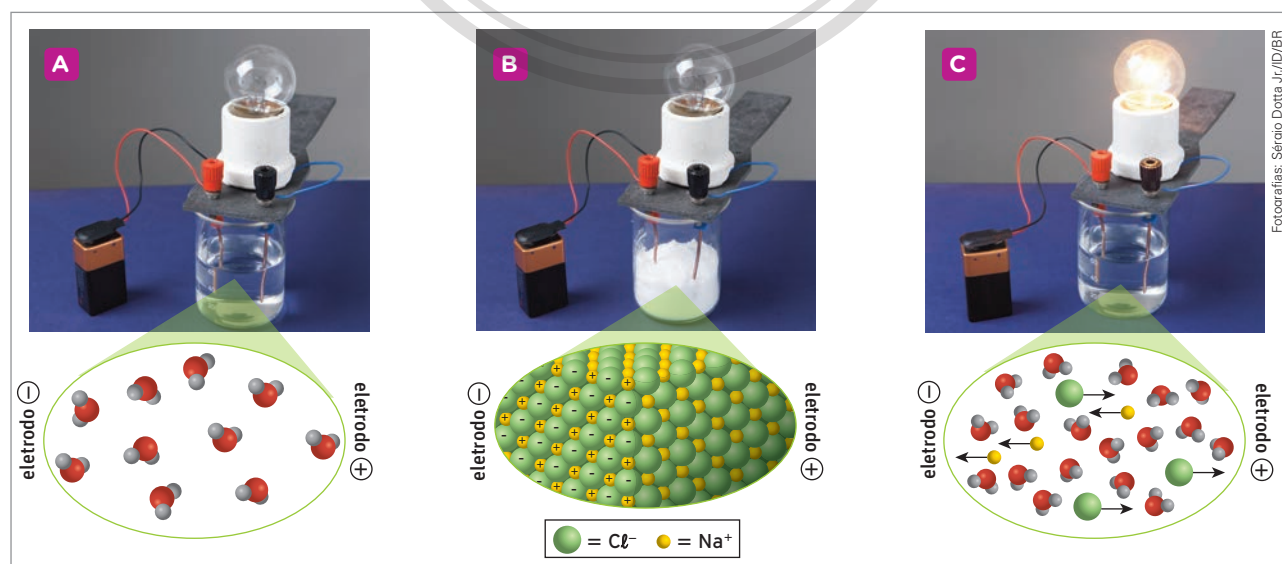
A partir daí, ficou estabelecido que substâncias capazes de originar soluções condutoras de corrente elétrica quando dissolvidas em água seriam chamadas de eletrólitos. As misturas formadas são denominadas **soluções iônicas** ou **eletrolíticas**. Os **íons livres** ou **solvatados**, isto é, cercados de moléculas de água, são responsáveis pela condutibilidade das soluções eletrolíticas.

Todos os compostos iônicos solúveis em água são eletrólitos porque sofrem dissociação iônica em água, e as soluções aquosas resultantes apresentam íons livres. Assim, o NaCl (composto iônico) é um **eletrólito**, e sua solução aquosa é **eletrolítica**.

Alguns compostos moleculares também são eletrólitos. É o caso dos que sofrem ionização em água, como o HCl (composto molecular), que origina íons livres quando dissolvido em solução aquosa.

Há ainda substâncias moleculares que **não sofrem** ionização apreciável na água. Um exemplo é o sulfeto de hidrogênio (H_2S) – gás que tem cheiro de ovo podre e é formado pela decomposição de uma proteína presente nos ovos. Quando o gás sulfeto de hidrogênio é borbulhado em água, forma-se uma solução que conduz mal a corrente elétrica. Pode-se dizer que o sulfeto de hidrogênio é um eletrólito fraco.

Resumindo, as **soluções eletrolíticas** conduzem bem a **eletricidade** por apresentarem **íons livres**. São formadas por compostos iônicos, os quais sofreram dissociação iônica, ou por compostos moleculares que sofrem ionização em água. As **soluções não eletrolíticas** conduzem mal a eletricidade por apresentarem íons livres numa concentração muito pequena.

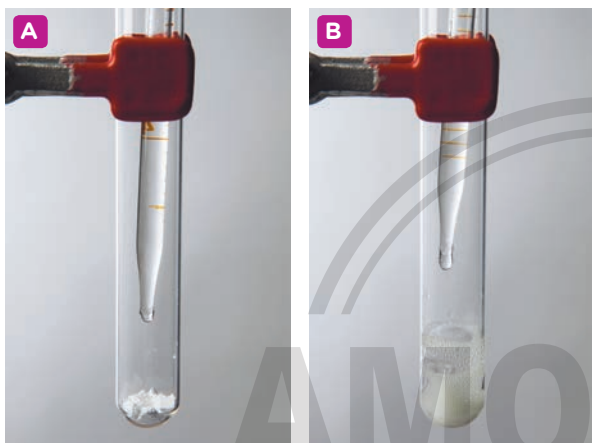


A água destilada (A) e os cristais de NaCl (B), separadamente, são maus condutores de corrente elétrica quando em contato com dois eletrodos – condutores de corrente elétrica, como fios de cobre – ligados a um gerador de energia (bateria ou rede elétrica). Em ambos os casos, a lâmpada permanece apagada. Quando essas duas substâncias são misturadas (C), os cátions Na^+ são atraídos pelo eletrodo negativo, e os ânions Cl^- , pelo eletrodo positivo. Então a lâmpada acende, indicando a passagem de corrente elétrica. Representação fora de escala e em cores-fantasia.

Ácidos

Cada função química reúne substâncias que apresentam propriedades semelhantes. Certas propriedades dos **ácidos** são usadas para identificá-los, como as relacionadas a seguir.

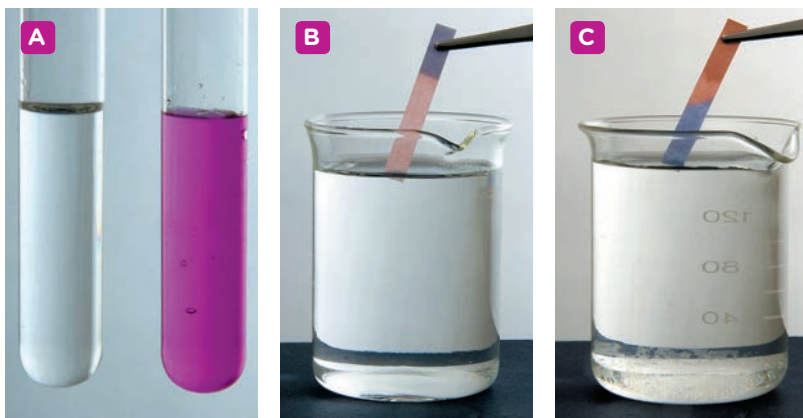
- **Os ácidos são eletrólitos**, pois sofrem ionização em água, gerando uma solução condutora de corrente elétrica.
- **Reagem com carbonatos** (CO_3^{2-}) e **bicarbonatos** (HCO_3^-), produzindo gás carbônico, CO_2 . Representa-se a reação do carbonato de cálcio com o ácido clorídrico da seguinte forma:



Fotografias: Sérgio Dotta Jr./ID/BR

Ácido clorídrico diluído e carbonato de cálcio antes (A) e depois (B) da reação. Observe a formação de bolhas (gás carbônico) no tubo de ensaio.

- **Atuam sobre a cor de indicadores ácido-base**, substâncias que assumem cores diferentes dependendo da acidez ou da basicidade da solução. Uma solução alcoólica de fenolftaleína (que contém fenolftaleína dissolvida em etanol), por exemplo, é incolor em meio ácido e em meio neutro, ou em meio levemente básico, e adquire coloração rósea em meio fortemente básico. Uma tira de papel poroso impregnado com um indicador chamado tornassol adquire cor vermelha quando imersa em solução ácida e fica azul após contato com uma solução de caráter básico.



Fotografias: Sérgio Dotta Jr./ID/BR

Em (A), dois tubos de ensaio com fenolftaleína. O fato de a solução do tubo à esquerda estar incolor indica que seu meio pode ser ácido, neutro ou levemente básico, diferentemente do tubo à direita (rosa), cuja solução é fortemente básica. Em (B), a mudança da coloração azul para a vermelha no papel tornassol azul indica que a solução no bêquer é ácida. Em (C), a mudança da coloração do papel tornassol de vermelho para azul indica que a solução onde ele foi mergulhado é básica.

QUÍMICA E BIOLOGIA

A vitamina C e o escorbuto



PhotoLibrary/Dreamstime.com/ID/BR

As frutas cítricas contêm grande quantidade de vitamina C.

[...] O nome químico da vitamina C, ácido ascórbico, representa duas de suas propriedades: uma química e outra biológica. Em relação à primeira propriedade, a vitamina é um ácido [...].

[...] a palavra ascórbico representa seu valor biológico na proteção contra o **escorbuto*** [...].

Os sintomas do escorbuto incluem: gengivas inchadas e com sangramento fácil, dentes abalados e suscetíveis a quedas [...].

Por séculos, o escorbuto foi uma doença comum, principalmente entre os navegadores, que não dispunham de frutas cítricas ou verduras frescas em suas viagens. [...]

[O navegador] Vasco da Gama comprou laranjas de um vendedor marroquino em uma das suas viagens e a incidência do escorbuto reduziu-se. [...] Posteriormente, vários comandantes preveniram ou curaram o escorbuto com a administração de suco de limão. [...]

Além do seu papel nutricional, o ácido ascórbico é comumente utilizado como antioxidante para preservar o sabor e a cor natural de muitos alimentos [...]

FIORUCCI, A. R.; SOARES, M.; CAVALHEIRO, E. T. A importância da vitamina C na sociedade através dos tempos. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc17/a02.pdf>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

- Como você define o que é uma propriedade química ou biológica de um nutriente?

* Escorbuto é uma doença provocada pela falta de vitamina C no organismo.

Principais ácidos e suas aplicações

Os ácidos têm variadas aplicações e, a partir deles, muitos produtos são obtidos. Veja a seguir características de alguns dos ácidos mais importantes, na forma em que são produzidos e comercializados.

Ácido sulfúrico, H_2SO_4

Ácido sulfúrico é o nome comercial da solução aquosa de sulfato de hidrogênio, que contém cerca de 97% em massa dessa substância, ou seja, é praticamente a substância pura. O sulfato de hidrogênio é um líquido incolor muito viscoso, corrosivo e denso ($d = 1,83 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$), que se funde a $10,3 \text{ }^\circ\text{C}$ e entra em ebulição a $337 \text{ }^\circ\text{C}$ (a 1 atm). Agente desidratante poderoso, provoca severas queimaduras quando em contato com a pele e carboniza alguns compostos orgânicos, como os açúcares e a celulose.

O ácido sulfúrico é infinitamente solúvel em água. Essa dissolução é um processo que libera muito calor (exotérmico) e, portanto, deve ocorrer como resultado de uma **adição lenta** do ácido sobre a água. **Jamais se deve jogar água sobre o ácido sulfúrico concentrado.**

Esse ácido é usado em vários processos industriais, por exemplo, na fabricação de papel e de corantes, na produção de inseticidas, de fertilizantes, de explosivos e de outros ácidos. As baterias de automóvel contêm soluções aquosas de ácido sulfúrico.

Ácido nítrico, HNO_3

O **ácido nítrico** comercial é uma solução aquosa que contém cerca de 70% em massa de nitrato de hidrogênio. Trata-se de um líquido incolor muito corrosivo, que entra em ebulição a $83 \text{ }^\circ\text{C}$ (a 1 atm). Seus vapores são extremamente tóxicos. Essa substância produz queimaduras e manchas em contato com a pele.

O ácido nítrico é usado na fabricação de corantes, pesticidas, fertilizantes, explosivos (TNT e nitroglicerina) e fibras sintéticas (náilon, seda artificial).

Ácido clorídrico, HCl

Trata-se de solução aquosa contendo cerca de 37% em massa do gás cloro de hidrogênio (que já foi denominado “espírito do sal”, “ácido marinho”, “gás clorídrico” e “cloridreto” no decorrer da história da Química). Esse gás, quando puro, é incolor, muito tóxico e corrosivo.

Essa substância, em solução aquosa, é muito usada na limpeza e galvanização de metais, no curtimento de couros e na obtenção de vários produtos. O ácido muriático, uma solução aquosa que contém ácido clorídrico, é comercializado para a limpeza de pisos, azulejos e superfícies metálicas.

Ácido fosfórico, H_3PO_4

Ácido ortofosfórico ou, como é mais conhecido, **ácido fosfórico** são nomes usuais do ortofosfato de hidrogênio, mais conhecido como fosfato de hidrogênio. Essa substância é incolor e líquida nas condições ambientes, nas quais apresenta densidade de, aproximadamente, $1,7 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ (bem mais densa que a água líquida, cuja densidade aproximada é de $1,0 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$). É solúvel em água em qualquer proporção.

Suas soluções aquosas são empregadas como conservantes na fabricação de refrigerantes do tipo cola (0,6 g de ácido fosfórico para cada litro de solução), na indústria farmacêutica, no preparo de fertilizantes, em produtos antiferrugem, além de outras aplicações. O ácido fosfórico concentrado comercial é uma solução aquosa que contém 85% em massa desse ácido; essa solução é também conhecida como ácido fosfórico xaroposo.

QUÍMICA E BIOLOGIA

Digestão dos alimentos e suco gástrico

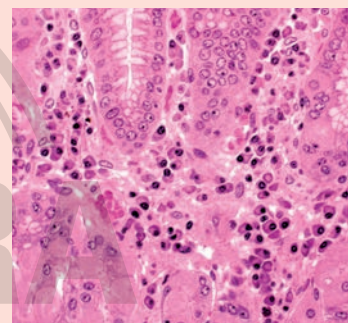


Foto ao microscópio óptico de células parietais que secretam ácido clorídrico. Aumento de cerca de 64 vezes. Uso de corantes.

Nosso estômago produz, em média, cerca de dois litros de ácido clorídrico por dia, com uma certa concentração, o que determina acentuado nível de acidez do suco gástrico.

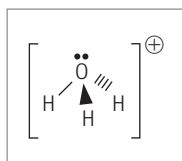
Em resposta a estímulos de gosto, cheiro ou aparência dos alimentos, as células parietais, localizadas no revestimento estomacal, liberam HCl , viabilizando a ação de uma variedade de enzimas digestivas. Estas atuam em uma série de reações que degradam moléculas grandes e complexas de carboidratos, lipídios e proteínas, transformando-as em moléculas pequenas o suficiente para que consigam atravessar as paredes dos órgãos digestórios. A parede do estômago é revestida pela mucosa gástrica que o protege do suco gástrico.

Ácido segundo a Teoria de Arrhenius

Os ácidos fazem parte de uma função química bastante comum no seu dia a dia. Além disso, eles reagem com vários metais e carbonatos e atuam sobre a cor dos indicadores. Agora, você vai voltar ao conceito de soluções iônicas e ver o que elas indicam em relação aos ácidos.

A **Teoria de Dissociação Iônica de Arrhenius** permitiu associar o comportamento dos ácidos à formação do íon $\text{H}^+(\text{aq})$, quando esse tipo de substância era acrescentado à água. Isso possibilitou chegar a um conceito de ácido que nada mais é do que um composto que reage com água, produzindo o íon $\text{H}^+(\text{aq})$ como único cátion.

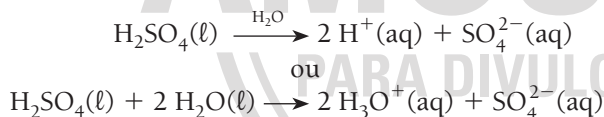
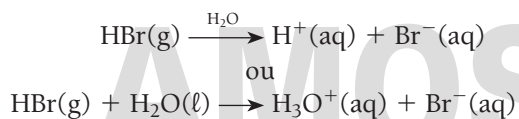
O íon $\text{H}^+(\text{aq})$ forma-se quando um átomo de hidrogênio perde um elétron e, por isso, corresponde a um próton. A estabilidade desse íon deve-se à sua solvatação, que é o processo em que os íons H^+ ficam **cercados** por moléculas de água, formando $\text{H}^+(\text{aq})$. É comum representar esse íon associado a uma única molécula de água, formando o cátion **hidrônio** ou **hidroxônio** (H_3O^+) em solução aquosa.



Fórmula estrutural do cátion hidrônio.



O íon $\text{H}^+(\text{aq})$ ou $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ formado é o responsável pelas características dos ácidos. Veja os exemplos abaixo.



Na realidade, a espécie mínima que se forma em água é $(\text{H}_3\text{O} \cdot 3 \text{H}_2\text{O})^+$, ou $\text{H}_9\text{O}_4^+(\text{aq})$, simplificada por $\text{H}^+(\text{aq})$ ou $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

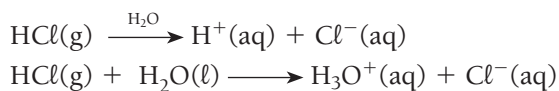
SAIBA MAIS

Dissociação e ionização

Dissociar significa “separar”. A palavra “ionização” se refere a um fenômeno em que há formação de íon, ou íons.

Quando uma substância – como o cloreto de hidrogênio, HCl – é colocada em água, ocorre tanto a dissociação quanto a ionização.

O hidrogênio do ácido se separa do cloreto (dissociação), e nessa separação há formação de íons (ionização). A solução resultante é chamada de ácido clorídrico. Alguns autores preferem designar o fenômeno como ionização; outros, como dissociação.



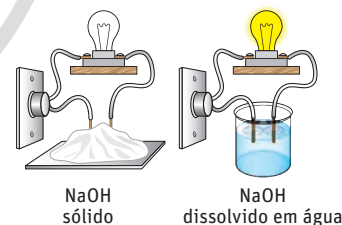
Independentemente da nomenclatura escolhida, o importante é notar que a presença de íons com liberdade de movimento contribui para a condutibilidade elétrica do meio, o que faz com que o ácido clorídrico seja classificado como um eletrólito forte.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Dissociação eletrolítica

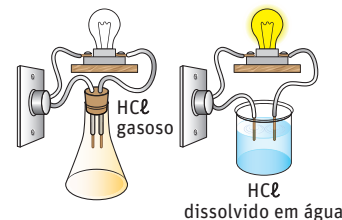
O químico Svante Arrhenius, na defesa de sua tese, realizada em 1884, apresentou uma teoria sobre dissociação eletrolítica e, sob muitas críticas, ele foi aprovado com nota mínima. Sua teoria contradizia o Modelo Atômico de Dalton, muito aceito na época. Os cientistas ainda não diferenciavam substância molecular de substância iônica e o Modelo Atômico de Rutherford (partícula com núcleo e eletrosfera) seria proposto anos depois. Confiante, Arrhenius afirmava que os eletrólitos em solução dissociavam-se em partículas carregadas eletricamente (íons), havendo igualdade na quantidade de cargas positivas e negativas.

Em 1889, ele publicou um trabalho intitulado *Sobre a dissociação das substâncias em meio aquoso* e, em 1903, recebeu o Prêmio Nobel de Química em reconhecimento a sua contribuição ao tema. Arrhenius prosseguiu os estudos, identificando os íons presentes nas soluções, e criou uma definição de ácidos, bases e sais que utilizamos até hoje.



NaOH sólido

NaOH dissolvido em água



HCl gasoso

HCl dissolvido em água

Observe que as lâmpadas só acendem quando o HCl e o NaOH estão dissolvidos em água. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

1. Pesquise outros casos de cientistas que foram rejeitados por suas ideias inovadoras. Compartilhe com os colegas de classe.

Ilustrações: AMJ Studios/DBR

Classificação dos ácidos inorgânicos

Os ácidos podem ser classificados de acordo com alguns critérios, como:

- presença ou não de oxigênio em sua estrutura;
- número de átomos de hidrogênio que podem sofrer ionização;
- grau de ionização (“força” do ácido).

A presença ou não de oxigênio na estrutura do ácido é exemplificada na tabela a seguir.

Classificação	Presença de oxigênio	Exemplos
Hidrácido	não	HCl, H ₂ S, HBr, HCN
Oxiácido	sim	HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄ , H ₄ SiO ₄

Nos **hidrácidos**, todos os átomos de hidrogênio podem sofrer ionização.



Nos **oxiácidos**, apenas os átomos de hidrogênio ligados a átomos de oxigênio sofrem ionização.



Tanto nos hidrácidos como nos oxiácidos é sempre mais fácil a ocorrência da primeira etapa de ionização.

Força dos ácidos

Por meio da medida da condutibilidade elétrica das soluções, é possível verificar a extensão da ionização dos ácidos e classificá-los de acordo com o seu **grau de ionização (α)**, que corresponde à porcentagem de moléculas que se ionizam em relação ao total de moléculas dissolvidas.

$$(\alpha) = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}}$$

Considere os seguintes exemplos.

- HCl: a cada 100 moléculas dissolvidas em água, 92 se ionizam.

$$\alpha = \frac{92}{100} = 0,92 \text{ ou } 92\% \text{ de moléculas ionizadas}$$

- HF: a cada 100 moléculas dissolvidas em água, apenas 8 se ionizam.

$$\alpha = \frac{8}{100} = 0,08 \text{ ou } 8\% \text{ de moléculas ionizadas}$$

O grau de ionização determina a força e várias propriedades dos ácidos, as quais dependem da quantidade de H⁺(aq) em solução.

Classificação	Grau de ionização em % (α)	Exemplos
Forte	$\alpha\% > 50\%$	HCl ($\alpha\% = 92\%$)
Moderado ou médio	$5\% < \alpha\% < 50\%$	HF ($\alpha\% = 8\%$)
Fraco	$\alpha\% < 5\%$	H ₂ CO ₃ ($\alpha\% = 0,18\%$)

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

A alquimia e a Química



Gravura retratando Lavoisier (1743-1794), século XIX.

A palavra “química” é derivada da latina *chimica*, a qual se origina de *alchimia*, degeneração do vocábulo árabe *al-kimiya*, ou seja, grande arte dos filósofos herméticos da Idade Média. [...]

A química moderna se inicia no século XVIII com os trabalhos de Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794) [...].

Lavoisier esteve envolvido com a descoberta do elemento oxigênio, estabeleceu uma nomenclatura química, estudou as propriedades dos ácidos, desenvolveu técnicas calorimétricas, investigou a respiração animal e humana, as fermentações, fez a análise quantitativa da água e seus estudos mais destacados colocaram por terra a teoria do flogístico.

[...] O entendimento da intervenção do oxigênio nas reações constituiu-se na essência da teoria antiflogística, [...] abrindo de vez as portas para a ciência moderna.

AQUINO, A. R. de. Disponível em: <<http://www3.eca.usp.br/njr/voxscentiae/reportagemafonso3.html>>. Acesso em: 15 fev. 2016.

Nomenclatura dos ácidos inorgânicos

A nomenclatura dos ácidos é feita por meio do nome dos ânions formados durante a sua ionização total ou parcial. Os ânions terminados em **eto** formam ácidos terminados em **ídrico**; os terminados em **ato** formam ácidos terminados em **ico**; e os terminados em **ito** formam ácidos terminados em **oso**.

A tabela a seguir mostra os principais ânions. Consulte-a sempre que necessário.

Sufixo do ânion	Sufixo do ácido
eto	ídrico
ato	ico
ito	oso

Tabela de ânions (cargas)					
Nº de carga 1–	Nº de carga 1–	Nº de carga 2–	Nº de carga 2–	Nº de carga 3–	Nº de carga 4–
F ⁻ fluoreto	NO ₂ ⁻ nitrito	S ²⁻ sulfeto	SiO ₃ ²⁻ metassilicato	PO ₄ ³⁻ fosfato	P ₂ O ₇ ⁴⁻ pirofosfato
Cl ⁻ cloreto	NO ₃ ⁻ nitrato	SO ₃ ²⁻ sulfito	HPO ₃ ²⁻ fosfito	BO ₃ ³⁻ borato	SiO ₄ ⁴⁻ silicato
Br ⁻ brometo	CN ⁻ cianeto	SO ₄ ²⁻ sulfato	CrO ₄ ²⁻ cromato	Fe(CN) ₆ ³⁻ ferricianeto	Fe(CN) ₆ ⁴⁻ ferrocianeto
I ⁻ iodeto	OCN ⁻ cianato	S ₂ O ₃ ²⁻ tiosulfato	Cr ₂ O ₇ ²⁻ dicromato	–	–
ClO ⁻ hipoclorito	SCN ⁻ tiocianato	CO ₃ ²⁻ carbonato	MnO ₄ ²⁻ manganato	–	–
ClO ₂ ⁻ clorito	PO ₃ ⁻ metafosfato	–	–	–	–
ClO ₃ ⁻ clorato	H ₂ PO ₂ ⁻ hipofosfito	–	–	–	–
ClO ₄ ⁻ perclorato	MnO ₄ ⁻ permanganato	–	–	–	–

Fonte de pesquisa: KOTZ, J. C. *Química geral 1 e reações químicas*. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005. p. 75-78.

Hidrácidos

Pela análise da tabela dos ânions, percebe-se que todos os ânions não oxigenados (com exceção do tiocianato) apresentam sufixo **eto**. Isso significa que todo **hidrácido** tem um nome terminado em **ídrico**.

ácido _____ ídrico ou ácido _____ ídrico
raiz do nome do elemento nome do ânion menos o sufixo eto

Fórmula	Nome
HCl	ácido clorídrico
HBr	ácido bromídrico
H ₂ S	ácido sulfídrico
HCN	ácido cianídrico

Oxiácidos

Todos os ânions oxigenados apresentam sufixo **ato** ou **ito**, e portanto o sufixo dos ácidos correspondentes é **ico** ou **oso**.

ácido _____ ico ou ácido _____ oso
raiz do nome do ânion menos o sufixo ato raiz do nome do ânion menos o sufixo ito

Fórmula	Nome do ânion	Nome do ácido
HNO ₃	nitrato	nítrico
H ₂ SO ₄	sulfato	sulfúrico
HClO ₃	clorato	clórico
HNO ₂	nitrito	nitroso
H ₂ SO ₃	sulfito	sulfuroso
HClO ₂	clorito	cloroso

Fórmulas dos ácidos

Com o auxílio da tabela de ânions é possível escrever a fórmula do ácido a partir do seu nome. Nesse procedimento, deve-se associar certo número de hidrogênios ionizáveis equivalente ao valor numérico da carga elétrica do ânion. Lembre-se, no entanto, de que os ácidos são compostos moleculares e os átomos de hidrogênio estão ligados ao restante da estrutura por ligações covalentes.

Veja como se procede para escrever a fórmula molecular dos ácidos carbônico e hipocloroso.

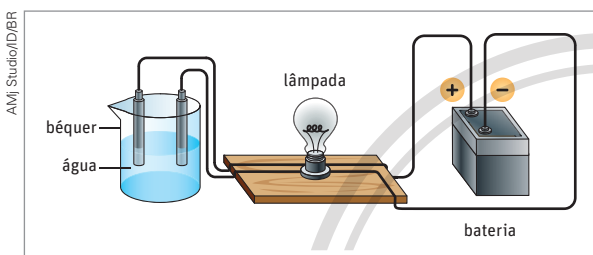
Nome do ácido: carbônico → Nome do ânion: carbonato
 Fórmula do ânion carbonato: CO₃²⁻ (carga 2–)
 Fórmula do ácido carbônico: H₂CO₃

Nome do ácido: hipocloroso → Nome do ânion: hipoclorito
 Fórmula do ânion hipoclorito: ClO⁻ (carga 1–)
 Fórmula do ácido hipocloroso: HClO (acrescenta-se um H⁺ ao ClO⁻ porque a carga desse ânion é 1–)

- Em março de 1995, no Alasca, o vulcão Akutan expeliu para a atmosfera fumaças extremamente tóxicas, constituídas de diversos gases, entre os quais SO_2 , H_2S , HCl , HF e CO_2 . Houve muito pânico e poluição ambiental.

Entre essas substâncias, quais pertencem à função ácido? Dê o nome e a classificação desses ácidos quanto à presença ou não de oxigênio.

- Observe a figura a seguir, que representa um circuito elétrico. O béquer contém, inicialmente, água pura. Entre as substâncias abaixo, quais, ao serem adicionadas ao béquer, fazem a lâmpada acender? Justifique. Se necessário, consulte a Tabela Periódica e escreva as fórmulas eletrônicas das substâncias.



- Cloreto de potássio (KCl).
- Brometo de hidrogênio (HBr).
- Um pedaço de mármore (CaCO_3), que é insolúvel na água.

- Tanto o cloreto de hidrogênio puro (HCl) como a água pura (H_2O) são péssimos condutores de corrente elétrica. Entretanto, ao misturar as duas substâncias, obtém-se uma solução eletrolítica. Explique essas observações experimentais.
- Copie a tabela abaixo e complete-a adequadamente.

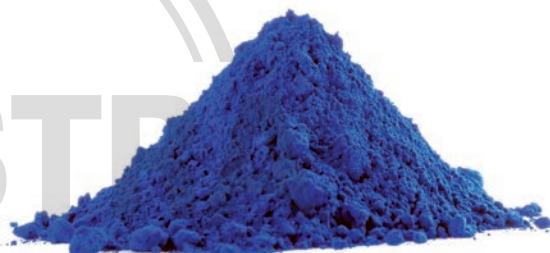
Nome	Fórmula
ácido nítrico	HNO_3
ácido nitroso	
	H_3PO_4
ácido fosforoso	H_3PO_3
ácido sulfúrico	H_2SO_4
	H_2SO_3

- O ácido fosfórico apresenta fórmula molecular H_3PO_4 e é usado por indústrias para acidificar refrigerantes. Embora o fósforo inorgânico desempenhe papel importante em moléculas biológicas, tais como DNA e RNA, o consumo em excesso de ácido fosfórico pode provocar alguns problemas à saúde, como, por exemplo, interferir na absorção e utilização do cálcio pelos ossos, prejudicando sua formação e aumentando a possibilidade de ocorrência de

osteoporose no futuro. Ao adicionar esse ácido em água a certa temperatura, observa-se que cerca de 135 moléculas sofrem ionização a cada 500 moléculas dissolvidas.

Determine o grau de ionização do ácido fosfórico e indique se é forte, fraco ou moderado.

- Em 1782, o cientista sueco Carl Wilhelm Scheele obteve o HCN pela primeira vez, a partir do azul-da-prússia. Em 1815, o químico francês Joseph-Louis Gay-Lussac conseguiu obter o ácido em sua forma pura, e o denominou ácido cianídrico. O ácido cianídrico é volátil ($T_E = 26^\circ\text{C}$), incolor e inflamável. Ele é bastante venenoso, pois estabelece ligações extremamente estáveis com a hemoglobina, o que impede o transporte de oxigênio para as células, desativa enzimas e pode levar o intoxicado à asfixia interna e à morte. Esse ácido foi usado nas câmaras de gás pelos nazistas durante a Segunda Guerra Mundial. Apesar da sua ação, trata-se de um ácido fraco, que se dissocia muito pouco em água.



Azul-da-prússia – pigmento utilizado em tingimento de tecidos e pinturas. Trata-se do ferrocianeto de ferro(III), cuja fórmula é $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$

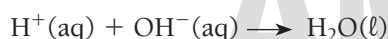
- Escreva a equação de ionização do HCN em água.
 - Construa a fórmula estrutural do HCN .
- Em condições ambientes, o cloreto de sódio (NaCl) é sólido, e o de hidrogênio (HCl), um gás. Ambos não conduzem corrente elétrica nessas condições, mas podem se tornar eletrólitos em outras condições experimentais. Identifique as afirmativas a seguir como falsas ou verdadeiras e comente-as.
 - O NaCl conduz corrente elétrica no estado líquido.
 - O HCl conduz mal corrente elétrica no estado líquido.
 - Tanto o NaCl como o HCl são eletrólitos em solução aquosa.
 - Um aluno recebeu uma série de fórmulas de ácidos e foi encarregado de relacionar cada uma delas, em um arquivo de computador, aos respectivos nomes. Quais os nomes destes ácidos?
 - HClO_4
 - H_3BO_3
 - HCN
 - H_2SO_3
 - $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
 - H_2S

Bases ou hidróxidos

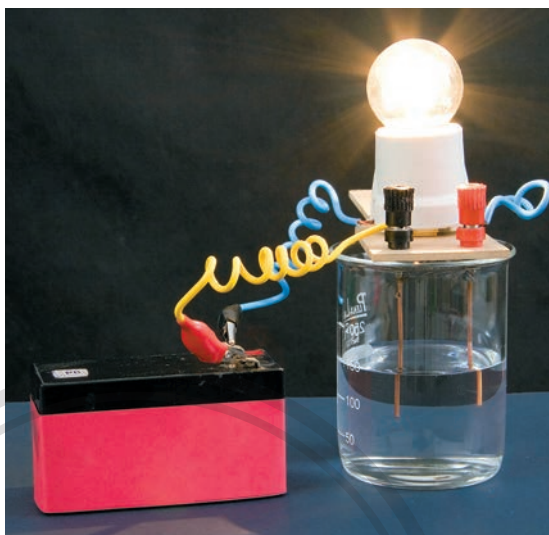
O leite de magnésia e a soda cáustica são exemplos de produtos que contêm substâncias com propriedades químicas que caracterizam outra importante função inorgânica – as bases. Assim como os ácidos, elas apresentam algumas propriedades em comum (propriedades funcionais).

Veja algumas delas.

- **As bases formam soluções eletrolíticas** quando dissolvidas em água. Bases fortes são eletrólitos fortes (elevado grau de dissociação). As bases fracas, por terem baixa solubilidade em água e/ou baixo grau de ionização, apresentam também baixa condutibilidade elétrica. Algumas bases, como os hidróxidos alcalinos, são ótimos eletrólitos quando fundidos. A fusão provoca a liberação dos íons porque o retículo cristalino se desfaz. Os íons livres tornam o meio um condutor de corrente elétrica.
- **As bases reagem com ácidos** por meio da **reação de neutralização**. Ácidos são neutralizados por bases e vice-versa, pois os íons $\text{H}^+(\text{aq})$ presentes na solução ácida reagem com os íons $\text{OH}^-(\text{aq})$ da solução básica, formando água.



- **Atuam sobre a cor dos indicadores ácido-base.** O extrato de repolho roxo, por exemplo, quando em contato com uma solução alcalina, sofre alteração em sua cor – passa do roxo para o azul ou o verde, dependendo da concentração de íons hidroxila, OH^- , presentes na solução.



Sérgio Dotta Jr./ID/BR

A lâmpada acesa comprova a condutibilidade elétrica da solução aquosa de hidróxido de sódio.



picture/Stock/Getty Images

Sérgio Dotta Jr./ID/BR

Uma solução alcalina torna-se verde-azulada com a adição de extrato de repolho roxo.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

A história do sabão

Uma das hipóteses para o surgimento do sabão se sustenta a partir dos povos pré-históricos, que, ao assarem a carne no fogo, devem ter notado, depois de pancadas de chuva, o aparecimento de uma espuma ao redor dos resíduos da fogueira e que suas mãos ficavam mais limpas quando lavadas com essa espuma.

O sábio romano Plínio (23 ou 24-79 d.C.) menciona a preparação do sabão a partir do cozimento do sebo de carneiro com cinzas de madeira. O médico Galeno (130-200 d.C.) descreve como ingredientes gorduras e cinzas, apontando o uso do sabão como medicamento para a remoção de sujeira da pele. O alquimista árabe Geber, em escrito do século VIII, cita-o como agente de limpeza.

O processo de fabricação do sabão teve início no século XIII, com a utilização de materiais alcalinos (cinzas) e materiais com alto teor de gordura, e foi aperfeiçoado com a substituição das cinzas pela lixívia – rica em hidróxido de potássio –, obtida pela passagem de água por mistura de cinza e cal, até o sistema atual, no qual se usa hidróxido de sódio.

- Como a observação e a investigação de fenômenos podem contribuir para o desenvolvimento de novos produtos e processos? Converse com os colegas.

Principais bases e suas aplicações

Assim como os ácidos, as bases também estão presentes em vários produtos usados diariamente.

Hidróxido de sódio, NaOH

O **hidróxido de sódio** é um sólido branco bastante solúvel em água. Comercializado como **soda cáustica**, é muito utilizado, por exemplo, em uma das etapas do processo de fabricação de papel, tecidos e produtos de uso doméstico.

Reage com óleos e gorduras e é matéria-prima na fabricação de sabões. Também é usado para desentupir pias. Trata-se de uma substância altamente corrosiva para todos os tecidos animais. Em contato com a pele, provoca queimaduras severas.

O hidróxido de sódio é obtido industrialmente por eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio (salmoura).

Hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂

Esse hidróxido é usado na produção de argamassas e tintas para construção civil, na correção da acidez de solos, no tratamento da água, em tratamentos odontológicos, etc.

O **hidróxido de cálcio** é um sólido branco pouco solúvel em água. É chamado de **cal hidratada**, **cal extinta** ou **cal apagada** e, quando misturado à água e posteriormente filtrado, obtém-se uma solução aquosa chamada de **água de cal**.

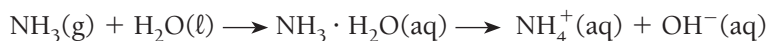
Hidróxido de magnésio, Mg(OH)₂

O **hidróxido de magnésio** é um sólido branco muito pouco solúvel em água. Quando misturado à água, forma uma suspensão aquosa (mistura heterogênea) vendida comercialmente com o nome de **leite de magnésia** – medicamento indicado para diminuir a acidez estomacal. Se ingerido em grande quantidade, tem efeito laxante.

Amônia, NH₃

A **amônia**, também chamada de **amoníaco**, é um gás incolor de cheiro forte e irritante. É utilizada na fabricação de ácido nítrico, HNO₃, na produção de fertilizantes, em amaciantes de roupas, em tintas e alisantes para cabelos e em desinfetantes. Também é usada em sistemas de refrigeração.

Ao borbulhar amônia em água, ocorrem as seguintes reações.



A amônia é uma base que apresenta, em água, baixo grau de ionização.

Observação

Não existe a substância hidróxido de amônio (NH₄OH). O que há são soluções aquosas de amônia, NH₃(aq), nas quais moléculas de amônia interagem com moléculas de água, originando íons amônio NH₄⁺(aq) e íons hidróxido OH⁻(aq). Embora as soluções aquosas de amônia sejam também conhecidas como “hidróxido de amônio”, esse nome não é adequado.



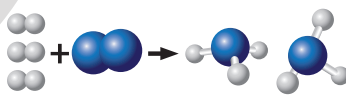
A soda cáustica é usada na fabricação de sabão em barra.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Processo Haber-Bosch

O gás nitrogênio (N₂) corresponde a cerca de 78% da atmosfera terrestre, mas a maioria dos seres vivos não consegue captá-lo e fixá-lo em compostos utilizáveis, como a amônia, e dependem da atividade de algumas espécies de bactérias para isso.

Há mais de cem anos, o químico Fritz Haber propôs uma forma de transformar os gases N₂ e H₂ em amônia (NH₃), utilizando temperaturas e pressões elevadas, na presença de ferro metálico. Posteriormente, Carl Bosch, outro químico, conseguiu desenvolver a síntese da amônia em escala industrial.



O nitrogênio (N₂), ao reagir com o hidrogênio (H₂), sob condições especiais, produz amônia (NH₃). Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

A síntese da amônia proporcionou a produção, em larga escala, de fertilizantes nitrogenados, de maneira que se atribui a ela um aumento de 30% a 50% da produção agrícola, e estima-se que metade da população mundial tenha a sua alimentação associada ao processo que ficou conhecido como Haber-Bosch.

A amônia é usada na produção de fertilizantes – compostos que melhoram a produção agrícola. Adução em Alvorada do Sul (PR). Foto de 2014.

Base, segundo a Teoria de Dissociação de Arrhenius

De acordo com a Teoria de Arrhenius, uma base é definida em razão da **presença** do íon OH^- , quando esse tipo de composto se encontra dissolvido em água. **Bases** são substâncias que, em solução aquosa, fornecem o ânion OH^- (hidróxido) para a solução.

As bases, segundo essa teoria, sofrem dissociação iônica quando dissolvidas em água, liberando um cátion e o ânion hidróxido (OH^-).

Observe dois exemplos de equações de dissociação iônica.



Classificação das bases inorgânicas

As bases podem ser classificadas de acordo com o número de íons hidróxido e quanto ao grau de dissociação (ou “força”).

Veja exemplos nas tabelas a seguir.

Quanto ao número de íons hidróxido

Classificação	Nº de hidróxido (OH^-)	Exemplos
Monobase	1	NaOH , KOH
Dibase	2	Ca(OH)_2 , Zn(OH)_2
Tribase	3	Al(OH)_3 , Fe(OH)_3
Tetrabase	4	Pb(OH)_4 , Sn(OH)_4

Quanto à força (grau de dissociação)

Classificação	Grau de dissociação ($\alpha\%$)	Ocorrência	Exemplos
Fortes	$\alpha\% = 100\%$	Hidróxidos de metais alcalinos (grupo 1) e alcalinoterrosos (grupo 2)	LiOH , NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2
Fracas	$\alpha\% < 5\%$	Demais hidróxidos	Fe(OH)_3 , Cu(OH)_2



Sérgio Dotta Jr./ID/BR

A condutibilidade elétrica de soluções fracas, como o hidróxido de ferro(III), é baixa devido ao pequeno grau de dissociação da base.



Sérgio Dotta Jr./ID/BR

Soluções de bases fortes, como o hidróxido de sódio, são boas condutoras de eletricidade devido ao alto grau de dissociação da base.

SAIBA MAIS

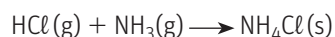
A amônia (NH_3) pode ser considerada uma base?

Os conceitos de ácidos e bases segundo as teorias de ionização e de dissociação de Arrhenius, embora sejam os mais utilizados, não são os únicos.

Há teorias mais abrangentes, que analisam o comportamento da substância numa reação específica como sendo o comportamento de um ácido ou de uma base.

Um exemplo é a teoria de Brønsted e Lowry. Segundo esses dois cientistas, quando, numa reação, uma

substância doa H^+ (próton), ela se comporta como ácido. Quando uma substância recebe próton (H^+), ela se comporta como base.



O cloreto de hidrogênio [HCl(g)], embora não se encontre dissolvido em água, é um ácido (de Brønsted-Lowry). E a amônia [$\text{NH}_3(\text{g})$], uma base (de Brønsted-Lowry).

Nomenclatura das bases

A nomenclatura das bases depende da carga elétrica do cátion ligado ao íon hidróxido, que pode ser fixa ou variável. As tabelas a seguir apresentam os principais cátions.

Tabela de cátions com carga elétrica fixa					
Nº de carga 1+		Nº de carga 2+		Nº de carga 3+	
NH ₄ ⁺	amônio	Mg ²⁺	magnésio	Al ³⁺	alumínio
Li ⁺	lítio	Ca ²⁺	cálcio	Bi ³⁺	bismuto
Na ⁺	sódio	Sr ²⁺	estrôncio		
K ⁺	potássio	Ba ²⁺	bário		
Rb ⁺	rubídio	Ra ²⁺	rádio		
Cs ⁺	césio	Zn ²⁺	zinco		
Ag ⁺	prata				

Tabela de cátions com carga elétrica variável			
Nº de carga 1+	Nº de carga 2+	Nº de carga 3+	Nº de carga 4+
Cu ⁺ cobre(I)	Cu ²⁺ cobre(II)		
Hg ⁺ mercúrio(I)	Hg ²⁺ mercúrio(II)		
Au ⁺ ouro(I)		Au ³⁺ ouro(III)	
	Fe ²⁺ ferro(II)	Fe ³⁺ ferro(III)	
	Ni ²⁺ níquel(II)	Ni ³⁺ níquel(III)	
	Cr ²⁺ crômio(II)	Cr ³⁺ crômio(III)	
	Co ²⁺ cobalto(II)	Co ³⁺ cobalto(III)	
	Sn ²⁺ estanho(II)		Sn ⁴⁺ estanho(IV)
	Pb ²⁺ chumbo(II)		Pb ⁴⁺ chumbo(IV)
	Pt ²⁺ platina(II)		Pt ⁴⁺ platina(IV)
	Mn ²⁺ manganês(II)	Mn ³⁺ manganês(III)	Mn ⁴⁺ manganês(IV)

O nome das bases é obtido da seguinte forma:

hidróxido de _____
(nome do cátion)

Exemplos

KOH, hidróxido de potássio

Mg(OH)₂, hidróxido de magnésio

Al(OH)₃, hidróxido de alumínio

Pb(OH)₂, hidróxido de chumbo(II) ou hidróxido plumboso

Pb(OH)₄, hidróxido de chumbo(IV) ou hidróxido plúmbico

Fe(OH)₂, hidróxido de ferro(II) ou hidróxido ferroso

Fe(OH)₃, hidróxido de ferro(III) ou hidróxido férrico

Importante

- Se um mesmo metal formar mais de um cátion, é necessário indicar sua carga elétrica, em numerais romanos, ao lado do nome do elemento.
- Também é possível diferenciar os metais que apresentam mais de uma carga elétrica por meio dos sufixos **ico** (carga maior) e **oso** (carga menor), forma não recomendada atualmente, mas muito utilizada ainda.
- No caso do íon NH₄⁺, o nome hidróxido de amônio (inadequado, porém o mais usado) é empregado apenas para as soluções aquosas de amônia, pois não existe a substância NH₄OH. O nome da substância que origina íons NH₄⁺ e OH⁻ em água é **amônia**.

SAIBA MAIS

Antiácidos



Antiácidos na forma de comprimidos.

“Acidez” e “ardor no estômago” são alguns dos termos usados para descrever as queixas de certos problemas gastrointestinais.

Há alguns antiácidos que contêm alumínio e magnésio juntos, porque cada componente complementa o outro. O hidróxido de alumínio dissolve-se lentamente no estômago e começa a atuar, proporcionando gradualmente um alívio prolongado.

O hidróxido de magnésio atua rapidamente e neutraliza os ácidos com eficácia. Os antiácidos que contêm alumínio e magnésio parecem oferecer alívio rápido e prolongado com menor risco de diarreia ou de obstipação (“prisão de ventre”). No entanto, a segurança do uso dos antiácidos que contêm alumínio foi questionada, pois seu uso prolongado pode debilitar os ossos.

O bicarbonato de sódio é um antiácido econômico e acessível. Porém, seu uso contínuo pode destruir o equilíbrio ácido-base do organismo, causando uma alcalose metabólica. O seu elevado conteúdo em sódio também pode causar problemas em indivíduos com insuficiência cardíaca ou com pressão arterial alta.

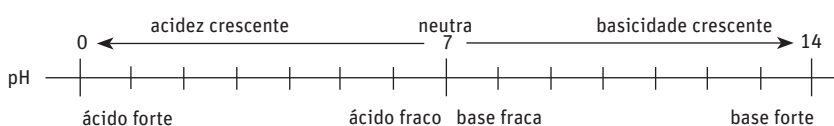
Somente um médico poderá prescrever um antiácido, pois esse medicamento pode interagir com outros fármacos e também provocar efeitos colaterais.

Qual a importância de consultar um médico antes de tomar qualquer medicamento?

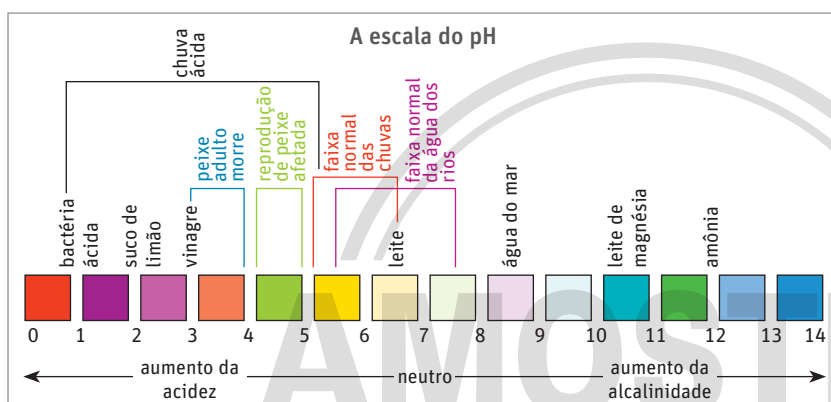
Escala para medir o caráter ácido e básico: pH

As soluções ácidas apresentam diferentes níveis de acidez, assim como as soluções básicas apresentam diferentes níveis de alcalinidade. Para medir esses níveis, utiliza-se uma escala de pH, que costuma ser usada entre os valores 0 e 14, na temperatura de 25 °C.

Solução	Ácida	Neutra	Básica
pH	menor que 7	igual a 7	maior que 7

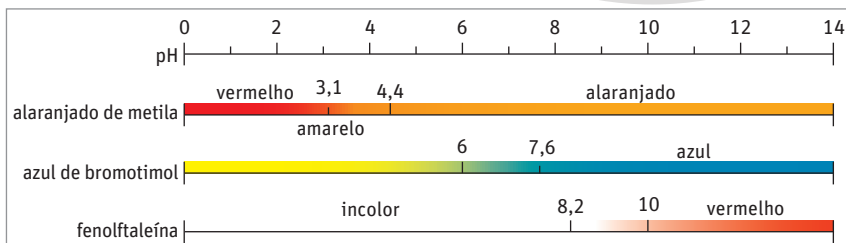


Verifique, no esquema a seguir, o pH de alguns sistemas.



Fonte de pesquisa: Environment Canada. Disponível em: <<https://www3.epa.gov/climatechange/science/indicators/oceans/acidity.html>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

Embora existam aparelhos que meçam o pH com precisão – chamados **peagômetros** –, é muito comum o uso de indicadores ácido-base que, adicionados em pequenas quantidades à solução analisada, assumem cores distintas em diferentes faixas de pH. Os indicadores mais usados em laboratório são fenolftaleína, azul de bromotimol, alaranjado de metila, papel de tornassol azul, papel de tornassol vermelho e papel indicador universal.



Fonte de pesquisa: Kotz, J. C. *Química geral 1 e reações químicas*. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.

Além do extrato de repolho roxo, os sucos de alguns vegetais e plantas podem funcionar como indicadores de pH, como é o caso do suco de beterraba, de couve cozida ou de pera.

O controle do pH do solo é de grande importância para aumentar a produtividade das culturas agrícolas. Na verdade, o solo é sólido e, portanto, não pode ter pH. O que popularmente se chama “pH do solo” é o pH da solução aquosa obtida pela mistura de solo com água após agitação, seguida de sedimentação ou filtração. A correção do pH do solo aumenta a produtividade agrícola.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Ácidos e bases

Desde a Antiguidade, o ser humano já utilizava os termos “ácido” e “álcalis” (base). A palavra ácido deriva do latim *acidus*, que significa “azedo” – propriedade característica de muitas substâncias na época, como o vinagre e a *aqua fortis* (ácido nítrico), entre outras. Já o termo “álcalis” deriva do árabe *al kali*, que significa “cinzas” – isso porque na época essas substâncias eram extraídas da queima de plantas.

Com o passar dos séculos houve a necessidade de identificar essas funções nos compostos. Cientistas começaram a utilizar certos corantes – denominados **indicadores** – para reconhecer ácidos e bases. Um dos mais conhecidos é o tornassol, que fica vermelho em meio ácido e azul em meio básico.



A cor vermelha no papel de tornassol indica que o meio em que foi colocado é ácido; a cor azul indica um meio básico.

Diversos cientistas debateram sobre os conceitos de acidez e basicidade antes de chegarem a definições mais precisas. Entre elas, cabe ressaltar a que decorria das teorias propostas pelo químico sueco Svante Arrhenius. Porém, esses conceitos estavam limitados pelo uso da água como solvente.

9. O hidróxido de alumínio é encontrado na composição de medicamentos utilizados no tratamento dos sintomas da azia associada ao refluxo gástrico (retorno anormal do conteúdo do estômago para o esôfago) e hiperacidez.

Indique a fórmula dessa substância e classifique-a de acordo com o número de íons hidróxido e quanto à força.



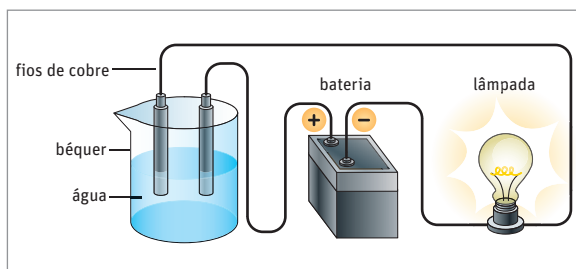
Ilustrações: GURLER/Stock/Getty Images

10. O hidróxido de potássio é considerado perigoso, de acordo com as Recomendações para o Transporte de Produtos Perigosos das Nações Unidas. Pertence a uma classe de substâncias que, por ação química, causam severos danos quando em contato com tecidos vivos ou, em caso de vazamento, danificam ou mesmo destroem outras cargas ou o veículo. Seu símbolo de risco encontra-se representado ao lado.



- Indique a fórmula do hidróxido de potássio.
- Classifique essa base em função do número de íons hidróxido e de acordo com sua força.
- Equacione a dissociação iônica dessa substância quando dissolvida em água.
- A solução obtida com a dissolução do hidróxido de potássio em água é eletrolítica? Justifique.
- Por que essa substância é uma base de acordo com a Teoria de Arrhenius?
- Na escala de pH, a 25 °C, a solução de hidróxido de potássio deve apresentar um valor igual, menor ou maior que 7? Justifique.
- O que o desenho da placa de risco indica?

11. Considere o esquema e os hidróxidos listados.



Ilustrações: AMJ Studio/ID/BR

Qual deles, quando adicionado à água contida no béquer, dá maior intensidade ao brilho da lâmpada?

- Hidróxido de chumbo(II).
- Hidróxido de zinco.
- Hidróxido de alumínio.

d) Hidróxido de potássio.

e) Hidróxido de magnésio.

12. Amônia é o nome da substância de fórmula molecular NH_3 , e amônio, o nome do cátion formado quando a amônia recebe um próton (H^+). Apesar da similaridade de seus nomes, essas espécies químicas são diferentes. Construa a fórmula estrutural da amônia e do cátion amônio.

13. A ingestão de hidróxido de sódio pode causar danos graves e irreversíveis a todo o sistema gastrointestinal e a toda mucosa com a qual entra em contato, incluindo a corrosão das pregas vocais. O hidróxido de magnésio, por sua vez, é usado como antiácido. Como se explica essa diferença de propriedades entre esses dois hidróxidos?

14. O azul de bromotimol é um indicador ácido-base utilizado em laboratórios e no controle do pH da água de aquários. Quando adicionado ao vinagre (solução aquosa de ácido acético), sua coloração muda para o amarelo, e fica azul quando em contato com solução aquosa de soda cáustica (hidróxido de sódio). Se você usar um canudo para soprar dentro de uma solução contendo água e azul de bromotimol, a coloração mudará do azul para o amarelo. Essas observações lhe permitem concluir que:

- no "ar" expirado há um gás que, ao reagir com a água, produz íons H^+ .
- no "ar" expirado há muito cloreto de hidrogênio gasoso, responsável pelo caráter ácido.
- o "ar" expirado tem caráter básico.
- o "ar" expirado contém amônia, responsável pela mudança de cor do azul de bromotimol.

15. Os indicadores ácido-base são substâncias que, adicionadas a uma solução aquosa, assumem uma coloração de acordo com o nível de alcalinidade ou acidez do meio. Na tabela abaixo constam alguns indicadores ácido-base de um laboratório.

Indicador ácido-base	Cor em relação ao meio	
amarelo de alizarina	amarelo em $\text{pH} \leq 10$ marrom em $\text{pH} \geq 12$	bege em pH de 10-12
azul de bromotimol	amarelo em $\text{pH} \leq 6$ azul em $\text{pH} \geq 7$	verde em pH de 6-7
fenolftaleína	incolore em $\text{pH} \leq 8,2$ vermelho em $\text{pH} \geq 10$	rosa em pH de 8,2-10
alaranjado de metila	vermelho em $\text{pH} \leq 2,9$ amarelo em $\text{pH} \geq 4$	laranja em pH de 2,9-4
verde de bromocresol	amarelo em $\text{pH} \leq 3,8$ azul em $\text{pH} \geq 5,4$	verde em pH de 3,8-5,4

Qual dos indicadores acima você escolheria para identificar a água destilada? Justifique.

Dado: A água destilada é de caráter neutro.

Sais

O termo **sal** é geralmente associado ao principal constituinte do sal de cozinha, o cloreto de sódio, NaCl . Entretanto, há uma grande variedade de sais na natureza e outros tantos que podem ser sintetizados. Calcário, gesso e talco são exemplos de materiais que apresentam sais em sua composição. Os sais, assim como os ácidos e as bases, constituem uma importante classe de compostos da Química inorgânica.



Rubens Chaves/Pulsar Imagens

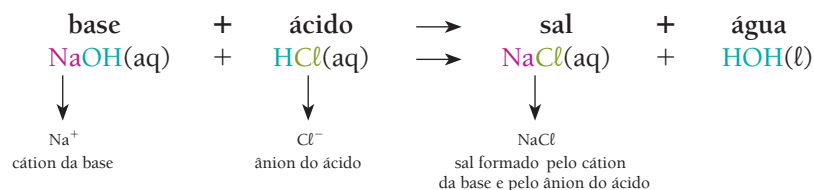
Estalactites são estruturas constituídas de carbonato de cálcio – substância que pertence à classe dos sais e que também está presente no mármore, nas conchas e nos corais. Gruta do Maquiné, em Cordisburgo (MG). Foto de 2014.

O que são sais?

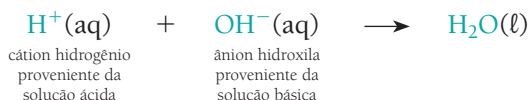
Sais são substâncias iônicas que podem ser obtidas por meio de reações químicas entre ácidos e bases, chamadas de reações de **neutralização**.

Quando quantidades adequadas de soluções aquosas de ácido clorídrico, HCl , e de hidróxido de sódio, NaOH , são misturadas, ocorrem mudanças nas propriedades iniciais dessas soluções. Depois da neutralização, a solução final não será ácida nem básica. Os íons $\text{H}^+(\text{aq})$ da solução ácida são neutralizados pelos íons $\text{OH}^-(\text{aq})$ da solução básica, produzindo água. Em solução permanecem os íons $\text{Na}^+(\text{aq})$ e $\text{Cl}^-(\text{aq})$. Se toda a água do sistema for evaporada, será obtido o sal NaCl , cloreto de sódio, formado pelo cátion derivado da base e pelo ânion derivado do ácido.

A reação entre o hidróxido de sódio e o ácido clorídrico pode ser representada pela seguinte equação:



O processo global pode ser representado pela equação abaixo.



QUÍMICA E BIOLOGIA

Recifes de corais

Os recifes de corais são estruturas constituídas pelo sal carbonato de cálcio, CaCO_3 , que é produzido por pequenos animais de corpo mole, chamados “pólipos”, os quais constroem uma espécie de carapaça calcária onde se alojam. Esses animais formam colônias – resultado do agrupamento de bilhões de pólipos. Junto a eles, uma minúscula alga chamada **zooxantela** é responsável pela característica típica dos corais: a diversidade de cores. Quando os pólipos morrem, outros crescem por cima dos esqueletos de calcário.

Um fenômeno recente tem ocorrido nas regiões de recifes da Terra: o branqueamento dos corais. Trata-se basicamente da “perda” dos organismos fotossimbiontes (zooxantelas) presentes nos corais, de forma que os recifes passam a exibir apenas o seu esqueleto branco.

Estudos recentes indicam que o aumento da temperatura da água do mar seria o causador primário do branqueamento em larga escala e, secundariamente, o aumento da incidência de radiação UV (ultravioleta). Isso levou à hipótese de que os recifes de corais seriam particularmente sensíveis e vulneráveis ao aquecimento global.



Lúcio Távora/Ag. A Tarde/Futura Press

Banco de recife nativo na localidade da Baía de Todos-os-Santos (BA). Foto de 2013.

Reação de neutralização

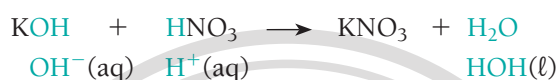
Neutralização total

O suco de limão apresenta pH aproximadamente igual a 3. Quanto mais verde o limão, maior sua acidez e mais baixo o seu pH. Já um filtrado de leite de magnésia apresenta pH aproximadamente igual a 10. Quanto mais alto o pH, maior a alcalinidade do meio.

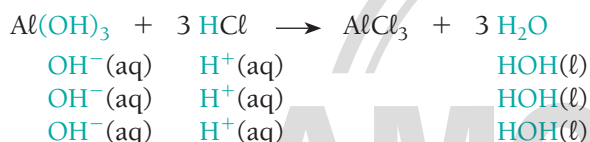
Se ao suco de limão (solução ácida que contém ácidos, como o cítrico) for adicionado, gota a gota, o filtrado de leite de magnésia (solução básica), o valor do pH do meio subirá progressivamente. Diz-se que o ácido cítrico do suco de limão está sendo neutralizado pelo hidróxido de magnésio do leite de magnésia.

A neutralização total ocorre quando todos os átomos de hidrogênio ionizáveis provenientes do ácido são neutralizados por todos os ânions hidróxido provenientes da base, produzindo água e um sal. Observe os exemplos a seguir.

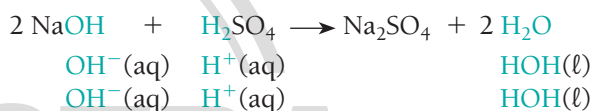
Exemplo 1



Exemplo 2



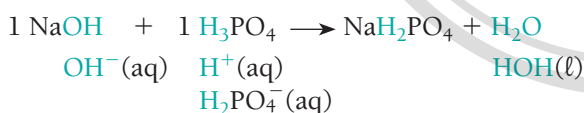
Exemplo 3



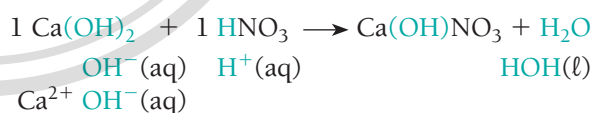
Neutralização parcial

A neutralização parcial ocorre quando nem todos os átomos de hidrogênio ionizáveis do ácido ou nem todas as hidroxilas da base são neutralizados.

Exemplo 1



Exemplo 2



Importante

Na fórmula de qualquer substância deve existir igualdade entre o número de cargas positivas e negativas.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

16. O ácido fosfórico (H_3PO_4) é utilizado, em pequenas quantidades, como acidulante em refrigerantes.

- Equacione a reação de neutralização total do H_3PO_4 com solução aquosa de hidróxido de potássio (KOH).
- Equacione as reações de neutralização parcial do H_3PO_4 com solução aquosa de KOH.

Resolução

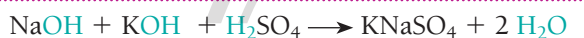
- $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 3 \text{KOH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{K}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- $1 \text{KOH} + 1 \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{KOH} + 1 \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Classificação dos sais

Os sais podem ser classificados de acordo com alguns critérios, que se relacionam com sua composição ou com as propriedades que apresentam.

Quanto à natureza dos íons presentes

- **Sais normais:** apresentam um único tipo de cátion e um único tipo de ânion. Podem ser obtidos pela neutralização total de ácidos e bases. Exemplos: Na_2SO_4 , KCl , CaCO_3 , NH_4NO_3 .
- **Hidrogenossais:** contam com um ou mais átomos de hidrogênio ionizáveis. Podem ser obtidos pela reação de neutralização parcial de um ácido poliprótico (ácido que apresenta dois ou mais átomos de hidrogênio ionizáveis por molécula) por uma base. Exemplos: NaHCO_3 , NaHSO_4 , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 .
- **Hidroxissais:** possuem um ou mais íons hidróxido e podem ser obtidos pela reação de neutralização parcial de uma polibase (dois ou mais OH^-) por um ácido. Exemplos: Ca(OH)Cl , $\text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3$, Al(OH)Cl_2 , $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$.
- **Sais duplos ou mistos:** apresentam dois tipos de cátion ou dois tipos de ânion. Podem ser obtidos pela reação de neutralização total de uma base por dois ácidos ou de um ácido por duas bases. Exemplos: KNaSO_4 e $\text{Ca(NO}_3)_2\text{Br}$.

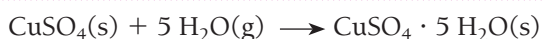


Quanto à presença de água

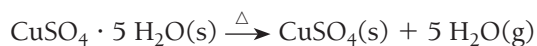
- **Sais hidratados:** apresentam água em sua estrutura cristalina. Exemplos: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.
- **Sais anidros:** não há água em sua estrutura cristalina. Exemplos: CuSO_4 , CaCl_2 .

Alguns sais anidros são usados como agentes secantes. Ao absorver a umidade de um ambiente, eles evitam o aparecimento de bolor, por exemplo. É comum colocar, em equipamentos elétricos novos, um pequeno saco poroso contendo uma dessas substâncias. Esse é um recurso usado para retirar a umidade do meio, que pode oxidar peças metálicas e danificar o equipamento.

Observe a equação da reação de hidratação do sulfato de cobre anidro.



Aquecendo-se o sal hidratado, ele volta a se tornar anidro.



Quanto à solubilidade em água

A solubilidade de um sal em água depende da intensidade das interações entre os íons do sal e as moléculas de água e da temperatura. A tabela do capítulo 10, página 181, indica os sais que são solúveis e os que são pouco solúveis em água à temperatura ambiente.

Exemplos: CaCO_3 e CaSO_4 são pouco solúveis; MgCl_2 e Na_2S são solúveis.

QUÍMICA E BIOLOGIA

Soro caseiro: uma terapia para evitar uma desidratação grave

[...] A desidratação é fruto não somente da falta de água em nosso organismo, mas também da carência de sais minerais. É assim que conseguimos manter nossa temperatura ideal em torno dos 37°C , importante para o bom funcionamento de todas as reações químicas que ocorrem no nosso corpo. [...] Estamos sujeitos à desidratação quando há excesso de calor e não há reposição adequada de água e sais eliminados por parte do corpo. Também [podem causar] desidratação a diminuição do consumo de líquidos, a existência de febre, diarreia ou vômito e o uso de medicamentos diuréticos. No verão, há um aumento natural do suor [...]. Entretanto isso tem um custo: eliminamos líquidos e sais minerais, além, é claro, de perdermos calor. [...] Quando você sentir boca e pele secas, olhos fundos, coração acelerado, irritação e pouco líquido ao urinar, atenção! Você pode estar desidratado. Procure beber água e repor os sais. Em casos graves, é importante procurar a unidade de saúde mais próxima.

Você sabia que “sentir sede” já é um indício de uma desidratação leve?

DRUMOND, P. R. Ciência para todos. Disponível em: <https://www.ufmg.br/cienciaparatosos/wp-content/uploads/2012/08/e5_35-quesede.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2016.

Nomenclatura e fórmulas dos sais

A nomenclatura dos sais obedece à seguinte estrutura:



O nome e a fórmula de cátions e ânions podem ser obtidos por meio de tabelas como as que estão presentes neste capítulo.

Lembre-se de que toda substância é eletricamente neutra e, portanto, as fórmulas dos sais devem mostrar igualdade de cargas positivas e negativas.

Exemplos

Nome e fórmula do cátion: amônio e NH_4^+ } $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Nome e fórmula do ânion: sulfato e SO_4^{2-} } sulfato de amônio

Nome e fórmula do cátion: cálcio e Ca^{2+} } CaCO_3
Nome e fórmula do ânion: carbonato e CO_3^{2-} } carbonato de cálcio

Nome e fórmula do cátion: sódio e Na^+ } NaHCO_3
Nome e fórmula do ânion: hidrogenocarbonato e HCO_3^- } hidrogenocarbonato de sódio

Para os sais duplos é necessário indicar o nome dos dois cátions ou dos dois ânions:

Exemplos

Nomes e fórmulas dos cátions: sódio e Na^+ ; potássio e K^+ } NaKSO_4
Nome e fórmula do ânion: sulfato e SO_4^{2-} } sulfato de sódio e potássio

Nome e fórmula do cátion: cálcio e Ca^{2+} } CaClNO_3
Nomes e fórmulas dos ânions: cloreto e Cl^- ; nitrato e NO_3^- } cloreto nitrato de cálcio

A nomenclatura dos hidroxissais segue a regra abaixo:



Exemplo

Nome e fórmula do cátion: alumínio e Al^{3+} } $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
Nome e fórmula do ânion: nitrato e NO_3^- } di-hidroxinitrato de alumínio
Quantidade de íons hidroxila (OH^-): 2

SAIBA MAIS

Hidrólise de sais

Entre as substâncias químicas que agem como antiácidos estão o hidróxido de magnésio, o hidróxido de alumínio e o bicarbonato de sódio. As duas primeiras são eficientes na neutralização de ácidos porque são bases. Estranha-se, a princípio, que um sal, como o bicarbonato de sódio, exiba um comportamento que é típico de bases.

Na verdade, quando se dissolve um sal em água, o meio pode ficar ácido, básico ou neutro. Acidez ou alcalinidade são consequência de uma reação com a água denominada **hidrólise**.

O bicarbonato de sódio, NaHCO_3 , é um sal derivado de base forte (NaOH) e ácido fraco (H_2CO_3). Na dissolução em água prevalece o caráter do mais forte: o meio se torna básico.

O sulfato de alumínio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, é um sal de base fraca [$\text{Al}(\text{OH})_3$] e ácido forte (H_2SO_4). Uma solução aquosa desse sal constitui, portanto, um meio ácido.

Os sais derivados de ácido forte e base forte não sofrem hidrólise, e suas soluções aquosas devem ser praticamente neutras.

Aspecto de comprimido de antiácido no momento em que é adicionado a um copo contendo água.



coco/Ima/Stock/Getty Images

Sais e algumas aplicações

Cloreto de sódio, NaCl

O cloreto de sódio, principal constituinte do sal de cozinha, tem várias aplicações além de seu uso culinário. Esse sal é usado na conservação de carne, na produção do soro fisiológico e do soro caseiro, na obtenção de soda cáustica, NaOH, gás cloro, Cl₂, e hipoclorito de sódio, NaClO. Ele pode ser obtido por cristalização a partir da água do mar nas salinas ou retirado de depósitos de sal-gema.



Área de extração manual de cloreto de sódio em Araruama (RJ). Foto de 2013.

Carbonato de cálcio, CaCO₃

O carbonato de cálcio – sólido branco – é o principal constituinte do calcário e do mármore. Também está presente nas conchas, nos recifes de corais e nas cascas de ovos, nas estalactites e estalagmites. Ao ser aquecido, sofre decomposição, produzindo cal, CaO, matéria-prima para a produção de cimento.



Área de extração de calcário no Morro Cabeça do Tempo (PI). Foto de 2014.

Carbonato de sódio, Na₂CO₃

Também conhecido por **barrilha** ou **soda**, é amplamente utilizado na produção de sabão e detergente, de papel e celulose, de vidro, nas indústrias têxteis e siderúrgicas.

Nitrato de sódio, NaNO₃

Esse sal é usado na indústria de fertilizantes, de explosivos e na fabricação de nitrato de potássio. Tanto o nitrato de sódio como o de potássio são empregados como conservantes de carnes enlatadas ou defumadas. Como é encontrado em grandes depósitos naturais nos desertos chilenos, é conhecido por **salitre do Chile**.



Coleta e transporte do salitre do Chile. Altiplano, Bolívia. Foto de 2015.

Hidrogenocarbonato de sódio, NaHCO₃

Conhecido também por bicarbonato de sódio, esse sal é usado principalmente como fermento químico no preparo de bolos e biscoitos, bem como no tratamento da lã e da seda.

Sulfato de cálcio, CaSO₄

O sulfato de cálcio anidro é matéria-prima na fabricação do giz. Na forma hidratada, é conhecido por **gesso**, usado na construção civil e em ortopedia para imobilização. Esse sal é empregado na produção de certos tipos de tintas.

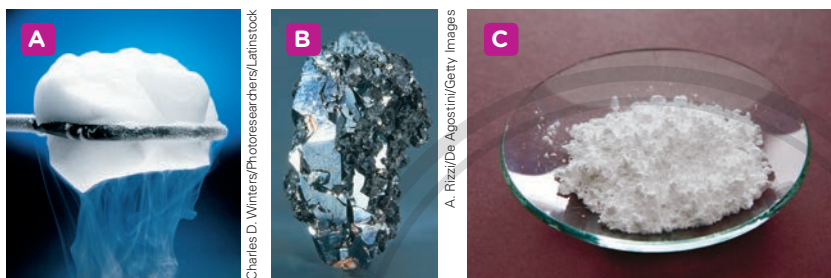
Sulfato de alumínio, Al₂(SO₄)₃

É empregado no tratamento de água no processo de floculação. Quando o sulfato de alumínio se encontra em meio aquoso alcalino, há formação de hidróxido de alumínio na forma de flocos, que se sedimentam, arrastando as partículas em suspensão na água e isentando-a das impurezas sólidas.

Óxidos

Óxidos são substâncias formadas geralmente pelo oxigênio e outro elemento qualquer, com exceção do flúor (único elemento mais eletronegativo que o oxigênio). Pelo fato de o gás oxigênio reagir com a maioria dos elementos químicos e estar disponível na atmosfera em grande quantidade, há uma enorme variedade de óxidos presentes no nosso cotidiano: gás carbônico, CO_2 , cal, CaO , e vários minerais, como a hematita (mineral que contém Fe_2O_3), a bauxita (mineral que contém Al_2O_3), a piro lusita (mineral que contém MnO_2) e o quartzo (mineral constituído por SiO_2), que apresentam óxidos em sua composição.

Com base nesses exemplos, nota-se que há **óxidos iônicos**, formados por elemento metálico ligado ao oxigênio; **óxidos moleculares** e **óxidos de rede covalente**, estes últimos constituídos de elemento não metálico combinado ao oxigênio. Nos óxidos, o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.



O gelo-seco (A), a hematita (B) e a cal (C) são exemplos de materiais formados por óxidos.

Nomenclatura dos óxidos

Os óxidos formados por metal geralmente são iônicos, apresentam o oxigênio com carga elétrica $2- e$, usualmente, seguem a regra de nomenclatura abaixo:

óxido de _____
nome do cátion

Exemplos

Na_2O : óxido de **sódio**

CaO : óxido de **cálcio**, cal virgem ou cal viva

Fe_2O_3 : óxido de **ferro(III)**

Os óxidos formados por elementos não metálicos ou são moleculares ou são de rede covalente, e o número de átomos de oxigênio e do outro elemento presentes na fórmula é indicado por prefixos numéricos em sua nomenclatura.

_____ óxido de _____
mono, di, tri, tetra (indica a quantidade de átomos de oxigênio) mono, di, tri, tetra (indica a quantidade de átomos do outro elemento) seguido do nome do elemento ligado ao oxigênio

Exemplos

CO : **mon**óxido de **carbono**

CO_2 : **di**óxido de **carbono**

NO : **mon**óxido de **mononitrogênio**

SiO_2 : **di**óxido de **silício**

N_2O : **mon**óxido de **dinitrogênio**

NO_2 : **di**óxido de **mononitrogênio**

N_2O_5 : **pent**óxido de **dinitrogênio**

Observação

Os óxidos metálicos também podem seguir essa nomenclatura.

Exemplos

Dióxido de chumbo – PbO_2 –, trióxido de ferro – Fe_2O_3 – e dióxido de manganês – MnO_2 .

SAIBA MAIS

Substâncias minerais no cotidiano dos povos indígenas

As comunidades indígenas usam substâncias minerais em diversas situações. Argilas de composições diversas, principalmente as constituídas por silicatos de alumínio e que contêm teores de outros íons metálicos, como ferro, cálcio e potássio, são usadas na produção de utensílios cerâmicos. Alguns objetos utilizados na caça e pesca, como machadinhas e pontas de lança, são feitos com sílex, rocha dura e resistente formada principalmente por sílica (SiO_2).

A ornamentação corporal tem um destaque especial entre as manifestações estéticas indígenas, tanto pelas suas elaborações quanto pelos seus aspectos simbólicos. A pintura corporal é feita com pigmentos naturais, como a limonita (óxidos de ferro hidratados de coloração vermelho-ocre) e a piro lusita (óxido de manganês de cor preta), além de corantes extraídos de frutos e sementes.



Pintura facial usada pelos caiapós.

Segundo o antropólogo Gustaaf Verswijver, os caiapós usam basicamente três cores para a pintura corporal: o preto, o branco e o vermelho.

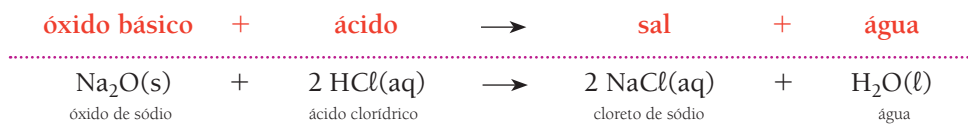
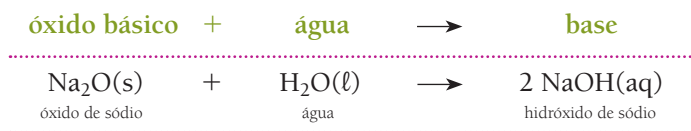
O preto é preparado pela mistura de carvão, água e suco da fruta jenipapo. O pigmento vermelho é preparado a partir de sementes secas de urucum misturadas com água e óleo de palmeira. A cor branca é obtida da mistura de argila com determinada quantidade de água.

Classificação dos óxidos

Óxidos básicos

Esses óxidos reagem com a água, formando íons OH^- , e com ácidos, formando sal e água.

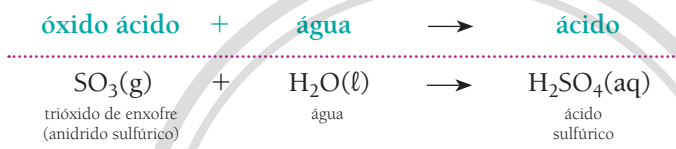
Exemplos



Óxidos ácidos

Eles reagem com a água, formando ácidos, e com soluções básicas, formando sal e água.

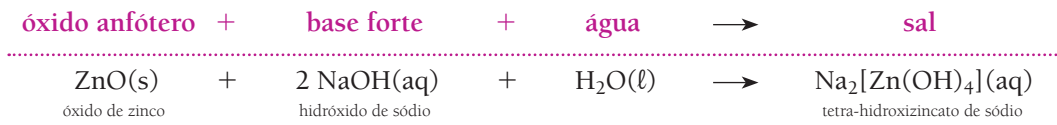
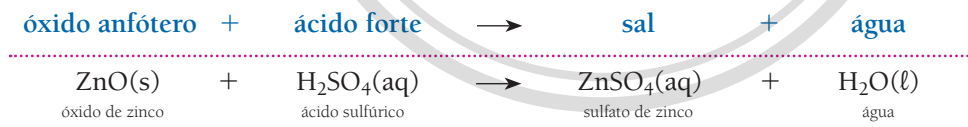
Exemplos



Óxidos anfóteros

Esses óxidos geralmente são sólidos iônicos pouco solúveis em água que reagem tanto com ácidos fortes como com bases fortes.

Exemplos



Os óxidos anfóteros mais comuns são os de zinco e de alumínio. Entretanto, há outros formados por metais: SnO e SnO_2 ; PbO e PbO_2 ; Sb_2O_3 e Sb_2O_5 ; e por ametais: As_2O_3 e As_2O_5 .

Peróxidos

São compostos que contêm o grupo $-\text{O}-\text{O}-$. Os mais comuns são os peróxidos de metais alcalinos e alcalinoterrosos e, principalmente, o peróxido de hidrogênio (H_2O_2).

O **peróxido de hidrogênio**, $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$, é molecular e líquido em condições ambientes. Em solução aquosa é vendido em farmácias como **água oxigenada**.

Os peróxidos **alcalinos** e **alcalinoterrosos** são sólidos iônicos que apresentam o ânion peróxido, $(\text{O}-\text{O})^{2-}$ ou O_2^{2-} , e caráter básico.

Exemplos

K_2O_2 (peróxido de potássio), CaO_2 (peróxido de cálcio) e Na_2O_2 , (peróxido de sódio).

Alguns óxidos importantes

Óxido de cálcio, CaO

O óxido de cálcio, também chamado de cal, cal virgem ou cal viva, é um sólido branco obtido a partir da decomposição térmica do calcário, CaCO_3 .

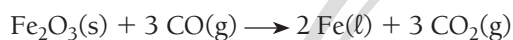
Ao reagir com a água, obtém-se hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2 , chamado de cal extinta ou cal apagada.

A cal é amplamente utilizada na construção civil, na agricultura e no tratamento de água e esgotos.

Devido à reação intensa da cal virgem com a água, a cal causa irritação quando entra em contato com a pele ou os olhos. A inalação pode causar tosse, espirros, náuseas, vômitos e dificultar a respiração.

Monóxido de carbono, CO

O monóxido de carbono é o gás usado nas siderúrgicas para reduzir o óxido de ferro(III), presente na hematita (um dos mais importantes minérios de ferro), a ferro metálico.



É um gás extremamente tóxico. A exposição a ele provoca vários sintomas, os quais dependem da quantidade de CO no sangue: dor de cabeça, problemas de visão, redução da capacidade de trabalho e até mesmo morte. A poluição atmosférica e o fumo passivo e ativo são exemplos de exposição ao monóxido de carbono.

Dióxido de carbono, CO₂

O dióxido de carbono, também conhecido por gás carbônico, é essencial para os seres vivos, pois participa da fotossíntese – processo pelo qual a energia solar é transformada em energia química por intermédio de organismos fotossintetizantes. Essa energia é repassada aos outros seres vivos através da cadeia alimentar. Por outro lado, plantas e animais restituem dióxido de carbono para a atmosfera por meio da respiração.

Quando sólido (abaixo de -78°C a 1 atm), é chamado de **gelo-seco**, muito usado na armazenagem de produtos perecíveis sob temperatura muito baixa.

Dióxido de silício, SiO₂

O SiO_2 , também chamado de **silica**, é o óxido mais abundante da crosta terrestre. Ele constitui o principal componente da areia e é matéria-prima essencial na produção do vidro. É muito utilizado na construção civil, na indústria de refratários e de fundição. Esse dióxido também é encontrado em pastas de dentes e em pesticidas.

Pode ser encontrado em diversas formas cristalinas, como o quartzo puro, o topázio e a ametista. Trata-se de um óxido cuja estrutura é de rede covalente.

Poluição atmosférica e óxidos

Efeito estufa e aquecimento global

O efeito estufa é um processo natural que ocorre quando uma parte da radiação solar refletida pela superfície da Terra é absorvida por alguns gases presentes na atmosfera, chamados de **gases de efeito estufa**. Assim, o calor fica retido na atmosfera terrestre e é esse fenômeno que mantém o planeta aquecido e possibilita a vida. O aumento da concentração de gases-estufa, entretanto, provoca maior retenção de calor, gerando o aquecimento global.

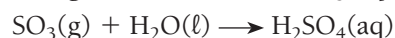
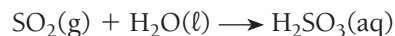
O CO_2 é um gás de efeito estufa, e o aumento de sua concentração implica aumento de temperatura. Esse gás é formado, principalmente, pela **queima de combustíveis fósseis e queimadas de florestas**.

Metano, CH_4 , monóxido de dinitrogênio, N_2O , e clorofluorocarbonetos (CFCs) são outros gases de efeito estufa. A concentração de metano – que tem poder estufa muito superior ao do gás carbônico – vem crescendo de forma alarmante. Esse gás é formado pela decomposição de matéria orgânica em ambientes pouco oxigenados, como em plantações de arroz em terrenos inundados, e em intestinos de animais ruminantes.

Chuva ácida

As **chuvas normais** são naturalmente ácidas pela presença na atmosfera de dióxido de carbono, CO_2 , que, ao se dissolver na água, forma o ácido carbônico, H_2CO_3 . Embora fraco, esse ácido faz o pH da água da chuva normal aproximar-se de 5,6.

A **chuva ácida** apresenta pH inferior a 5,6 devido à presença de poluentes na atmosfera, principalmente óxidos de enxofre e de nitrogênio. A **queima de carvão** e de **combustíveis fósseis** é a maior fonte desses óxidos. A dissolução desses óxidos na água da chuva implica a formação dos ácidos sulfuroso, H_2SO_3 , sulfúrico, H_2SO_4 , nítrico, HNO_2 , e nítrico, HNO_3 .



A chuva ácida provoca sérios prejuízos.

- O solo torna-se improdutivo e a vegetação fica enfraquecida devido à dissolução e ao arraste de nutrientes do solo. Cátions metálicos como o Al^{3+} são liberados pela ação da chuva ácida, comprometendo o ecossistema e toda a cadeia alimentar envolvida.
- Monumentos históricos feitos com calcário, cimento, mármore, metais e outros materiais têm sido destruídos pela chuva ácida, que também contribui para a corrosão de materiais usados na construção de casas, edifícios, pontes, etc.

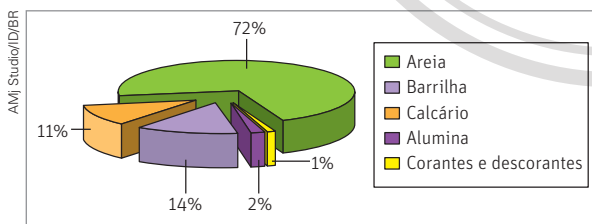
17. Por volta de 1860, na Bélgica, os irmãos Ernest e Alfred Solvay sintetizaram carbonato de sódio a partir de cloreto de sódio, carbonato de cálcio e gás amoníaco (NH_3). Em uma primeira etapa, obtiveram bicarbonato de sódio, que, depois, era aquecido e transformado em carbonato de sódio.

No texto, foram citados vários sais. Identifique-os e dê suas respectivas fórmulas.

18. O uso de aditivos é uma prática comum na conservação de alimentos. O nitrato de potássio é utilizado pelas indústrias de alimentos que produzem salchichas, linguiças, salames e carnes defumadas em geral, pois inibe a proliferação da bactéria que causa o botulismo, uma grave intoxicação alimentar. Porém, o consumo frequente desses produtos pode ser prejudicial à saúde.

Os sulfitos de sódio, potássio e cálcio também são utilizados devido ao efeito sobre bactérias, bolores e leveduras e na inibição de reações de escurecimento durante processamento e estocagem.

- Sabendo que a fórmula do ácido nítrico é HNO_3 e que o potássio é um metal alcalino, indique a fórmula do nitrato de potássio.
 - Qual é a fórmula do ácido associado ao íon sulfito?
 - Indique as fórmulas dos sulfitos de sódio, potássio e cálcio.
19. O vidro é feito de uma mistura de matérias-primas naturais, principalmente de areia (dióxido de silício), barrilha (carbonato de sódio), calcário (carbonato de cálcio) e outros materiais em menor proporção (óxidos de magnésio e de alumínio, corantes e descolorantes). Veja a composição do vidro no gráfico abaixo.



- Classifique o óxido de magnésio de acordo com seu caráter ácido, básico ou anfótero e equacione a reação desse óxido com a água.
- O óxido de alumínio é um anfótero, isto é, pode reagir tanto com ácidos fortes como com bases fortes. Equacione a reação desse óxido com ácido nítrico e dê o nome dos produtos formados.

O texto a seguir refere-se às questões de 20 a 22.

A partir de 2013, vários postos de gasolina passaram a comercializar o Diesel S-10 em substituição ao Diesel S-500. A sigla indica que o novo *diesel* contém 10 partes por milhão de enxofre (S), o que equivale a dizer que há um teor máximo de enxofre de 10 mili-

gramas para cada 1 000 000 de miligramas do óleo *diesel*. Menos poluente, o uso de S-10 recebe 5% de adição de biodiesel, de origem vegetal, e é obrigatório em ônibus de linhas municipais e intermunicipais.

20. Durante a combustão do óleo *diesel*, há a formação de diversas substâncias, que são emitidas através dos escapamentos. Quanto maior a quantidade de enxofre presente no combustível, maior será a quantidade de óxidos de enxofre formada na combustão. O dióxido de enxofre, após ser liberado do escapamento, pode reagir com oxigênio produzindo o trióxido de enxofre. Esses óxidos são tóxicos, e o contato com pequenas quantidades pode causar irritação nos olhos, nas vias respiratórias e na pele. Além disso, contribuem para a formação da chuva ácida. Represente a equação da reação entre cada um desses óxidos com a água.

21. O que significa a sigla S-500? Por que o *diesel* S-500 é bem mais poluente que o *diesel* S-10?

22. Além de óxidos de enxofre, a combustão de óleo *diesel* produz gás carbônico, monóxido de carbono, material particulado (fuligem) e óxidos de nitrogênio. O monóxido de nitrogênio (NO) vai para a atmosfera e reage com o oxigênio do ar atmosférico e se transforma em dióxido de nitrogênio (NO_2). Este último reage com água, contribuindo para o aumento da acidez da água da chuva, pois nessa reação ocorre a formação de ácido nítrico e ácido nitroso.

- Equacione a reação entre o dióxido de nitrogênio e a água.
- Vimos que os principais poluentes responsáveis pela alteração do pH da água da chuva são os óxidos de enxofre e óxidos de nitrogênio. Qual a classificação desses óxidos e como o caráter ácido ou básico desses óxidos pode ser verificado em laboratório?

23. Após a combustão de alguns materiais, obtêm-se as cinzas, que são constituídas por diversas substâncias, entre elas, alguns óxidos: Al_2O_3 , CaO , Fe_2O_3 , MgO , MnO , P_2O_5 , K_2O e SiO_2 .

- Escolha um óxido ácido, dê o nome dele e equacione sua reação com a água.
- Equacione a reação do K_2O com solução de ácido clorídrico.

24. Ao se realizar a reação de neutralização total entre soluções aquosas de ácido clorídrico e hidróxido de sódio, a solução resultante é condutora de eletricidade. Porém, a mistura de quantidades adequadas de soluções de ácido sulfúrico e hidróxido de bário com neutralização total resulta em um sistema que é péssimo condutor de eletricidade. Como se explica essa diferença de condutividade dos sais formados?

Atividade experimental

A chuva ácida

Objetivo

Entender e reproduzir a chuva ácida em pequena escala.

Material

- forma de gelo, de preferência com as cavidades bem pequenas
- repolho roxo
- álcool
- água de chuva fresca
- almofariz e pistilo (pode ser usado socador de alho)
- conta-gotas
- enxofre
- cadinho (pode ser substituído por prato ou recipiente fundo de cerâmica)
- palitos de fósforo
- espátula ou colher de café metálica
- tubo de ensaio de 10 mL

Procedimento

1. Prepare o extrato de repolho roxo usando o almofariz, o pistilo e o álcool e macerando as folhas de repolho picadas.
2. Faça um teste colocando 2 gotas do extrato em um tubo de ensaio sobre, aproximadamente, 2 mL de água de chuva (o equivalente a 40 gotas). Observe a cor e armazene a solução até o final do experimento.
3. Coloque o extrato nas cavidades da forma de gelo.
4. Posicionando-se em um dos cantos da forma, sobre várias vezes sobre o líquido até observar alguma alteração na coloração do extrato.
5. Anote, lave a forma e repita o procedimento 3.
6. Coloque uma pequena quantidade (cerca de 1 g) de enxofre em pó em uma espátula ou colher de café metálica.
7. Seu professor deve colocar a espátula sob a chama de um palito de fósforo (que aquece o metal) e, em seguida, depositar imediatamente o pó de enxofre dentro do cadinho.
8. Coloque a forma com os extratos de repolho roxo ao lado do cadinho e abane a fumaça de modo que ela entre em contato com os extratos. Observe e anote.

Fonte de pesquisa: Estudando o equilíbrio ácido-base. Revista *Química Nova na Escola*, n. 1, maio 1995. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/exper1.pdf>>. Acesso em: 8 mar. 2016.

Equipamentos de segurança

Óculos de segurança e avental de algodão com mangas compridas.



Extrato de repolho roxo com diferentes pH.

Resíduos

Se sobrar enxofre sem queimar, guarde-o em outro recipiente.

Análise e discuta

1. O extrato de repolho roxo pode apresentar diferentes cores em diferentes meios. Naqueles fortemente ácidos, ele se torna vermelho e, à medida que o pH aumenta, aproximando-se do valor 7, ele vai se tornando rosa até chegar a roxo. Utilize essa propriedade do repolho roxo para explicar as alterações observadas ao soprar sobre a forma e ao abanar a fumaça do enxofre que estava queimando no cadinho.
2. O que o teste da água de chuva permite verificar? Com qual das situações descritas na questão anterior ele mais se assemelha?
3. Ao observar as cavidades da forma de gelo, é possível notar alguma diferença comparando-se a cavidade mais próxima do sopro com a que está mais distante? Como isso pode ser explicado?
4. Diante do que foi estudado neste experimento, explique o significado da afirmação: “a chuva é naturalmente ácida”.

25. Relacione as fórmulas com as aplicações das substâncias a que elas se referem.

Substâncias	Aplicações
I. CaO	a. Sal insolúvel principal constituinte do mármore.
II. SO ₃	b. Hidróxido utilizado na produção de sabão.
III. NaOH	c. Peróxido utilizado na assepsia de ferimentos.
IV. H ₃ PO ₄	d. Acidulante de refrigerantes do tipo cola.
V. CaCO ₃	e. Óxido ácido que participa na produção de ácido sulfúrico.
VI. H ₂ O ₂	f. Óxido básico utilizado para corrigir a acidez do solo.

O texto a seguir refere-se às questões 26 e 27.

Naves espaciais tripuladas devem ser abastecidas de tudo aquilo de que os astronautas podem precisar durante a viagem, incluindo o ar que respiram. Em missões curtas, todo o oxigênio é armazenado e não precisa ser regenerado, mas o CO₂ deve ser removido.

26. A remoção do dióxido de carbono é feita por meio de uma reação com hidróxido de lítio. O interessante é que a água formada pode ser utilizada no sistema de refrigeração da nave.

- Equacione o processo de remoção do dióxido de carbono.
- Em missões realmente muito longas, como a permanência em estações espaciais, é preciso um aproveitamento total dos recursos da nave. O dióxido de carbono pode reagir com gás hidrogênio (H₂), produzindo água e carbono sólido (C). O carbono produzido é utilizado em filtros para remover os odores da cabine. Equacione a reação citada neste item.

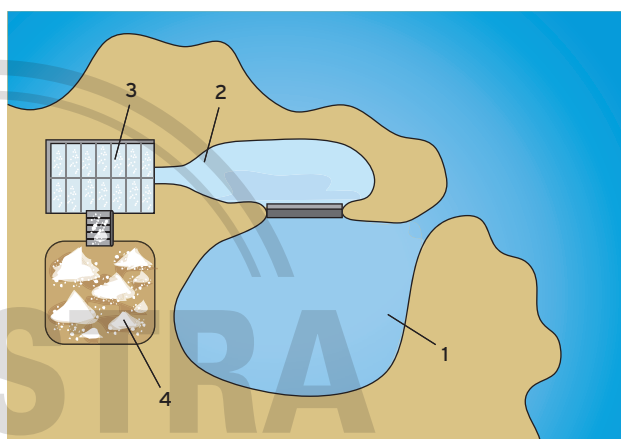
27. Em uma nave espacial, utiliza-se um combustível sólido formado por alumínio em pó (o combustível), perclorato de amônio (NH₄ClO₄) e óxido de ferro(III). Essas substâncias são misturadas a um material orgânico que é então injetado dentro dos tanques dos foguetes. Durante a decolagem de uma nave, a reação entre essas substâncias ocorre formando óxido de alumínio, cloreto de alumínio, água e monóxido de mononitrogênio.

Identifique os sais e os óxidos envolvidos nessa reação, indicando suas fórmulas.

28. Copie as equações a seguir em seu caderno e complete-as, respeitando os coeficientes fornecidos. A seguir, dê o nome e a classificação dos sais de acordo com a natureza dos íons presentes em sua estrutura.

- $1 \text{ HCl} + 1 \text{ Mg(OH)}_2 \rightarrow$
- $2 \text{ HCl} + 1 \text{ Mg(OH)}_2 \rightarrow$
- $1 \text{ H}_2\text{SO}_4 + 1 \text{ KOH} \rightarrow$
- $1 \text{ H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ KOH} \rightarrow$

29. O sal marinho é um sal constituído principalmente pelo cloreto de sódio (NaCl). A obtenção do sal marinho ocorre por meio da evaporação da água do mar, e o processo de extração divide-se, ao menos, em 4 etapas: aumento da quantidade de sal por volume de água, cristalização do sal marinho, coleta e lavagem. O esquema a seguir representa algumas dessas etapas.



- A água do mar é estocada e, por meio da exposição ao sol, o processo de evaporação da água é acelerado.
- Com o aumento da concentração do sal, a água do mar torna-se uma salmoura.
- Nos cristalizadores ocorre o processo de precipitação do sal marinho.
- O sal marinho é coletado, lavado e estocado em forma de montes.

Antes da distribuição do produto para consumo, é adicionado iodo ao sal marinho, de acordo com a legislação brasileira.

- Qual dos estados listados a seguir seria o mais indicado para produção do sal marinho? Justifique.

I. Paraná	III. Acre	V. Tocantins
II. Goiás	IV. Sergipe	
- Pesquise em revistas, sites e livros a importância do iodo no sal.

30. O aumento da concentração de dióxido de carbono na água do mar teria como possível consequência a crescente acidificação dessa água, ocasionando drásticas modificações nos ecossistemas marinhos. Equacione a reação que representa a reação entre dióxido de carbono e água e explique o efeito desse aumento na acidez sobre os corais e outros organismos marinhos que apresentam carbonato de cálcio em sua constituição.

O mar de amanhã com as mudanças climáticas de hoje

As mudanças climáticas, de acordo com o Painel Intergovernamental de Mudanças Climáticas (IPCC), referem-se a modificações que podem ser identificadas através de testes estatísticos ou outros métodos. Para o grupo, “mudanças” são o mesmo que “variações de propriedades que persistam por um período de tempo extenso (como décadas ou mais)”. Tais mudanças podem ser ocasionadas tanto por efeitos naturais quanto por atividades humanas que geram aumento do efeito estufa.

O efeito estufa possibilita a existência da vida [no] planeta tal como a conhecemos. A atmosfera, ao absorver e reemitir parte substancial da radiação infravermelha proveniente dos oceanos e da litosfera, regula as temperaturas superficiais e as mantém em valores apropriados à vida. O dióxido de carbono, entre os gases existentes na atmosfera, é o que mais contribui para o efeito estufa.

As atividades agrícolas e industriais, o desflorestamento e, principalmente, a queima de combustíveis fósseis aumentaram consideravelmente a produção de dióxido de carbono, de metano e de outros gases no último século. Esse aumento é considerado um dos principais fatores para o desencadeamento de mudanças climáticas induzidas pela intensificação do efeito estufa, conhecidas como aquecimento global.

O aquecimento global traz consequências e impactos para o clima e para os ecossistemas. O derretimento das calotas polares continentais e a resultante elevação do nível médio do mar, eventualmente, ocasionarão alagamentos e perdas de habitats marinhos e terrestres. Maiores temperaturas alteram a circulação da atmosfera e dos oceanos, aumentando o número, energia e distribuição geográfica de eventos extremos, como furacões.

[...] O excesso de dióxido de carbono se dissocia sob a forma de ácido carbônico, liberando íons H^+ e diminuindo o pH da água do mar. Essa acidificação, caso ocorra, poderá ter consequências ambientais que afetarão a vida marinha. Prejudicará os corais e algas que formam os recifes calcários e as florações em massa [de] cocolitoforídeos e foraminíferos [...]. Em casos mais extremos, poderá haver a dissolução do carbonato que forma os recifes calcários, as conchas de moluscos e as carapaças dos equinodermos.

CASTRO, B. M. et al. O mar de amanhã, com as mudanças climáticas de hoje. *Ciência e Cultura*, São Paulo, v. 62, n. 3, 2010. Disponível em: <http://cienciaecultura.bvs.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0009-67252010000300016>. Acesso em: 8 mar. 2016



Tartaruga se desloca em meio a peixes e recifes. Parque Nacional Komodo, na Indonésia. Foto de 2015.

Esses organismos são importantes para a biodiversidade e para o equilíbrio da teia alimentar marinha. O impacto sobre a diversidade e a teia alimentar dos oceanos poderá provocar queda drástica dos recursos pesqueiros já tão sobre-explorados pela pesca descontrolada e pelo impacto na zona costeira, sobretudo poluição química e perda de habitats devido a obras costeiras mal planejadas. [...] A redução de estoques pesqueiros causará forte impacto socioeconômico, provocando desemprego na indústria de pesca e má qualidade de vida para comunidades costeiras que, muitas vezes, dependem exclusivamente desses recursos como meio de subsistência. [...]

Tendências climáticas [...]

É provável que, no futuro, o aquecimento no Brasil seja menor do que na média global. [...] Há indicações, de modelos principalmente, mostrando que o aquecimento será maior sobre a floresta Amazônica e menos intenso sobre os estados litorâneos do Sudeste.

Mesmo que pequenas, as possíveis alterações de propriedades físicas nas águas superficiais próximas à costa brasileira poderão gerar fenômenos meteorológicos com grande potencial de destruição. [...] A diminuição da intensidade dos ventos no Hemisfério Sul, observada nos últimos 25 anos, possibilita o aumento da frequência de formação de tempestades tropicais, o estágio imediatamente anterior à caracterização de um sistema meteorológico como furacão, e de furacões.

PARA DISCUTIR

1. “Efeito estufa” é o mesmo que “aquecimento global”? Explique.
2. Procure saber se na região em que você mora há sinais de que estejam ocorrendo mudanças climáticas e eventos extremos. Compartilhe sua pesquisa com a classe.
3. O autor do texto afirma que, “em casos mais extremos, poderá haver a dissolução do carbonato que forma os recifes calcários, as conchas de moluscos e as carapaças dos equinodermos”. Equacione o processo de dissolução de carbonato de cálcio, principal constituinte de conchas e de recifes calcários, em meio ácido.

(Enem) De acordo com o texto abaixo, responda às duas próximas questões.

O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala adiante.

Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

Cor	vermelho	rosa	roxo	azul	verde	amarelo								
pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

Material	Cor
I. amoníaco	verde
II. leite de magnésia	azul
III. vinagre	vermelho
IV. leite de vaca	rosa

- 31.** Utilizando-se o indicador citado em sucos de abacaxi e de limão, podem-se esperar como resultado as cores:
- rosa ou amarelo.
 - vermelho ou roxo.
 - verde ou vermelho.
 - rosa ou vermelho.
 - roxo ou azul.
- 32.** De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:
- ácido / básico / básico / ácido.
 - ácido / básico / ácido / básico.
 - básico / ácido / básico / ácido.
 - ácido / ácido / básico / básico.
 - básico / básico / ácido / ácido.
- 33. (UnB-DF)** O processo de fabricação dos circuitos integrados impressos, usados na construção de micro-computadores, emprega o ácido sulfúrico de alta pureza. Sendo ele um ácido muito forte, o resíduo industrial do processo necessita ser tratado antes de ser lançado no meio ambiente. Com o auxílio do texto e considerando que o resíduo é, geralmente, tratado com hidróxido de sódio, julgue os itens adiante.
- (0) Na reação do ácido sulfúrico com o hidróxido de sódio, um dos produtos é o Na_2SO_4 .
 - (1) Se o resíduo industrial for lançado em um rio antes do tratamento com hidróxido de sódio, o pH das águas desse rio será aumentado.
 - (2) A reação entre o ácido sulfúrico e o hidróxido de sódio é conhecida como reação de neutralização.
 - (3) Ácido sulfúrico diluído é encontrado nas chuvas ácidas que ocorrem em polos industriais.
- Indique as alternativas verdadeiras (V) e falsas (F).

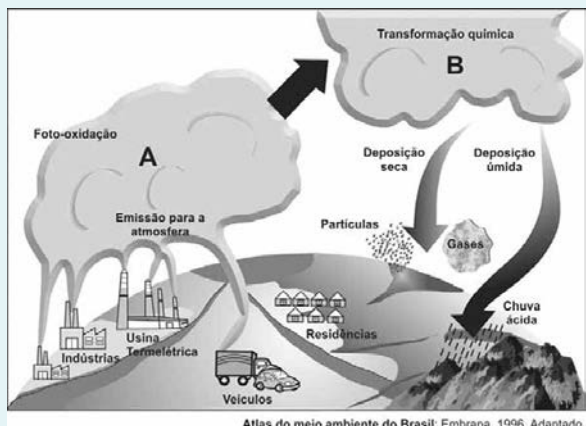
34. (Fuvest-SP) Em um laboratório químico, um estudante encontrou quatro frascos (1, 2, 3 e 4) contendo soluções aquosas incolores de sacarose, KCl , HCl e NaOH , não necessariamente nessa ordem. Para identificar essas soluções, fez alguns experimentos simples, cujos resultados são apresentados na tabela a seguir:

Frasco	Cor da solução após a adição de fenolftaleína	Condutibilidade elétrica	Reação com Mg(OH)_2
1	incolor	conduz	não
2	rosa	conduz	não
3	incolor	conduz	sim
4	incolor	não conduz	não

As soluções aquosas contidas nos frascos 1, 2, 3 e 4 são, respectivamente, de:

- HCl , NaOH , KCl e sacarose.
 - KCl , NaOH , HCl e sacarose.
 - HCl , sacarose, NaOH e KCl .
 - KCl , sacarose, HCl e NaOH .
 - NaOH , HCl , sacarose e KCl .
- 35. (Enem)** O mármore é um material empregado para revestimento de pisos e um de seus principais constituintes é o carbonato de cálcio. Na limpeza desses pisos com solução ácida, ocorre efervescência. Nessa efervescência o gás liberado é o:
- oxigênio.
 - hidrogênio.
 - cloro.
 - dióxido de carbono.
 - monóxido de carbono.
- 36. (Enem)** Ácido muriático (ou ácido clorídrico comercial) é bastante utilizado na limpeza pesada de pisos para remoção de resíduos de cimento, por exemplo. Sua aplicação em resíduos contendo quantidades apreciáveis de CaCO_3 resulta na liberação de um gás. Considerando a ampla utilização desse ácido por profissionais da área de limpeza, torna-se importante conhecer os produtos formados durante seu uso.
- A fórmula do gás citado no texto e um teste que pode ser realizado para confirmar sua presença são, respectivamente:
- CO_2 e borbulhá-lo em solução de KCl .
 - CO_2 e borbulhá-lo em solução de HNO_3 .
 - H_2 e borbulhá-lo em solução de NaOH .
 - H_2 e borbulhá-lo em solução de H_2SO_4 .
 - CO_2 e borbulhá-lo em solução de Ba(OH)_2 .
- 37. (Fuvest-SP)** Observe a imagem, que apresenta uma situação de intensa poluição do ar que danifica veículos, edifícios, monumentos, vegetação e acarreta transtornos ainda maiores para a população. Trata-se

de chuvas com poluentes ácidos ou corrosivos produzidos por reações químicas na atmosfera.



Disponível em: <http://www.fvest.br/vest2013/provas/tu2013.2fase.diaz.pdf>. Acesso em: 3 fev. 2016

Com base na figura e em seus conhecimentos,

- a) identifique, em A, dois óxidos que se destacam e, em B, os ácidos que geram a chuva ácida, originados na transformação química desses óxidos. Responda no quadro abaixo [no caderno]:

A	B
---	---

- b) explique duas medidas adotadas pelo poder público para minimizar o problema da poluição atmosférica na cidade de São Paulo.

38. (PUC-PR) A emissão de óxidos ácidos para a atmosfera vem crescendo cada vez mais nas últimas décadas. Eles podem ser emitidos através de fontes naturais, tais como a respiração vegetal e animal, erupções vulcânicas e decomposição de restos vegetais e animais. No entanto, o fator agravante é que alguns óxidos ácidos são liberados também na combustão de combustíveis fósseis, como os derivados do petróleo (gasolina, óleo *diesel*, etc.).

FOGACA, J. Óxidos e chuva ácida. Brasil Escola. Disponível em: <http://linkte.me/i5mhr>.

Sobre óxidos ácidos e suas implicações ambientais, é **correto** afirmar que:

- a) óxidos ácidos são substâncias moleculares, formadas, principalmente, pelo enxofre e pelo nitrogênio

e que, ao entrarem em contato com a água, reagem formando ácidos, por exemplo, sulfuroso, sulfúrico, nítrico e nitroso.

- b) o gás carbônico (CO_2) e o monóxido de carbono (CO) são exemplos de óxidos que reagem com a água, formando ácidos.
 c) óxidos ácidos são substâncias iônicas, formadas pela ligação de metais (principalmente alcalinos e alcalinoterrosos) com o oxigênio.
 d) o trióxido de enxofre neutraliza o hidróxido de sódio na proporção de 1 : 1.
 e) a chuva ácida é a responsável direta pelo fenômeno conhecido como efeito estufa, cujo agravamento eleva as temperaturas médias de nosso planeta.

39. (Udesc) Um estudante de Química obteve uma solução indicadora ácido-base, triturando no liquidificador algumas folhas de repolho roxo com água. Em seguida, ele dividiu a solução obtida em três tubos de ensaio (A, B e C) e no primeiro tubo adicionou uma pequena quantidade de vinagre (solução de ácido acético); no segundo, alguns cristais de soda cáustica (NaOH) e no terceiro, alguns cristais de sal para churrasco (NaCl), obtendo o resultado conforme mostra o quadro.

Tubo de ensaio	Substância adicionada	Coloração inicial	Coloração final
A	vinagre	roxa	vermelha
B	soda cáustica	roxa	verde
C	sal para churrasco	roxa	roxa

Se o estudante realizar outro experimento adicionando, no tubo A, KOH , no B, HNO_3 , e, no C, KNO_3 , contendo a solução inicial extraída do repolho roxo, a coloração final, respectivamente, será:

- a) roxa, verde, roxa.
 b) roxa, vermelha, verde.
 c) verde, roxa, vermelha.
 d) vermelha, verde, roxa.
 e) verde, vermelha, roxa.

Para explorar

Leia

Manual Live Earth de sobrevivência ao aquecimento global, de David Rotschild. São Paulo: Manole, 2007.

O livro descreve 77 táticas essenciais para evitar o aquecimento global, como a forma de atarraxar uma lâmpada, os novos destinos para o lixo, entre outras. Segundo o autor, a soma de pequenas ações, multiplicadas por milhões de pessoas, pode ter efeitos decisivos.

Navegue

Riscos das Mudanças Climáticas no Brasil

Projeto colaborativo realizado pelo Centro de Ciência do Sistema Terrestre (CCST) do Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais (Inpe) do Brasil e pelo Met Office Hadley Centre (MOHC) do Reino Unido.

Nesse projeto, Brasil e Reino Unido procuram avaliar os impactos das mudanças climáticas e os efeitos do desmatamento sobre o clima do Brasil. Os resultados mostram que pode haver aumento substancial da temperatura e queda significativa da precipitação pluvial em grandes áreas do Brasil, inclusive na Amazônia. Disponível em: <http://linkte.me/cu76r>. Acesso em: 20 abr. 2016.

Qualidade do ar

Nos dias atuais, quase todos os lugares sofrem com os efeitos da poluição atmosférica provocados localmente ou não. Nas metrópoles, por exemplo, a grande circulação de veículos que utilizam combustíveis fósseis é uma das principais causas da poluição do ar. Além de carros, caminhões e ônibus, outras fontes de emissão contribuem para a piora da qualidade do ar, como processos industriais e usinas termelétricas. Já nas regiões rurais, a utilização de pesticidas dispersos no ar por aviões ou veículos, as queimadas de matas e lavouras e o emprego de combustíveis fósseis para movimentar tratores, geradores e máquinas são alguns exemplos de fontes de emissão de poluentes.

O Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama) considera poluente qualquer espécie química presente no ar que, pela sua concentração, torna o ar impróprio ou nocivo à saúde humana, à fauna e à flora, ou cause danos a construções, monumentos, etc.

Os poluentes atmosféricos podem ser classificados de diversas formas. Veja, a seguir, algumas delas:

- quanto ao tipo da fonte de emissão: natural (por exemplo, os vulcões) ou artificial (como as usinas termelétricas);
- quanto à mobilidade da fonte de emissão: fixa (por exemplo, indústria) ou móvel (como os veículos automotivos).

Além dessas classificações, os poluentes podem ser divididos em duas categorias: poluentes primários e poluentes secundários.

Os primários são aqueles lançados diretamente pelas fontes de emissão – por exemplo, a emissão de fuligem dos escapamentos de veículos.

Os secundários são formados pela reação química entre poluentes primários e componentes naturais da atmosfera. O ozônio formado na troposfera (a camada mais baixa da atmosfera) é um exemplo de poluente secundário obtido da reação entre óxidos de nitrogênio (NO_x) e hidrocarbonetos – grupo de substâncias que contêm em sua composição apenas átomos de carbono e de hidrogênio.

O quadro a seguir apresenta alguns poluentes atmosféricos.



G. Evangelista/Opcão Brasil/Imagens



Fábio Motta/Estádio/Conteúdo



Tales Azzi/Pulsar/Imagens



André Dib/Pulsar/Imagens

Diferentes fontes de emissão de poluentes. Em (A), caminhão libera fumaça preta na BR 135, que corta os estados de Minas Gerais, Bahia, Piauí e Maranhão. Foto de 2015. Em (B), poluição liberada por chaminés de refinaria em Duque de Caxias (RJ), em 2014. Em (C), queimada em Cambará do Sul (RS), em 2015. Em (D), avião pulveriza plantação de soja em Patos de Minas (MG), em 2015.

Compostos de enxofre	Compostos de nitrogênio	Compostos halogenados	Outros poluentes
SO_2	NO	HCl	CO
SO_3	NO_2	HF	O_3
sulfatos	NH_3	cloretos	hidrocarbonetos
outros derivados de enxofre	HNO_3	fluoretos	material particulado

Fonte de pesquisa: Cetesb. Disponível em: <<http://www.cetesb.sp.gov.br/ar/Informa??es-B?icas/21-Poluentes>>. Acesso em: 16 fev. 2016.

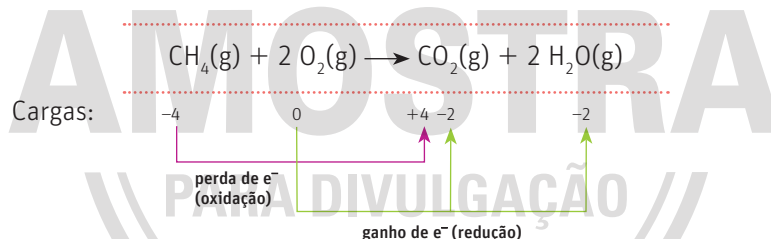
A poluição atmosférica afeta principalmente o sistema respiratório, podendo agravar ou mesmo provocar pneumonia aguda, enfisema pulmonar, infarto, acidente vascular cerebral (AVC) e câncer do sistema respiratório. Segundo dados de 2013 da Organização Mundial da Saúde (OMS), os poluentes atmosféricos provocam mais mortes do que a malária e a aids combinadas. Somente na cidade de São Paulo, uma das mais poluídas do país, a mortalidade em decorrência desse tipo de poluição superou em 2012 o número de óbitos da cidade por aids e tuberculose.

ATIVIDADES

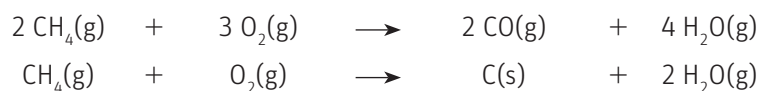
1. Considerando a grande quantidade de veículos automotores nos centros urbanos brasileiros, faça uma pesquisa para identificar quais os poluentes que eles são capazes de liberar.
2. Por ser um problema de saúde pública, em sua opinião, como se pode melhorar a qualidade do ar em ambientes urbanos?
3. O ozônio é considerado um poluente atmosférico na troposfera, ao passo que na estratosfera é fundamental para a vida na Terra. Explique essa afirmação.
4. A tabela da página anterior apresenta algumas substâncias que são classificadas como óxidos. Pesquise em sites e livros e explique resumidamente os efeitos negativos desses poluentes para a fauna e a flora ou para as construções.

Leia o texto a seguir e responda ao que se pede.

As combustões são exemplos de reações de oxirredução de extrema importância, não só pela energia liberada no processo, mas também por sua participação no metabolismo de organismos aeróbios, ou seja, que utilizam o oxigênio (O_2) na respiração celular. Veja, a seguir, a equação de combustão do gás metano.



A combustão de um material é considerada completa quando a quantidade de oxigênio é suficiente para que a reação produza apenas gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Caso não seja suficiente, a combustão será incompleta, e os produtos formados serão monóxido de carbono (CO) e água, ou fuligem (que pode ser representada por C) e água. Veja abaixo um exemplo para as combustões incompletas.



Os combustíveis fósseis contêm impurezas, como o enxofre, em sua composição. Portanto, durante a queima desse tipo de combustível ocorre também a oxidação do enxofre e a formação de óxidos de enxofre.

5. Sabendo que o principal componente da gasolina é o isoctano, um hidrocarboneto de fórmula molecular C_8H_{18} , represente a equação balanceada de sua combustão completa.
6. Os óxidos de nitrogênio (NO_x) são emitidos principalmente na forma de monóxido de nitrogênio (NO) e dióxido de nitrogênio (NO_2). Esses poluentes são formados nos motores a explosão pela reação entre os gases atmosféricos nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2). Essa reação requer alta temperatura e pressão elevada, ambas fornecidas pelo pistão do motor do veículo e pela queima do combustível. O NO emitido para atmosfera também pode reagir com o oxigênio do ar e ser convertido a NO_2 .
 - a) Escreva a equação balanceada de formação do NO e do NO_2 .
 - b) De acordo com o texto, classifique os dois poluentes em primário ou secundário.

4

Contando átomos e moléculas

NESTA UNIDADE

- 12 Relações entre massas de átomos e moléculas
- 13 Mol: quantidade de matéria
- 14 Relações estequiométricas nas reações químicas

Em 2012, o Centro Europeu de Pesquisas Nucleares (Cern) divulgou a detecção de traços deixados por uma partícula denominada bóson de Higgs. Além de explicar a origem das massas, a detecção dessa partícula abre caminho para validar o chamado Modelo Padrão, que prevê a existência de outras partículas subatômicas além de prótons, nêutrons e elétrons, como os quarks, léptons e múons.

Nesta unidade, vamos ver como foram estabelecidas as relações entre as massas de átomos de elementos químicos e a importância dessa relação para o desenvolvimento científico e tecnológico.

QUESTÕES PARA REFLETIR

1. O bóson de Higgs foi previsto há mais de 40 anos pelo físico britânico Peter Higgs. Por que você acha que a confirmação da partícula ocorreu somente em 2012?
2. Qual a relação entre as investigações sobre partículas subatômicas e a determinação das massas atômicas?
3. Explique como as estimativas das quantidades de átomos, de moléculas ou de outras espécies químicas podem ser usadas tanto nos processos produtivos quanto na detecção de contaminação da água, por exemplo.

Imagem da página ao lado:

Visão parcial (A), em 2015, do maior e mais potente acelerador de partículas do mundo, o LHC, localizado entre a fronteira da Suíça e da França. Representação (B) de partículas subatômicas, em cores-fantasia e fora de proporção.



Relações entre massas de átomos e moléculas

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Massa atômica.

Massas moleculares.



Fotografia mostra parte de uma Tabela Periódica e alguns tubos de ensaio que contêm diferentes substâncias. Essa tabela é uma referência importante para quem busca informações sobre os elementos químicos e suas propriedades.

Observe a fotografia acima. Onde ficam as informações sobre as massas atômicas dos elementos químicos? Note que, apesar de os nomes dos elementos dessa tabela estarem em inglês, os símbolos são os mesmos usados em outras línguas. Qual a vantagem dessa padronização?

Há quem acredite que aquele quadro retangular, pendurado em muitas salas de aula e laboratórios, cuja elaboração é atribuída ao químico e físico russo Dmitri Mendeleiev, seja uma obra pronta e acabada. No entanto, esse valioso instrumento de consulta de estudantes, cientistas e químicos já sofreu, ao longo de sua existência, inúmeras modificações, como a inclusão de novos elementos, todos eles reconhecidos pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac).

Para confirmar esse dinamismo, no dia 8 de janeiro de 2016, a Iupac divulgou a então mais recente versão da Tabela Periódica, na qual constava os nomes provisórios, os símbolos e os números atômicos de quatro novos elementos químicos: ununtrium (Uut-113), ununpentium (Uup-115), ununseptium (Uus-117) e ununoctium (Uuo-118).

Outra mudança, confirmada pela Iupac em setembro de 2013, envolve alterações nas massas atômicas de 19 elementos químicos, as quais incluem mudanças a partir da terceira casa decimal, o que revela um alto grau de precisão na medição das massas.

Se até hoje nem mesmo o mais potente dos microscópios — o de tunelamento — é capaz de visualizar átomos, como você imagina que os cientistas consigam determinar suas massas e com tamanha precisão?! Não é uma pergunta fácil de ser responder, com certeza.

Neste capítulo, você também vai compreender como os químicos desenvolveram uma escala relativa de massas atômicas para os átomos e como essas escalas se relacionam com a ocorrência de isótopos na natureza.

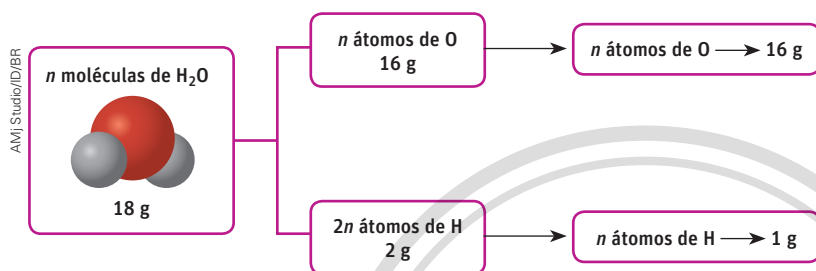
Massa atômica

O modelo de Dalton, apresentado no capítulo 5, já sugeria um método para a determinação das massas relativas dos átomos.

Nessa teoria atômica, proposta no início do século XIX, três proporções se aplicam para uma mesma substância: a relação das massas dos elementos (Lei das Proporções Definidas), a quantidade de átomos na substância (fórmula química) e a relação entre as massas de cada átomo (massa atômica relativa).

Veja, a seguir, um exemplo do raciocínio utilizado pelos cientistas para comparar as massas atômicas dos elementos. O exemplo escolhido é o da reação de síntese da água.

Dados experimentais indicam que, para a síntese de 18,0 g de água, são consumidos 2,0 g de gás hidrogênio e 16,0 g de gás oxigênio.



Pela análise desse esquema, pode-se concluir que o átomo de oxigênio apresenta massa 16 vezes maior que a do hidrogênio.

A relação entre a Lei das Proporções Definidas, as massas atômicas e as fórmulas das substâncias está resumida no quadro a seguir.

$$\frac{\text{número de átomos de A}}{\text{número de átomos de E}} \cdot \frac{\text{massa atômica de A}}{\text{massa atômica de E}} = \frac{\text{massa do elemento A}}{\text{massa do elemento E}}$$

fórmula molecular

Tabela Periódica

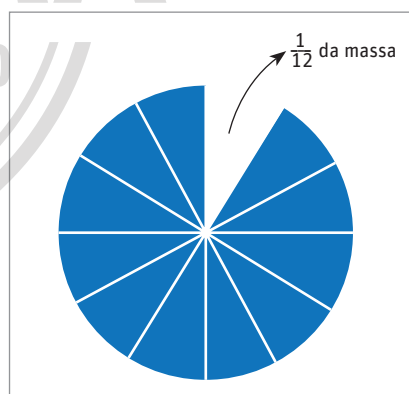
Lei das Proporções Definidas

Para uma comparação adequada das massas atômicas dos elementos, convencionou-se que a massa do isótopo C-12 (¹²C) seria utilizada como padrão. A massa desse isótopo é 12,0 u (1 u = 1,67 × 10⁻²⁷ kg).

Logo, a unidade de massa atômica (u) equivale a $\frac{1}{12}$ (um doze avos) da massa do isótopo ¹²C.

No século XIX, muitos outros padrões foram sugeridos. Convencionou-se que o átomo de hidrogênio (H), por ser o mais leve, teria massa relativa igual a 1,0. Outros cientistas propuseram o átomo de oxigênio como padrão devido à sua facilidade de combinar-se com outros elementos, formando os respectivos óxidos.

Conhecendo a composição centesimal do agregado e a razão entre as massas atômicas de seus átomos constituintes, é possível determinar sua fórmula. Veja como proceder no exercício resolvido apresentado a seguir.



O isótopo ¹²C possui 6 prótons e 6 nêutrons. Sua massa é 12,0 u. Uma unidade de massa atômica (u) corresponde, então, a $\frac{1}{12}$ da massa do ¹²C.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

- Sabendo que o átomo de enxofre apresenta o dobro da massa do átomo de oxigênio, qual é a fórmula do óxido de enxofre formado por 60% em massa de oxigênio e 40% em massa de enxofre?

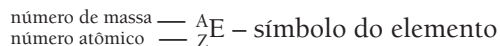
Resolução

Para a mesma quantidade de átomos, a cada 4 g de enxofre deve haver 2 g de oxigênio. Entretanto, verifica-se que, para 4 g de enxofre, têm-se 6 g de oxigênio — o triplo do esperado. Assim, o óxido apresenta três átomos de O para cada átomo de S, o que é coerente com a fórmula SO₃, do trióxido de enxofre.

Número de massa e massa do átomo

Você estudou, no capítulo 5, que, desde o início do século XX, a definição de elemento químico deixou de ser dada pela massa atômica. O número atômico (Z), que representa o número de prótons no núcleo atômico, tornou-se a base para a definição de elemento.

O desenvolvimento dos modelos atômicos abriu caminho para a detecção de nêutrons no núcleo atômico, e o átomo de cada elemento passou a ser representado da seguinte forma:



Como prótons e nêutrons apresentam massas aproximadamente iguais e próximas a 1,0 u ($1 \text{ u} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$) e como o elétron apresenta massa muito pequena em relação a eles, podem ser utilizados o número de prótons e o de nêutrons para estimar a massa do átomo. Trata-se, entretanto, somente de uma aproximação – adequada para grande parte das aplicações do Ensino Médio –, que não corresponde à massa precisa do átomo.

Para determinar com boa precisão a massa de um átomo, utiliza-se um equipamento denominado **espectrômetro de massas**, o qual permitiu a descoberta de um grande número de isótopos de elementos não radioativos.

As massas de alguns isótopos são apresentadas na tabela a seguir.

Massa de alguns isótopos (em u)			
Isótopo	Massa	Isótopo	Massa
^1H	1,0078	^{31}P	30,973761
^{12}C	12,0 (exatos)	^{35}Cl	34,968852
^{16}O	15,994914	^{37}Cl	36,965902
^{19}F	18,998403	^{127}I	126,904473
^{27}Al	26,981538	^{197}Au	196,966568

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. p. 15-17. (Versão eletrônica.)

Note que as massas de muitos isótopos são conhecidas com exatidão de seis casas decimais. Essa precisão não se justifica para a maioria das aplicações deste curso, portanto serão adotados valores aproximados, que correspondem ao número de massa dado, expresso em unidade de massa atômica (u).

É importante, contudo, não confundir o conceito de **número de massa** com o de **massa do átomo**. O número de massa não tem unidade, pois se trata da soma dos números de prótons e de nêutrons presentes em determinado átomo. A massa do átomo é determinada experimentalmente, constituindo uma propriedade física de certo corpo.

A massa de um átomo não corresponde exatamente ao número de massa, pois a massa do próton e a do nêutron não são exatamente iguais, e a do elétron também não pode ser desprezada. Dependendo da exatidão adotada, a massa de um íon é ligeiramente distinta da massa do átomo neutro.

Partícula subatômica	Massa (u)
Elétron	$5,485799 \times 10^{-4}$
Nêutron	1,008664
Próton	1,007276

Fonte de pesquisa: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC handbook of Chemistry and Physics*. 87. ed. Boca Raton: CRC-Press, 2007. p. 7-9. (Versão eletrônica.)

Além disso, a massa do núcleo atômico é ligeiramente inferior à soma das massas dos prótons e dos nêutrons que o compõem. A interação entre essas partículas nucleares resulta em um fenômeno denominado **defeito de massa**.

De todo modo, para os propósitos desta obra, considera-se que as massas dos átomos correspondem ao respectivo número de massa do isótopo analisado, e a massa dos elétrons é desprezada.

SAIBA MAIS

Escala de massas atômicas

Para criar uma escala de massas atômicas, é necessário escolher um elemento como padrão e atribuir determinado valor à sua massa atômica. Desse modo, as massas atômicas de outros elementos químicos adquirem valores relativos a esse padrão.

O primeiro elemento utilizado como padrão foi o oxigênio. Atribuiu-se o valor 100 para sua massa atômica e, segundo essa escala, o flúor deveria ter valor 349, pois esse átomo é 3,49 vezes mais “pesado” do que o do oxigênio.

Outro elemento utilizado posteriormente como referência foi o átomo de hidrogênio, com valor 1 para a sua massa.

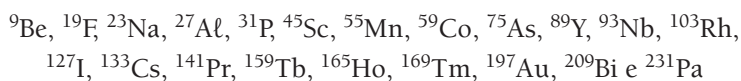
Atualmente, o padrão de referência é o isótopo 12 do carbono, a cuja massa se atribui o valor 12. Dessa maneira, todos os outros elementos tiveram suas massas atômicas recalculadas, e o resultado constitui a escala hoje aceita internacionalmente.

Fonte de pesquisa: AMBROGI, A.; LISBOA, J. C. F.; FREGONESE, E. V. *Unidades modulares de Química*. São Paulo: Hamburg/Cecisp, 1987. p. 43-44.

Isótopos e massa atômica

Isótopos de um mesmo elemento químico apresentam o mesmo número de prótons no núcleo (número atômico) e diferentes quantidades de nêutrons, o que acarreta diferentes números de massa.

Esse fenômeno é bastante comum na natureza. Somente 21 elementos apresentam apenas um isótopo natural:



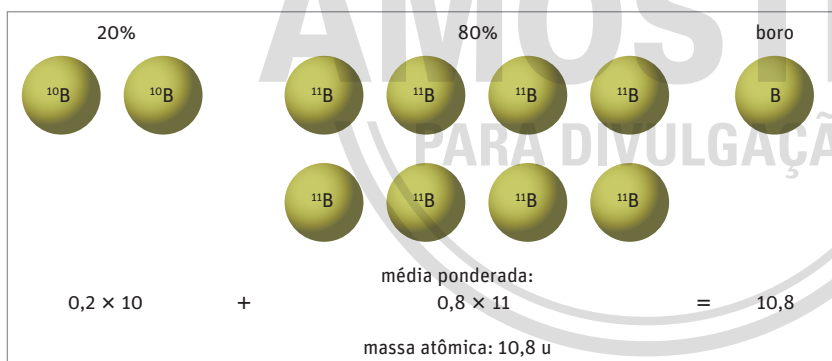
Fonte de pesquisa: Iupac Periodic Table of the Isotopes. Disponível em: <www.ciaaw.org/pubs/Periodic_Table_Isotopes.pdf>. Acesso em: 19 jan. 2016.

Para esses elementos, a massa atômica corresponde à massa do seu único isótopo natural.

Os isótopos de um mesmo elemento apresentam igual comportamento químico, o qual depende unicamente do número atômico. Cada substância é formada por elementos que contam com certa composição de isótopos. Como a reatividade dos isótopos é a mesma, a composição isotópica geralmente se mantém em diversos materiais.

Desse modo, quando se avalia a massa atômica de determinado elemento químico, considera-se a média ponderada da massa de cada isótopo natural proporcionalmente à sua abundância.

Por exemplo, a massa atômica do boro (10,8 u) é dada pela média da ocorrência de seus isótopos na natureza: aproximadamente 20% de ${}^{10}\text{B}$ e 80% de ${}^{11}\text{B}$.



Representação em cores-fantasia e fora de proporção de ${}^{10}\text{B}$ e ${}^{11}\text{B}$. A abundância isotópica relativa (20% e 80%, respectivamente) é considerada no cálculo da massa atômica.

Observe que, conhecendo a massa atômica, é possível determinar a abundância relativa de alguns isótopos. É o que mostra o exercício resolvido a seguir.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. Determine a abundância relativa de cada isótopo (porcentagem isotópica) do elemento gálio, cuja massa atômica é de 69,7 u. Os isótopos naturais desse elemento são, respectivamente, ${}^{69}\text{Ga}$ e ${}^{71}\text{Ga}$.

Resolução

$69x + 71y = 69,7$ (x e y correspondem às abundâncias relativas).

$x + y = 1$ (a soma corresponde a 100%); logo, $x = 1 - y$.

Resolvendo o sistema, encontramos:

$x = 65\%$ de ${}^{69}\text{Ga}$ e $y = 35\%$ de ${}^{71}\text{Ga}$

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Espectrometria de massa

[...]

Francis William Aston ganhou o Prêmio Nobel de Química em 1922 pela descoberta, realizada em 1919, de isótopos de grande número de elementos não radioativos, assim como pelo enunciado da regra do número inteiro – a afirmação de que todos os isótopos têm números de massas atômicas relativas muito próximas de números inteiros em relação ao ${}^{16}\text{O}$ (ou, como diríamos hoje, em relação ao ${}^{12}\text{C}$). Aston utilizou, para isso, um novo instrumento, por ele mesmo construído: o espectrógrafo de massa.



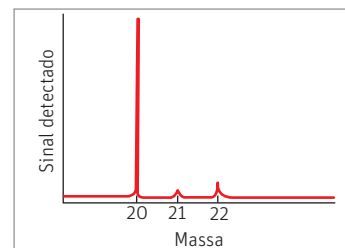
Francis William Aston (1877-1945) no Instituto de Tecnologia de Massachusetts, nos Estados Unidos. Foto s. d.

Biblioteca do Congresso, Washington, D.C./SP/Latinstock

É importante assinalar, no entanto, que Aston não foi o primeiro a utilizar o conceito de isótopo, mas sim o primeiro a estabelecer evidências convincentes de que tal conceito não se restringia aos elementos radioativos [...].

MEDEIROS, A. Aston e a descoberta dos isótopos. QNE, 1999. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc/10/historia.pdf>. Acesso em: 11 mar. 2016.

Observe o espectro de massa do neônio. Os picos informam a massa dos isótopos e as intensidades sobre suas abundâncias relativas.



O isótopo de número de massa 20 é o mais abundante, daí o valor da massa atômica do Ne: 20,19 u.

Fonte de pesquisa: ATKINS, P.W.; JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Porto Alegre: Bookman, 2012.

AM Produções Gráficas/D/BR

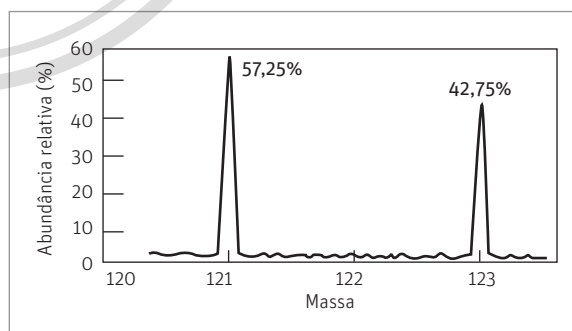
- Defina a unidade de massa atômica (u).
- Qual é a diferença entre o número de massa e a massa atômica de um átomo?
- Considere a massa do isótopo do carbono 12 dividida em 12 partes iguais. Cada parte corresponde a $\frac{1}{12}$ da massa desse isótopo, que é definida como 1 u (padrão de referência de massa atômica).
 - Sabendo que determinado elemento químico X apresenta massa atômica 16 vezes superior a $\frac{1}{12}$ da massa do C-12, calcule a massa atômica desse elemento.
 - Caso fosse atribuído o valor 50 u para o padrão de referência, qual seria a massa atômica do elemento X, citado no item anterior?
- Sabendo que 1 u corresponde a $1,67 \times 10^{-27}$ kg, determine a massa, em quilogramas, dos átomos listados a seguir:
 - carbono
 - prata
 - chumbo
- O óxido de alumínio (Al_2O_3), principal constituinte da bauxita, minério do qual se extrai o alumínio, apresenta 47% em massa de oxigênio.
 - Calcule a massa de alumínio presente em 200 g de óxido de alumínio.
 - Determine a massa de oxigênio obtida na decomposição de 200 g de óxido de alumínio.
- O gás metano (CH_4) é constituído por 25% de hidrogênio em massa.
 - Qual é a razão entre a massa de carbono e a de hidrogênio nesse gás?
 - Qual é a quantidade de hidrogênio necessária para reagir totalmente com 36 g de carbono e resultar em metano?
 - Sem consultar a Tabela Periódica, calcule quantas vezes a massa de um único átomo de carbono é superior à de um hidrogênio.
- Em determinado óxido de cloro, a porcentagem de cloro é de 81,6%.
 - Calcule a quantidade de oxigênio que reage totalmente com 5,0 g de cloro e resulta nesse óxido.
 - Sabendo-se que a fórmula do óxido é Cl_2O , determine a razão entre as massas atômicas do cloro e do oxigênio
- O elemento químico gálio é encontrado na natureza na forma de dois isótopos: ^{69}Ga e ^{71}Ga , com abundâncias de 60,1% e 39,9%, respectivamente.
 - O que há em comum entre os dois isótopos?
 - Explique o significado das representações ^{69}Ga e ^{71}Ga .
 - Determine a massa atômica do gálio.

- O bromo é encontrado na natureza em duas formas isotópicas: ^{79}Br e ^{81}Br . Determine a massa atômica do bromo, sabendo que a abundância relativa dos isótopos é, respectivamente, 54,5% e 45,5%.
- O lítio possui dois isótopos estáveis: 6Li e 7Li . Um deles apresenta abundância de 92,5%, e o outro, de 7,5%. Sabendo que a massa atômica do lítio é igual a 6,941 u, qual é o isótopo mais abundante? Justifique.
- O enxofre, ao reagir com oxigênio, pode formar dois óxidos distintos: dióxido de enxofre e trióxido de enxofre. A tabela a seguir mostra diferentes valores de massa de oxigênio que reagem com 4,0 g de enxofre, levando à formação de cada um dos dois possíveis óxidos.

Massa de enxofre	Massa de oxigênio	Óxido
4,0	4,0	
4,0	6,0	

Sabendo que o enxofre apresenta o dobro da massa atômica do oxigênio, faça o que se pede a seguir.

- Copie a tabela no caderno e escreva nela a fórmula dos óxidos formados.
 - Determine a composição centesimal de cada um dos óxidos.
- Francis W. Aston utilizou a espectrometria de massas para comprovar a existência de um grande número de isótopos de elementos não radioativos. A figura a seguir mostra o espectro de massa do antimônio (Sb).



Fonte de pesquisa: KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. *Chemistry and chemical reactivity*. 3. ed. Philadelphia: Saunders College Publishing, 1996. p. 72.

No eixo das abscissas, os picos indicam a massa atômica e, no das ordenadas, são mostradas as abundâncias relativas dos isótopos.

Analise o espectro do antimônio e faça o que se pede nos itens a seguir.

- Como são representados os símbolos dos dois isótopos do Sb?
- Qual é a massa atômica relativa do antimônio?

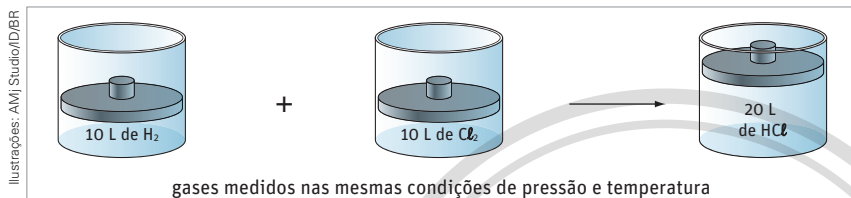
Massas moleculares

Neste item você vai entender como foi possível determinar as massas moleculares a partir de experimentos que envolveram substâncias no estado gasoso.

Lei volumétrica de Gay-Lussac

O químico francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) investigou, entre outras reações, as que envolviam a síntese do cloreto de hidrogênio gasoso (HCl), da água (H_2O) e da amônia (NH_3).

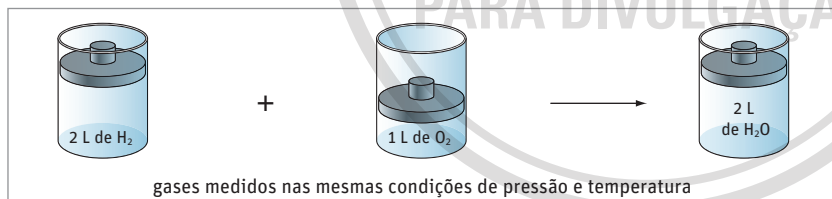
Ele observou que, na síntese do cloreto de hidrogênio, HCl , a partir dos gases hidrogênio, H_2 , e cloro, Cl_2 , 10 L de H_2 reagem com 10 L de Cl_2 , produzindo 20 L de HCl (esses gases foram medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura).



Volumes iguais de H_2 e Cl_2 reagem para formar o dobro do volume em HCl . Esquema em cores-fantasia.

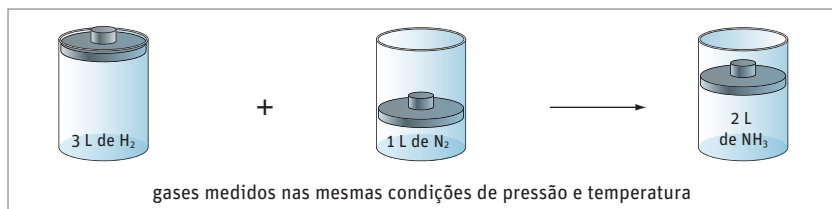
Independentemente das quantidades utilizadas, essa proporção se mantém, desde que inalteradas as condições de temperatura e pressão. Se, por acaso, for realizada a reação entre 5 L de H_2 e 3 L de Cl_2 , serão formados 6 L de cloreto de hidrogênio, havendo excesso de H_2 (o correspondente a 2 L), que não reagirá.

Na reação de obtenção de vapor de água, foi observado que a proporção entre o volume de H_2 e o de O_2 necessária para a reação era de 2 L de H_2 para cada 1 L de O_2 , gerando 2 L de água no estado gasoso.



Se fossem utilizados volumes iguais de gás hidrogênio e gás oxigênio, haveria um excesso de gás oxigênio equivalente à metade da quantidade colocada para reagir.

Na reação de síntese da amônia, NH_3 , observa-se que a proporção entre os volumes dos gases H_2 , N_2 e NH_3 é de 3 : 1 : 2, ou seja, 3 L de H_2 reagem com 1 L de N_2 , resultando em 2 L de NH_3 .



Como decorrência dessas observações, Gay-Lussac formulou, em 1808, a Lei das Combinações Gasosas (ou Lei Volumétrica).

Os **volumes de gases** envolvidos em uma determinada reação química apresentam uma **proporção constante entre si**, desde que medidos nas **mesmas condições de temperatura e pressão**.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Proporções e fórmula da água

Gay-Lussac observou que, mantidas as condições de temperatura e pressão, na decomposição da água (eletrólise), as proporções entre os volumes de vapor de água, hidrogênio e oxigênio eram 2 : 2 : 1. Ou seja, para cada dois litros de água submetidos à eletrólise, eram obtidos dois litros de hidrogênio e um de oxigênio.

Na época, o modelo atômico aceito era o de Dalton, segundo o qual as substâncias seriam formadas por átomos simples ou compostos, os quais se combinariam na proporção 1 : 1, exceto nos casos em que outras combinações fossem possíveis. Por isso, ele acreditava que a fórmula da água fosse HO .

Em 1811, Lorenzo Avogadro obteve a fórmula H_2O , admitindo que tanto a molécula de hidrogênio quanto a de oxigênio fossem formadas por dois átomos. Todas essas considerações o levaram a formular o “Princípio de Avogadro”, que será visto a seguir.

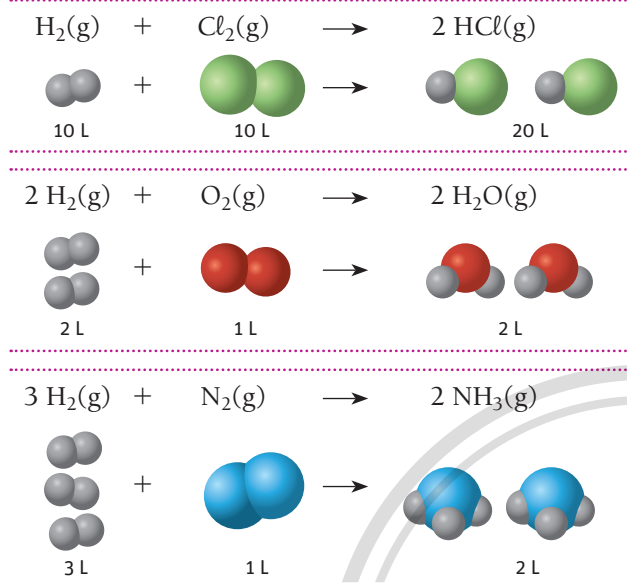
Fonte de pesquisa: LEAL, M. C. Como a Química funciona? *Química Nova na Escola*, 2001. Disponível em: <<http://qnesc.sbfq.org.br/online/qnesc14/v14a02.pdf>>. Acesso em: 11 mar. 2016.

Na síntese da água é utilizado o dobro do volume de H_2 em relação ao de O_2 . Caso a água seja obtida no estado gasoso, o volume final é igual ao volume de H_2 consumido. Esquema em cores-fantasia.

Relação entre volumes de gases envolvidos na síntese da amônia. Esquema em cores-fantasia.

O Princípio de Avogadro

Considerando a Lei Volumétrica de Gay-Lussac, nota-se que há uma relação entre as proporções dos volumes dos gases e as proporções entre o número de moléculas dos gases envolvidos nas reações. Observe os exemplos abaixo.



Representações em cores-fantasia e fora de proporção.

Para explicar essa relação entre o número de moléculas de um gás e o volume ocupado, independentemente da substância envolvida, o químico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) propôs, em 1811, uma hipótese, conhecida hoje por **Princípio de Avogadro**.

Volumes iguais de quaisquer gases medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão contêm o mesmo número de moléculas.

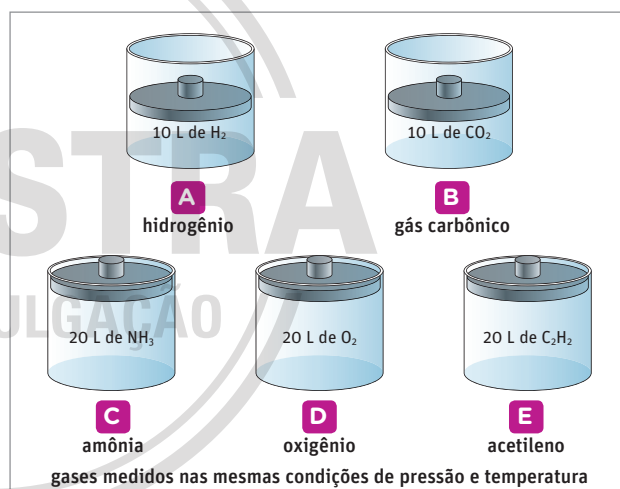
Avogadro sugeriu que, não importa qual seja o gás, o volume que ele ocupa é proporcional ao número de moléculas, desde que mantidas constantes as condições de temperatura e pressão. Essa hipótese baseia-se na ideia de que as distâncias entre as moléculas das substâncias no estado gasoso são muito maiores que

seu tamanho, que pode, comparativamente, ser considerado desprezível.

Desse modo, independentemente do tamanho da molécula, o volume que o gás ocupa é proporcional ao número de moléculas presentes no frasco. A temperatura e a pressão devem ser as mesmas, pois esses parâmetros caracterizam a agitação das moléculas e sua proximidade, indicando que há igual quantidade de moléculas de gás naquele volume.

Na prática, o Princípio de Avogadro só não é válido em condições de temperaturas próximas à temperatura de ebulição da substância e em altas pressões, quando as moléculas estão muito próximas.

No esquema abaixo, embora o frasco A e o frasco B conttenham o mesmo número de moléculas, a massa do frasco B é maior, em função da massa da molécula de CO_2 . Os frascos C, D e E possuem o dobro de moléculas dos frascos A e B. O frasco C, porém, possui o dobro de átomos do frasco D, uma vez que cada molécula de NH_3 possui quatro átomos, enquanto as de O_2 têm somente dois.



Considere $t = 25^\circ\text{C}$ e $p = 1 \text{ atm}$ para $V = 10 \text{ L}$ nos frascos A e B, os quais contêm, respectivamente, hidrogênio e gás carbônico; e $V = 20 \text{ L}$ nos frascos C, D e E, os quais contêm, respectivamente, amônia, oxigênio e acetileno. Representação em cores-fantasia.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Avogadro e o conceito de molécula

Amedeo Avogadro nasceu em Turim, no norte da Itália, em 1776. Ele tinha formação em Direito e em Física.

Durante trinta anos ocupou o posto de professor de Física e Química na Universidade de Turim, atuando como pesquisador nessas áreas.

Em 1811, ele enunciou o Princípio de Avogadro para explicar as leis volumétricas propostas por Gay-Lussac. Entretanto, suas ideias permaneceram desacreditadas por cerca de cinquenta anos.

Para que o Princípio de Avogadro pudesse explicar as leis volumétricas, era preciso considerar que as substâncias simples hidrogênio, oxigênio, nitrogênio e

cloro fossem formadas por moléculas diatômicas: H_2 , O_2 , N_2 e Cl_2 .

Na época, essa ideia foi considerada absurda por Dalton e Berzelius, químicos de muito mais renome e poder no meio científico. Segundo eles, as substâncias simples seriam monoatômicas.

Os trabalhos de Avogadro só foram reconhecidos pela comunidade científica depois da morte de seu autor, quando foram retomados por Stanislao Cannizzaro (1826-1910), em 1860, possibilitando a uniformização das massas atômicas e fórmulas moleculares conhecidas na época.

Determinação das massas moleculares

Uma vez conhecidas as fórmulas químicas e as massas atômicas dos átomos, é possível determinar as massas das moléculas e das outras espécies químicas, denominadas **massas moleculares**.

Nesse cálculo, somam-se as massas dos átomos que compõem a espécie química.

A determinação da massa molecular do ácido sulfúrico, por exemplo, cuja fórmula é H_2SO_4 , pode ser realizada da seguinte forma:

2 átomos de hidrogênio:	$1 \text{ u} \cdot 2 = 2 \text{ u}$
1 átomo de enxofre:	$32 \text{ u} \cdot 1 = 32 \text{ u}$
4 átomos de oxigênio:	$16 \text{ u} \cdot 4 = 64 \text{ u}$
<hr/>	
massa molecular do H_2SO_4	$= 2 + 32 + 64 = 98 \text{ u}$

Lembre-se de que a unidade de massa atômica (u) equivale a $\frac{1}{12}$ da massa do isótopo de ^{12}C , ou seja, a molécula de ácido sulfúrico tem massa 98 vezes maior que $\frac{1}{12}$ da massa do isótopo de ^{12}C .

Se por algum motivo o padrão de medida adotado se alterar, os valores de massa precisarão ser corrigidos.

Atenção: Os valores determinados para as massas moleculares correspondem a valores absolutos de massas das espécies químicas. Na realidade, quando se efetua a soma das massas atômicas, compara-se a massa da espécie química com a unidade de massa u.

Massa molecular é a soma das massas atômicas de determinada espécie química. Ela indica quantas vezes a massa dessa espécie química é maior que $\frac{1}{12}$ da massa do isótopo do carbono-12.

SAIBA MAIS

O protótipo do quilograma

O protótipo internacional do quilograma é um cilindro de platina e irídio com 39 mm, tanto de altura quanto de diâmetro. É guardado em condições rigorosamente controladas, sem contato com o ar e dentro de um cofre no BIPM – Bureau International des Poids et Mesures (Escritório Internacional de Pesos e Medidas), em Sèvres, França.

Atualmente, esse é o único padrão do Sistema Internacional de Unidades (SI) materializado em um objeto. As demais unidades são definidas a partir de medidas e expressões da Física, muitas delas em âmbito atômico. O metro, por exemplo, é definido como o comprimento do trajeto percorrido pela luz no vácuo durante um intervalo de tempo de $1/299\,792\,458$ de segundo.

Um cilindro de platina e irídio é o padrão do quilograma.



Omkron/Photoresearchers/Latinstock

EXERCÍCIO RESOLVIDO

15. Têm-se três frascos iguais, fechados, denominados A, B e C. Cada um deles contém o mesmo volume de um gás puro diferente, a saber: dióxido de carbono (CO_2), metano (CH_4) e dióxido de enxofre (SO_2). Os três gases estão armazenados nas mesmas condições de temperatura e pressão.

- Qual dos frascos deve apresentar maior massa?
- Sabendo que no frasco A há 22 gramas de CO_2 , determine as massas dos frascos B e C.

Dados: massas moleculares: $\text{CO}_2 = 44 \text{ u}$;
 $\text{CH}_4 = 16 \text{ u}$; $\text{SO}_2 = 64 \text{ u}$.

Resolução

- O Princípio de Avogadro estabelece que os três frascos contêm o mesmo número de moléculas; portanto, o frasco de maior massa será aquele cujo gás apresenta maior massa molecular. Logo, o frasco com maior massa será o que contém SO_2 .

- Como o número de moléculas é o mesmo em ambos os frascos, a razão entre as massas obedece à razão das massas moleculares em u.

$$\bullet \frac{\text{massa de } n \text{ moléculas de } \text{CO}_2}{\text{massa de } n \text{ moléculas de } \text{CH}_4} = \frac{44}{16} = 2,75$$

$$\frac{22}{\text{massa de } n \text{ moléculas de } \text{CH}_4} = 2,75$$

$$\text{massa de } n \text{ moléculas de } \text{CH}_4 = 8,0 \text{ g}$$

$$\bullet \frac{\text{massa de } n \text{ moléculas de } \text{CO}_2}{\text{massa de } n \text{ moléculas de } \text{SO}_2} = \frac{44}{64}$$

$$\frac{22}{\text{massa de } n \text{ moléculas de } \text{SO}_2} = \frac{44}{64}$$

$$\text{massa de } n \text{ moléculas de } \text{SO}_2 = 32 \text{ g}$$

16. Experimentalmente observa-se que, mantidas as mesmas condições de temperatura e pressão, 10 L de gás hidrogênio, H_2 , reagem com 10 L de gás cloro, Cl_2 , produzindo 20 L de cloreto de hidrogênio, HCl .
- Escreva a equação química balanceada que representa o processo.
 - Ao analisar o volume dos gases envolvidos, é possível afirmar que uma transformação química sempre ocorre com conservação de volume, sendo o volume do produto correspondente à soma dos volumes de reagentes? Explique.

17. Sabendo que os volumes dos gases foram determinados nas mesmas condições de temperatura e pressão, copie a tabela a seguir no caderno e complete-a adequadamente.

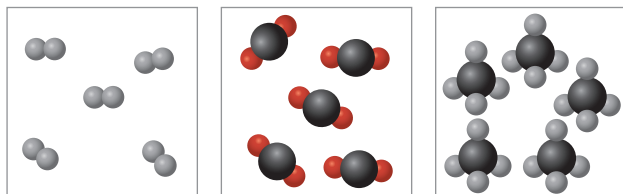
2A	+	B	→	C	+	3D	Excesso
2 L		1 L		1 L		3 L	—
		2 L					1 L de A
						15 L	—
		30 L				84 L	2 L de B

18. Em uma atividade que investigava a decomposição de óxidos de nitrogênio (NO_x), verificou-se que a decomposição de 20 L de N_2O_x produziu 40 L de dióxido de nitrogênio (NO_2) e 10 L de oxigênio (O_2).
- Determine o valor de x .
 - Escreva a equação química que representa a decomposição citada.
19. Consulte a Tabela Periódica e determine as massas moleculares das seguintes substâncias:
- cloreto de sódio;
 - hidróxido de magnésio;
 - ácido sulfúrico;
 - sulfato de alumínio;
 - pentóxido de dicloro;
 - nitrato de bário;
 - trióxido de enxofre.
20. Considere recipientes com os seguintes volumes de substâncias gasosas, nas mesmas condições de pressão e temperatura:

Frasco	Substância gasosa	Volume (L)
1	metano (CH_4)	15 L
2	oxigênio (O_2)	10 L
3	monóxido de carbono (CO)	20 L
4	dióxido de carbono (CO_2)	15 L

- Indique os frascos que contêm, respectivamente, o maior e o menor número de moléculas.
- Quais frascos contêm a mesma quantidade de moléculas?
- Qual dos frascos deve apresentar a maior massa?

21. As representações abaixo são de moléculas dos gases H_2 , CO_2 e CH_4 , os quais estão armazenados nas mesmas condições de temperatura e pressão, em recipientes de mesmo volume.



- Pode-se afirmar que as representações das moléculas em cada um dos recipientes obedecem ao Princípio de Avogadro? Justifique.
 - Em qual dos frascos há maior número de átomos? Justifique.
22. O petróleo é constituído por uma mistura de hidrocarbonetos, compostos contendo átomos de carbono e hidrogênio em sua estrutura. A combustão de 20 L de um hidrocarboneto de fórmula geral C_nH_{2n} consumiu 60 L de gás oxigênio (O_2) e produziu 40 L de dióxido de carbono (CO_2) e 20 L de vapor de água. Os volumes dos gases foram medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão.
- Dê o valor de n e a fórmula do hidrocarboneto.
 - Escreva a equação química balanceada que representa a combustão.
23. Considere a reação entre 2 L de metano (CH_4) e 4 L de oxigênio, gerando dióxido de carbono e vapor de água. Os volumes dos gases foram medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão.
- Escreva a equação química balanceada que representa o processo.
 - Determine os volumes máximos de gases formados nessa reação. Justifique.
 - Calcule o volume de gás oxigênio necessário para reagir totalmente com 80 L de metano, com os gases armazenados nas mesmas condições de temperatura e pressão.
24. Considere a reação entre 2 moléculas de gás etileno (C_2H_4) e 7 moléculas de gás oxigênio (O_2), formando vapor de água (H_2O) e gás carbônico (CO_2).
- Represente o sistema inicial e o sistema final.
Dica: adote C = ⊗; H = •; O = ○.
 - Considere que 3,0 L de etileno foram colocados para reagir com 10,0 L de gás oxigênio. A reação se processou até o consumo total de pelo menos um dos reagentes. Após a reação, os componentes do sistema final foram isolados e armazenados em frascos sob as mesmas condições de temperatura e pressão. Determine o volume de gás carbônico (CO_2) obtido e o volume do reagente em excesso recuperado. Explique seu raciocínio.

Atividade experimental

Determinação de um padrão de massa

Objetivo

Definir um padrão de massa e utilizá-lo para determinar a massa de diversos materiais.

Material

- $\frac{1}{2}$ copinho (de café) de cada um destes grãos:
 - feijão
 - lentilha
 - milho
 - arroz

Equipamentos de segurança

Óculos de segurança e avental de algodão com mangas compridas.

Procedimento

Parte A: Projetando e construindo uma balança artesanal

1. Em grupo, elaborem um projeto para a construção de uma balança de pratos artesanal que incorpore os materiais listados a seguir.
 - plataforma de madeira
 - pedaço de cabo de vassoura
 - 2 pratos de plástico ou papelão
 - 2 m de barbante
 - ripa de madeira
 - pregos
2. Apresentem o projeto elaborado pelo grupo para o resto da classe. A turma deve eleger o projeto que será utilizado para realizar a atividade experimental.
3. Com a ajuda do professor, toda a turma deve trabalhar na construção da balança artesanal escolhida.

Parte B

1. Coloquem 10 grãos de feijão em um dos pratos da balança.
2. No outro prato, depositem lentilhas uma a uma, até a balança ficar equilibrada.
3. Elaborem, no caderno, uma tabela que permita registrar os dados obtidos. Ao construir a tabela, planejem como registrar a comparação da massa dos diversos materiais com a dos grãos de feijão.
4. Repitam o procedimento 2, substituindo as lentilhas por grãos de milho e, depois, de arroz.
5. Registrem suas observações na tabela elaborada no item 3.
6. Os grupos devem compartilhar os resultados obtidos, de modo que todos possam discutir a melhor forma de organizar os dados em uma tabela e comentar os resultados verificados.

Observação: Um formato de tabela pode ser escolhido pela turma e copiado em lousa para que todos os grupos a preencham.

Resíduos

Os grãos podem ser guardados para atividades experimentais posteriores ou descartados no lixo comum.

Analise e discuta

1. Que proporção há entre a massa de um grão de feijão e a de um grão de lentilha? E entre a massa de um grão de feijão e a de um grão de milho? E entre a de um grão de feijão e a de um grão de arroz?
2. Com base nas anotações da tabela, é possível saber a relação de massa entre um grão de lentilha e um grão de milho? E entre um grão de milho e um grão de arroz?
3. Admitindo que a massa de um grão de feijão equivale a 10 u. i. (unidade inventada), calcule a massa de um grão de lentilha, de um grão de milho e de um grão de arroz utilizando essa mesma unidade.
4. Admitindo que a massa média de um grão de feijão seja 0,3 g e considerando um pacote de 1 kg (1 000 g) desses grãos, quantas unidades de feijão, aproximadamente, contém o pacote?
5. Utilizando a massa de uma unidade de feijão do exercício anterior, quantos grãos de arroz contém um saco de arroz de 1 kg (1 000 g)?
6. É possível, na prática, determinar a massa de um grão de açúcar em u. i.?

25. Considere a reação entre 16 g de enxofre e 24 g de oxigênio, que leva à formação de trióxido de enxofre (SO₃). Determine:
- a quantidade de trióxido de enxofre formada nessa reação;
 - a composição centesimal do trióxido de enxofre;
 - a massa de enxofre, em gramas, necessária para reagir totalmente com 48 g de oxigênio;
 - a massa de oxigênio, em gramas, necessária para reagir totalmente com 4 g de enxofre;
 - a razão entre as massas atômicas do enxofre e do oxigênio.

26. O nitrogênio forma com o oxigênio diferentes óxidos, N_xO_y. Na tabela a seguir são apresentadas as massas de nitrogênio e de oxigênio que reagem completamente para formar três óxidos distintos.

	Massa de nitrogênio	Massa de oxigênio
Óxido 1	7,0 g	4,0 g
Óxido 2	7,0 g	12,0 g
Óxido 3	7,0 g	16,0

Sabendo que a razão entre as massas de nitrogênio e de oxigênio é igual a 0,875, faça o que se pede.

- Dê as fórmulas dos óxidos 1, 2 e 3.
 - Determine a massa de oxigênio necessária para formar 38,0 g do óxido 2.
 - Calcule os volumes de nitrogênio (N₂) e oxigênio (O₂) necessários para a obtenção de 20 L do óxido 3. Considere que os volumes dos gases foram medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão.
27. O elemento irídio (Ir), de número atômico 77, é encontrado na natureza na forma de dois isótopos, na seguinte proporção:
- 37,5% dos isótopos têm 114 nêutrons;
 - 62,5% dos isótopos têm 116 nêutrons.

Obtenha a massa atômica desse elemento (os cálculos devem estar demonstrados).

28. Gases diferentes são armazenados nas mesmas condições de temperatura e pressão em cinco recipientes distintos, como mostrado na tabela a seguir.

Frasco	Volume	Gás	Massa
A	40 L	CO	56 g
B	40 L	C ₂ H ₆	60 g
C	60 L	CO ₂	132 g
D	60 L	SO ₃	240 g
E	80 L	N ₂	112 g

Determine:

- o frasco que contém a maior quantidade de átomos;

- a massa de uma amostra de 40 L do gás metano (CH₄), armazenada nas mesmas condições de temperatura e pressão;

- a relação entre a massa de um átomo de enxofre (S) e a de um átomo de carbono (C).

Justifique sua resposta em função dos dados fornecidos.

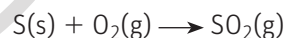
29. Um frasco A, de 2,0 L de capacidade, contém 0,34 g de NH₃ em determinadas condições de temperatura e pressão. Nas mesmas condições, o frasco B, de 6 L de capacidade, contém 0,96 g de outro gás.

Dados: massas atômicas relativas: H = 1,0 u; He = 4,0 u; C = 12,0 u; N = 14,0 u; O = 16,0 u.

- Qual dos gases deve estar presente no frasco B: hélio (He), metano (CH₄) ou oxigênio (O₂)?
- Determine a massa do gás carbônico (CO₂) armazenado em um recipiente de 10 L de capacidade nas mesmas condições de temperatura e pressão dos frascos A e B.
- Calcule a massa molecular do argônio, sabendo que um frasco de 4 L de capacidade contém 1,6 g desse gás armazenado nas mesmas condições de temperatura e pressão dos frascos A e B.

30. O dióxido de enxofre (SO₂) é formado na queima de combustíveis fósseis. Sua liberação para a atmosfera é um grave problema ambiental, pois, além de sua elevada toxicidade, o SO₂ reage com água, gerando ácido sulfúrico, um dos ácidos responsáveis pelo fenômeno da chuva ácida.

A formação do SO₂ pode ser representada, de forma simplificada, por meio da seguinte equação:



- Determine a massa molecular do SO₂.
 - Sabendo que 32 g de enxofre reagem completamente com oxigênio para formar 64 g de SO₂, calcule a massa de enxofre necessária para a produção de 3,2 kg de enxofre.
 - Foram colocados para reagir 64 g de enxofre e 60 g de gás oxigênio. Determine a massa de dióxido de enxofre formada e indique se os reagentes foram totalmente consumidos no processo.
31. Três frascos de igual volume, mantidos à mesma temperatura e pressão, contêm, respectivamente, os gases X₂, Y₃ e X₂Y. Dado que a massa do frasco X₂ é 14,0 g e a do Y₃ é 24,0 g, faça o que se pede.
- Sabendo que X e Y são substâncias simples, sendo X formado por moléculas diatômicas, e Y, por moléculas triatômicas, determine a razão entre as massas atômicas de X e Y.
 - Calcule a massa do frasco contendo o gás X₂Y.
 - Sabendo que X₂ é nitrogênio (N₂), qual é a mais provável identidade de Y₃ e de N₂Y?

Os pesos atômicos deixam de ser constantes: dez elementos passam a ter intervalos de pesos atômicos

O conceito de peso atômico (massa atômica relativa – A_r) surgiu com a Teoria Atômica no início do século XIX. Imediatamente, tabelas de pesos atômicos passaram a ser publicadas, sempre tendo por base determinações de seus valores por métodos químicos e considerando um determinado padrão de referência. Aos poucos, o elemento oxigênio passou a ser usado como padrão de referência, com peso atômico igual a exatamente 16 por definição [...]

Apesar de especulações anteriores, somente mais de um século depois do surgimento da Teoria Atômica é que se descobriu a existência de isótopos [...]

[...]

Aos poucos, após a descoberta dos isótopos, passou-se a perceber que, às vezes, dependendo de suas origens, duas amostras de um dado elemento tinham pesos atômicos distintos. Por exemplo, ainda na década de 1930, foi relatada a variação do peso atômico do oxigênio no ar e na água, decorrente de variações na abundância de seus três isótopos estáveis. Ficava claro que a abundância isotópica natural (terrestre) dos elementos variava em diferentes amostras em função de suas origens. Consequentemente, a partir de 1951, a Comissão sobre Pesos Atômicos da Iupac, pela primeira vez, indicou que o peso atômico de alguns elementos poderia variar, publicando uma incerteza para seus valores. [...]

[...] o peso atômico do hidrogênio foi divulgado como igual a 1,00794(7). Isso significa que se determinou que o peso atômico desse elemento variava desde 1,00787 até 1,00801, dependendo da origem da amostra de hidrogênio que estava sendo analisada. [...]

Muitos, erroneamente, passaram a entender que a incerteza associada aos valores dos pesos atômicos era uma incerteza de medida. Ciente disso e do fato de ser muito difícil, ou mesmo impossível, que se encontrem amostras de um dado elemento com um peso atômico idêntico ao valor padrão, [...] em 2009, a Comissão decidiu expressar o peso atômico padrão do hidrogênio e de mais outros nove elementos (Li, B, C, N, O, Si, S, Cl e Tl) de modo a claramente indicar que seus valores não são constantes [...] o peso atômico do hidrogênio, na nova tabela, é expresso como [1,00784; 1,00811]. Isso signifi-

ca que, em qualquer material normal, $A_r(H)$ será maior ou igual a 1,00784 e menor ou igual a 1,00811. [...]

Considerando que em algumas situações, tais como na indústria e no comércio, pode-se necessitar de valores representativos para esses elementos que têm um intervalo de peso atômico, a Comissão da Iupac fornece um valor convencional de peso atômico para esses elementos – vide Tabela 1.

No caso do hidrogênio, seu peso atômico convencional é 1,008. Essa tabela contém os valores dos pesos atômicos padrões (na forma de intervalo) e pesos atômicos convencionais para os dez elementos a que inicialmente se aplica a decisão da Comissão de explicitar a natureza não constante de seus pesos atômicos. [...]

[...] no ensino de Química, os pesos atômicos convencionais são muito úteis, em especial para a realização de cálculos básicos rotineiros [...]. Isso, certamente, também se aplica ao dia a dia nos laboratórios de pesquisa. Entretanto, sempre que, por alguma razão, para um dado material, necessite-se de um valor exato do peso atômico de um dos elementos que têm intervalo de peso atômico, este terá que ser determinado experimentalmente. [...]

Tabela 1 – Pesos atômicos padrões e pesos atômicos convencionais para os dez elementos a que foram atribuídos intervalos de pesos atômicos pela Iupac (Coplen e Holden, 2011)

Elemento	Peso atômico padrão*/**	Peso atômico convencional
hidrogênio	[1,00784; 1,00811]	1,008
lítio	[6,938; 6,997]	6,94
boro	[10,806; 10,821]	10,81
carbono	[12,0096; 12,0116]	12,011
nitrogênio	[14,00643; 14,00728]	14,007
oxigênio	[15,99903; 15,99977]	15,999
silício	[28,084; 28,086]	28,085
enxofre	[32,059; 32,076]	32,06
cloro	[35,446; 35,457]	35,45
tálio	[204,382; 204,385]	204,38

*Expresso como intervalo de peso atômico.

**Esses dados foram atualizados na Tabela Periódica divulgada pela Iupac em janeiro de 2016. Mais dois elementos foram acrescentados à lista: magnésio e bromo.

ROCHA-FILHO, R. C.; CHAGAS, A. P. Os pesos atômicos deixam de ser constantes: dez elementos passam a ter intervalos de pesos atômicos. *Química Nova na Escola*, v. 33, n. 4, 2011. Disponível em: <http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc33_4/211-AQ-9011.pdf>. Acesso em: 11 mar. 2016.

PARA DISCUTIR

1. A mídia descreveu as alterações nas massas atômicas feitas pela Iupac em 2009 como a primeira vez que houve mudança nas massas atômicas dos elementos na Tabela Periódica. Comente a veracidade da notícia.
2. Explique o motivo de a Iupac ter estabelecido intervalos de pesos atômicos para alguns elementos químicos.
3. Explique a diferença entre “peso atômico padrão” e “peso atômico convencional”.

32. (Uerj) Cientistas podem ter encontrado o bóson de Higgs, a “partícula de Deus”.

Os cientistas ainda precisam confirmar que a partícula que encontraram se trata, de fato, do bóson de Higgs. Ela ganhou o apelido de “partícula de Deus” por ser considerada crucial para compreender a formação do universo, já que pode explicar como as partículas ganham massa. Sem isso, nenhuma matéria, como as estrelas, os planetas e até os seres humanos, existiria.

Adaptado de g1.globo.com, 04/07/2012.

O bóson de Higgs, apesar de ser uma partícula fundamental da natureza, tem massa da ordem de 126 vezes maior que a do próton, sendo, portanto, mais pesada do que a maioria dos elementos químicos naturais.

O símbolo do elemento químico cuja massa é cerca de metade da massa desse bóson é:

- a) Cu b) I c) Mo d) Pb

33. (Fuvest-SP) O carbono ocorre na natureza como uma mistura de átomos dos quais 98,90% são ^{12}C e 1,10% são ^{13}C .

- a) Explique o significado das representações ^{12}C e ^{13}C .
b) Com esses dados, calcule a massa atômica do carbono natural.

Massas atômicas: $^{12}\text{C} = 12,000$; $^{13}\text{C} = 13,003$.

34. (PUC-RJ) Oxigênio é um elemento químico que se encontra na natureza sob a forma de três isótopos estáveis: oxigênio 16 (ocorrência de 99%); oxigênio 17 (ocorrência de 0,60%) e oxigênio 18 (ocorrência de 0,40%). A massa atômica do elemento oxigênio, levando em conta a ocorrência natural dos seus isótopos, é igual a:

- a) 15,84 c) 16,014 e) 16,188
b) 15,942 d) 16,116

35. (UPF-RS) De acordo com a Lei de Proust, é possível determinar as porcentagens em massa dos tipos de partículas que formam uma determinada substância. Considerando que o cobre metálico ($\text{Cu}(s)$), quando combinado com enxofre ($\text{S}_8(s)$), forma a substância sulfeto de cobre(II) ($\text{CuS}(s)$), qual a porcentagem em massa de íons cobre(II) e de íons sulfeto nessa substância?

- a) $\text{Cu}^{2+} = 33,54\%$; $\text{S}^{2-} = 66,46\%$
b) $\text{Cu}^{2+} = 66,46\%$; $\text{S}^{2-} = 33,54\%$
c) $\text{Cu}^{2+} = 64,4\%$; $\text{S}^{2-} = 35,6\%$
d) $\text{Cu}^{2+} = 50\%$; $\text{S}^{2-} = 50\%$
e) $\text{Cu}^{2+} = 35,6\%$; $\text{S}^{2-} = 64,4\%$

36. (UEM-PR) A massa dos átomos de A na molécula A_2B_3 representa 10% da massa total da molécula. Além disso, a densidade dos átomos A e B são

respectivamente 2 g/cm^3 e 4 g/cm^3 . Assumindo que a densidade dos átomos não se altera quando a molécula A_2B_3 é formada, assinale o que for **correto**.

- (01) A massa de um átomo de B é seis vezes a massa de um átomo de A .
(02) O volume ocupado pelos três átomos de B na molécula A_2B_3 é o triplo do volume ocupado pelos dois átomos de A nessa molécula.
(04) A densidade da molécula A_2B_3 é 6 g/cm^3 .
(08) Os átomos de A na molécula A_2B_3 ocupam mais de 10% do volume total da molécula.
(16) Se duas moléculas têm a mesma massa, então terá maior volume aquela de maior densidade.

37. (FGV-RJ) As figuras A, B, C e D representam recipientes de volumes dados e contendo substâncias gasosas nas mesmas condições de pressão e temperatura.

V = 50 L	V = 25 L	V = 50 L	V = 25 L
O_3	CO_2	He	C_2H_4
A	B	C	D

Pela lei de Avogadro (“volumes iguais de gases quaisquer, nas mesmas condições de pressão e temperatura, encerram o mesmo número de moléculas”) é possível afirmar que o número total de átomos é igual em:

- a) A e C. c) C e D. e) B e C.
b) B e D. d) A e D.

38. (Uerj) Algumas substâncias, por fornecerem o nitrogênio indispensável à síntese de proteínas dos vegetais, têm grande aplicação em fertilizantes na agricultura.

Analise as fórmulas de quatro dessas substâncias:

$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	NH_4NO_3
ureia	nitrato de amônio
I	II
$\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
guanidina	sulfato de amônio
III	IV

Massas atômicas (u):

H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0; S = 32,0.

A substância que possui maior teor em massa de nitrogênio é a identificada pelo número:

- a) I b) II c) III d) IV

39. (Unimontes-MG) O cloro presente no PVC tem dois isótopos estáveis. O cloro-35, com massa 34,97 U, constitui 75,77% do cloro encontrado na natureza. O outro isótopo é o cloro-37, de massa 36,97 U. Em relação aos isótopos, é **correto** afirmar que o cloro-37
a) contribui menos para a massa atômica do cloro.
b) apresenta maior quantidade de elétrons.

Mol: quantidade de matéria

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Quantidade de matéria.

Relação entre mol, massa molar e constante de Avogadro.

Equação de estado dos gases.

Mistura de gases.

Difusão e efusão.



A massa registrada na balança é a do conjunto béquer e substância nele contida. Apesar das diferentes massas desses conjuntos, todas as substâncias colocadas neles contêm o mesmo número de agregados atômicos.

A fotografia acima mostra sete béqueres de diferentes tamanhos – um deles foi colocado em uma balança de precisão.

Podemos afirmar que as substâncias contidas nos béqueres são diferentes umas das outras? A observação da foto nos permite fazer essa constatação?

As massas das substâncias depositadas nos béqueres e seus respectivos volumes diferem entre si, no entanto, todas elas contêm o mesmo número de agregados atômicos: $6,02 \times 10^{23}$.

Esse número corresponde a aproximadamente 600 sextilhões (um seis seguido por 23 zeros!). É uma quantidade tão grande que é difícil compará-la com informações que fazem parte de nosso dia a dia. Apesar dessa dificuldade, esse número está presente em nosso cotidiano mais do que você imagina!

Neste capítulo, você vai saber o significado dessa grandeza, a que esse número se refere, sua importância para os cálculos químicos, bem como a relação dele com a massa e o número de espécies químicas de determinada substância.

Quantidade de matéria

Determinação da proporção entre átomos

Considere uma bola azul e outra vermelha, cuja massa equivale à metade da massa da azul. Imagine duas caixas de mesma massa e tamanho: em uma delas há 1,0 kg de bolas azuis e, na outra, 1,0 kg de bolas vermelhas. Mesmo sem contá-las, podemos afirmar que em uma das caixas há o dobro de bolas vermelhas em relação à quantidade de bolas azuis.

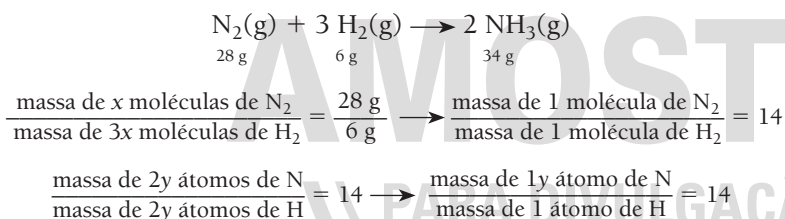
Suponha agora que em uma caixa na qual foram colocados 10,0 kg de bolas azuis existam n bolas dessa cor. Qual massa de bolas vermelhas apresenta a mesma quantidade n de bolas? Como a massa de cada bola vermelha é metade da azul, a massa de n bolas vermelhas é 5,0 kg.

Para átomos e moléculas (bem como para agregados atômicos, íons, etc.), a lógica de contagem é a mesma.

É possível determinar a quantidade de átomos ou moléculas de uma amostra de material partindo-se do modelo atômico proposto por Dalton.

Apesar de Dalton e seus contemporâneos não terem conseguido determinar a massa dos átomos em unidades macroscópicas – como o quilograma (kg) –, a conservação e o rearranjo de átomos por ele propostos permitem comparar as massas das moléculas e dos átomos utilizando um raciocínio fundamental da Matemática: a proporção.

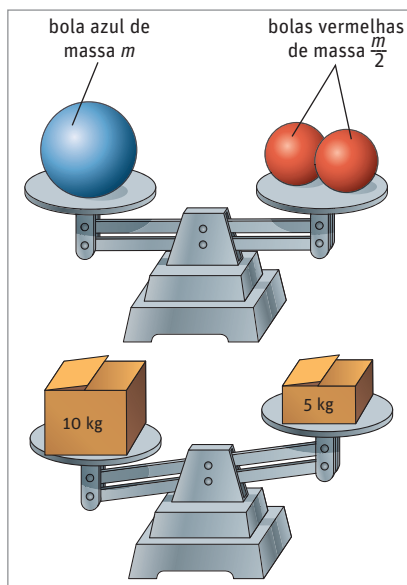
Na síntese da amônia, por exemplo, sabe-se que cada 28 g de N_2 reage com 6 g de H_2 , resultando em 34 g de NH_3 .



Assim, a exemplo do procedimento adotado para as bolas azuis e vermelhas, é possível estabelecer que, considerando-se dois conjuntos com a mesma quantidade de átomos de N e de H, o primeiro apresenta massa 14 vezes superior à do segundo.

Considere um conjunto que contenha x átomos de hidrogênio, cuja massa é igual a 1,0 g. Qual deve ser a massa de um conjunto contendo a mesma quantidade x de átomos de nitrogênio?

Como cada átomo de nitrogênio apresenta massa 14 vezes superior à do átomo de hidrogênio, o conjunto de átomos de nitrogênio apresenta massa de 14 g.

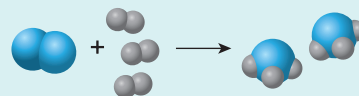
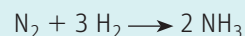


Representação em cores-fantasia.

Você se lembra?

Modelo atômico de Dalton

Segundo Dalton, a matéria é constituída de átomos, os quais são caracterizados pela massa atômica. Nas transformações da matéria ocorrem rearranjos de átomos, o que explica a conservação de massa e as proporções constantes entre as massas de reagentes e produtos nas transformações.



Síntese da amônia, segundo o modelo atômico de Dalton. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Durante um mês, foram consumidos 20 kg de abacaxi, 20 kg de manga e 10 kg de maçã no preparo de saladas de frutas em um restaurante.

Qual é a proporção das frutas na receita da sobremesa, sabendo que uma manga tem massa quatro vezes maior que a de uma maçã e que um abacaxi tem massa oito vezes maior que a de uma maçã?

Resolução

A massa de uma maçã é quatro vezes menor que a de uma manga. Como a proporção na receita é de duas vezes, temos o dobro de maçãs.

Um abacaxi tem o dobro da massa de uma manga, e, como são utilizadas massas iguais, são duas mangas para cada abacaxi.

Logo, para cada abacaxi são utilizadas quatro maçãs e duas mangas.

A unidade mol

A tabela abaixo relaciona as massas dos átomos de alguns elementos em unidades de massa atômica, as massas de 1 000 átomos de cada um desses elementos e a massa, em gramas, de N_A átomos de cada um desses elementos.

Átomo	Massa atômica	Massa de 1 000 unidades	Massa de N_A unidades
H	1 u*	1 000 u	1,0 g
C	12 u	12 000 u	12,0 g
O	16 u	16 000 u	16,0 g
S	32 u	32 000 u	32,0 g

*1 u = $1,66 \times 10^{-27}$ kg.

Sendo a massa de um átomo de carbono (C) 12 vezes superior à de um de hidrogênio (H), a razão entre as massas de 1 000 átomos de C e 1 000 átomos de H será 12, pois em ambos os conjuntos há a mesma quantidade de átomos. Por sua vez, para 1,0 g de átomos de H, o conjunto que contém a mesma quantidade (N_A) de átomos de C apresenta massa de 12,0 g. É possível estabelecer também que as massas de conjuntos que contêm N_A átomos de O e N_A átomos de S apresentam massas iguais a 16,0 g e 32,0 g, respectivamente.

Observe que, para o estabelecimento das proporções entre as massas, é necessário trabalhar com um número fixo de átomos.

Conhecendo as massas atômicas de C e de H, é possível determinar a massa molecular do metano, CH_4 , que é 16 u. Para 16 g de gás metano e 12 g de C, pode-se supor que, em ambos os conjuntos, há o mesmo número (N_A) de entidades.

É dessa forma que os químicos estabelecem relações entre as quantidades de átomos, moléculas, íons, elétrons, etc. Nessas relações, eles utilizam a grandeza denominada **quantidade de matéria**, cuja unidade de

medida é o **mol** – uma das sete grandezas de base do Sistema Internacional (SI).

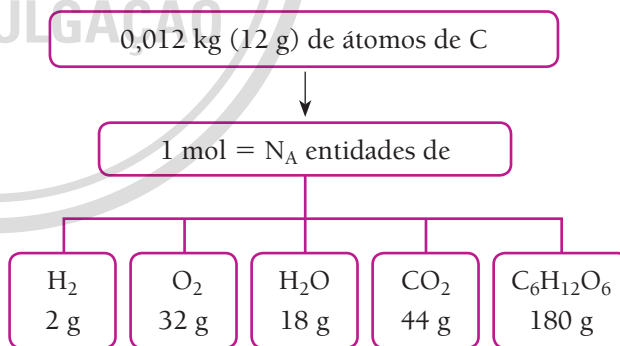
O **mol** é a **quantidade de matéria** de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos átomos existem em 0,012 kg de carbono-12.

A utilização do mesmo padrão para a unidade de massa atômica – o isótopo de carbono-12 (^{12}C) – mantém uma importante correlação entre a massa atômica e a quantidade de matéria.

A escolha de 12 g de carbono, de massa atômica 12 u, não é casual. Com essa definição, garante-se que a quantidade 1 mol de átomos de qualquer elemento químico corresponda ao valor de sua massa atômica, expresso em gramas. No caso de substâncias, a massa de 1 mol corresponde ao valor de sua massa molecular (soma das massas atômicas) expresso em gramas.

Observe alguns exemplos na tabela e no esquema a seguir.

Substância	Massa molecular (u)	Massa de 1 mol de moléculas (g)
H_2	2	2
O_2	32	32
H_2O	18	18
CO_2	44	44
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	180	180



SAIBA MAIS

O uso da unidade mol

A unidade de quantidade de matéria é denominada **mol**, e o seu símbolo também é **mol**. Essa coincidência causa alguma confusão, pois a palavra "mol" aceita plural – mols. Entretanto, o símbolo não, devendo ser sempre grafado **mol**.

Veja os exemplos a seguir.

- Esta escada tem **dois metros** de altura, ou $h_{\text{escada}} = 2 \text{ m}$.

- Nesta amostra encontram-se **três mols de moléculas** de dióxido de carbono, ou a quantidade de matéria de dióxido de carbono é **3 mol**.

Outro ponto importante é que a unidade mol sempre se refere a entidades elementares, sendo acompanhada dessa descrição.

Observe os exemplos.

- 2 mol** de moléculas de metano ou **2 mol** de CH_4 .
- 2,73 mol** de elétrons.
- 0,03 mol** de cátions sódio ou **0,03 mol** de Na^+ .

A constante de Avogadro

Qualquer amostra de substância contém um número extremamente grande de átomos, íons ou moléculas que a constituem.

Para estimar a dimensão do átomo e compreender a sua contribuição para a estrutura da matéria, é importante determinar a quantas entidades (átomos, moléculas, íons e outras espécies) corresponde 1 mol.

O número de moléculas existente em 18 g de água, H_2O , 32 g de gás oxigênio, O_2 , e 46 g de álcool etílico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, ou seja, em 1 mol de matéria, é conhecido como **constante de Avogadro** (N_A).

A constante de Avogadro tem seu valor determinado experimentalmente, e o mais preciso é $6,02214179 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, ou seja, em 18 g de água encontram-se $6,02214179 \times 10^{23}$ moléculas de água. Geralmente arredonda-se o valor para $6,0 \times 10^{23}$.

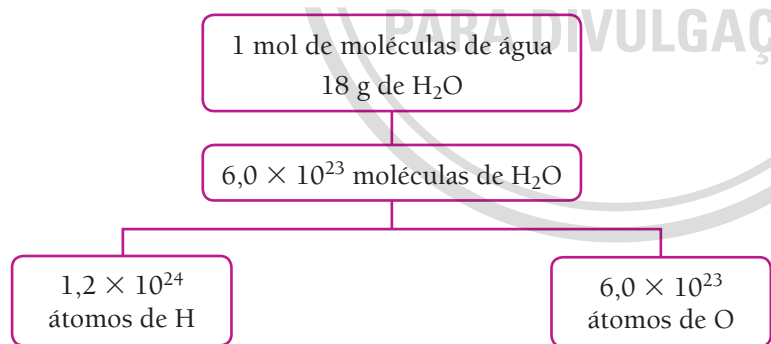
600 000 000 000 000 000 000 000

ou

600 sextilhões

Esse valor é absurdamente grande e difícil de compreender, já que não é possível mensurar nenhum material com essa grandeza. Um mol de folhas de papel sulfite poderia ser dividido em 1 milhão de pilhas e ainda assim cada uma, colocada na superfície da Terra, teria altura suficiente para chegar ao Sol (na verdade, ultrapassaria um pouco). Um mol de grãos de arroz corresponde ao consumo mundial de arroz por cerca de 4 milhões de anos.

Esses dados reforçam a ideia de que o átomo é muito pequeno, pois em um gole de água (18 g de água correspondem a 18 mL) estão presentes $6,0 \times 10^{23}$ moléculas de água, ou $1,2 \times 10^{24}$ átomos de H e $6,0 \times 10^{23}$ átomos de O.



Afinal, de onde vem esse valor tão alto? Por que é chamado de constante de Avogadro?

Na verdade, não foi Avogadro quem determinou esse valor – ele nem o conheceu. A ideia de mol estava inserida na elaboração do seu princípio e na definição de molécula. Contudo, suas ideias não foram aceitas prontamente. Além disso, os métodos para determinar a quantidade de entidades contidas em 1 mol demonstraram a ser desenvolvidos.

O termo **constante de Avogadro** é, portanto, uma homenagem ao químico italiano, e o seu valor é uma decorrência da definição de mol e da unidade grama.



SPL/Latinstock

Os trabalhos de Amedeu Avogadro contribuíram para a definição de mol. Gravura, s. d.

QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Determinação da constante de Avogadro

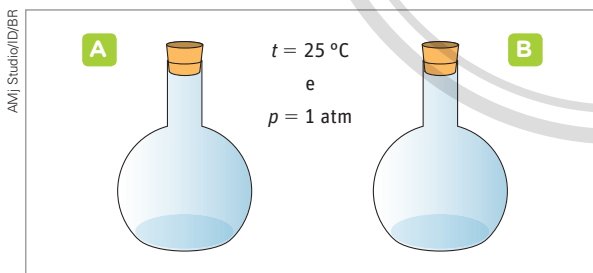
No início do século XX, o francês Jean Perrin (1870-1942) realizou a primeira determinação precisa da constante de Avogadro (N_A), obtendo um valor entre $6,5 \times 10^{23}$ e $7,2 \times 10^{23}$ entidades por mol. Ele contou o número de partículas coloidais por unidade de volume em uma suspensão e mediu, simultaneamente, suas massas.

No entanto, foi o trabalho desenvolvido pelo radioquímico Bertram Boltwood (1870-1927) e pelo físico E. Rutherford que permitiu a determinação mais precisa da N_A . De maneira simplificada, o experimento consistia na contagem de partículas α emitidas por uma fonte radioativa e na determinação do volume de gás hélio obtido. Há que salientar, contudo, que os cientistas não determinaram o valor da N_A , pois não era esse o objetivo de sua investigação. James Dewar (1842-1923), utilizando esse método, chegou ao valor da N_A igual a $6,04 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Ainda no início do século XX, com o experimento de Robert A. Millikan (1868-1953) para determinar a carga de um elétron ($1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$), já sendo então conhecida a carga de 1 mol de elétrons (96 500 C), foi possível calcular a N_A . O valor obtido para essa constante foi: $6,03 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Atualmente, o valor da N_A utilizado é obtido por meio de difração de raios X. A técnica consiste na determinação do volume de alguns átomos de um retículo cristalino, cuja massa de 1 mol de átomos e a densidade da amostra sejam conhecidas.

- Com o auxílio da Tabela Periódica (p. 105), dê a massa molar, em g/mol, das seguintes substâncias:
 - metano (CH_4)
 - ácido fosfórico (H_3PO_4)
 - amônia (NH_3)
 - água (H_2O)
 - ácido sulfúrico (H_2SO_4)
 - sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
- Explique a diferença entre massa molar e massa atômica ou molecular.
- O carbono forma com oxigênio dois óxidos distintos: monóxido de carbono (CO) e dióxido de carbono (CO_2). Considere amostras de CO e de CO_2 , armazenadas nas mesmas condições de temperatura e pressão, em recipientes distintos, contendo a mesma quantidade de matéria de gás: 2 mol.
 - Dê a massa, em gramas, de cada amostra.
 - Calcule a quantidade de matéria, em mol, de átomos de carbono e de oxigênio de cada amostra.
 - Determine a quantidade de moléculas presentes em cada uma das amostras.
 - Estabeleça a relação entre os volumes ocupados pelos gases.
- As substâncias oxigênio (O_2) e ozônio (O_3) são formas alotrópicas do elemento oxigênio. Considere um frasco A contendo 96 g de gás oxigênio e um frasco B, de mesmo volume, que contém apenas ozônio, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão do frasco A.



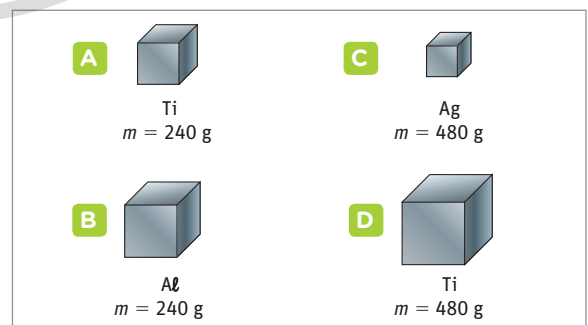
Determine:

- a quantidade de matéria presente no frasco A;
 - a massa de ozônio presente no frasco B;
 - a quantidade de átomos de oxigênio presente em cada frasco;
 - Considere que todo o gás ozônio contido no frasco B se transforme em gás oxigênio.
Determine a massa de O_2 , o número de átomos e o número de moléculas presentes no frasco B ao final da transformação.
6. O metano (CH_4) é o principal componente do gás natural, combustível de origem fóssil cujas reservas são encontradas próximas às de petróleo.

No início da exploração do petróleo, esse gás era desprezado. Ao verificar o seu poder calorífico, as petrolíferas passaram a usá-lo para gerar energia para as unidades exploradoras. Mais recentemente, o gás natural passou a ser explorado como fonte de energia em indústrias, lares e automóveis.

Considere uma amostra contendo 80 g de gás metano e determine:

- a quantidade de matéria existente;
 - o número de átomos de C e de H contidos;
 - a massa correspondente ao número de átomos de carbono e ao número de átomos de hidrogênio presentes em 80 g do gás metano.
7. Para a descrição de um sistema, é realizada uma série de medidas das grandezas que indicam as propriedades dos materiais que o compõem. Para comparar as propriedades de sistemas distintos medidos em situações diferentes, são utilizadas unidades estabelecidas para quantificar as grandezas determinadas. Indique uma unidade adequada para cada grandeza listada a seguir.
- Distância.
 - Volume.
 - Temperatura.
 - Massa.
 - Quantidade de matéria.
 - Densidade.
8. Em um laboratório, há quatro cubos metálicos (A, B, C e D) feitos de titânio, alumínio, prata e titânio, respectivamente. Os cubos A e B têm 240 g de massa, e os cubos C e D, 480 g. Analise o esquema a seguir e faça o que se pede (figuras em cores-fantasia e fora de escala).



- Os cubos A e B têm a mesma quantidade de átomos? Explique.
- Compare a quantidade de átomos entre os cubos A e D. Explique.
- Compare a quantidade de átomos entre os cubos B e C. Explique.
- A massa de um corpo pode, isoladamente, indicar sua quantidade de matéria? Explique.

Relação entre mol, massa molar e constante de Avogadro

Como em 1 mol de qualquer substância há um mesmo número (N_A) de entidades elementares, a massa de 1 mol dessas entidades é proporcional à massa de uma única entidade elementar.

Massa molar

Considere átomos dos elementos carbono (C) e oxigênio (O), cujas massas atômicas são, respectivamente, 12 u e 16 u. A razão entre as massas atômicas do oxigênio e do carbono é $\frac{16}{12}$, ou seja, a massa de um átomo de O é 1,33 vez maior que a de um átomo de C. Para 1 mol de átomos de cada um dos elementos, C e O, a razão entre as massas é a mesma, pois o número de partículas ($N_A = 6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) é o mesmo em cada um dos conjuntos.

$$\frac{\text{massa de 1 átomo de O}}{\text{massa de 1 átomo de C}} = \frac{16 \text{ u}}{12 \text{ u}} \rightarrow \frac{\text{massa de 1 mol de O}}{\text{massa de 1 mol de C}} = \frac{N_A \times 16 \text{ u}}{N_A \times 12 \text{ u}} = \frac{16 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \\ = N_A \times 16 \text{ u} = 6 \times 10^{23} \times 16 \times 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg} = 0,016 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Raciocínio semelhante pode ser aplicado se for considerada a razão entre as massas moleculares e as massas de 1 mol de moléculas de substâncias distintas, como dióxido de carbono (CO_2) e gás oxigênio (O_2).

$$\frac{\text{massa de 1 molécula de CO}_2}{\text{massa de 1 molécula de O}_2} = \frac{44 \text{ u}}{32 \text{ u}} \rightarrow \frac{\text{massa de 1 mol de CO}_2}{\text{massa de 1 mol de O}_2} = \frac{N_A \times 44 \text{ u}}{N_A \times 32 \text{ u}} \times 32 \text{ u} = \frac{44 \text{ g}}{32 \text{ g}}$$

Em 12 g de carbono e 16 g de oxigênio há a mesma quantidade de átomos. Da mesma forma, em 44 g de dióxido de carbono há o mesmo número de moléculas que em 32 g de gás oxigênio.

A massa do conjunto que contém 1 mol de entidades elementares (átomos, moléculas, ions, etc.) é denominada **massa molar**. No primeiro caso, é numericamente igual à massa atômica; no segundo caso, é numericamente igual à massa molecular. Sua unidade de medida é **g/mol** ou **g · mol⁻¹**.

Assim, a massa molar do C é 12 g · mol⁻¹ e a do O é 16 g · mol⁻¹. Já as massas molares do CO_2 e do O_2 são, respectivamente, 44 g · mol⁻¹ e 32 g · mol⁻¹.

SAIBA MAIS

Analogias para o conceito de mol

A grandeza **quantidade de matéria**, expressa em mol, não é utilizada em nosso dia a dia. Daí a razão de certo estranhamento por parte de muitos alunos.

Contudo, quando a quantidade de matéria é pensada como um conjunto que contém um número determinado de unidades, pode-se estabelecer analogia com um conjunto muito utilizado no cotidiano: a dúzia.

Uma dúzia, seja de laranjas, ovos, canetas ou melancias, apresenta sempre 12 unidades.

De forma semelhante, 1 mol apresenta sempre $6,0 \times 10^{23}$ unidades.

Sabe-se que uma dúzia de melancias possui massa muito maior que uma dúzia de laranjas. Em outras palavras, a massa do conjunto (dúzia) depende de sua identidade.

De forma análoga, a massa correspondente a 1 mol de átomos ou moléculas (massa molar) também depende dos tipos de átomos ou moléculas.

Observação: A utilização de melancias e laranjas, por exemplo, constitui uma analogia, a qual está sujeita a problemas. Nesse caso, é preciso considerar que seja possível estimar a massa média dessas frutas.



Ermin Kuliyev/
Shutterstock.com/
IDBR



Elena Schweitzer/Shutterstock.com/DJBR

A massa da melancia é maior que a da laranja.

A massa molar e a constante de Avogadro

Quando se atribui à massa de 1 mol de partículas um valor numérico igual ao da massa atômica ou molecular, expressa em gramas, é possível explicar por que a conversão da unidade massa atômica, em u, para unidades SI (quilograma ou grama) é $1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$ ou $1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$.

A partir da definição de mol, entende-se que a massa molar do hidrogênio é $1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, o que significa que 6×10^{23} átomos (1 mol de átomos) de hidrogênio apresentam massa de 1 g. Para definir a massa, em gramas, de um único átomo de hidrogênio, pode-se calcular da seguinte maneira:

$$\frac{6,0 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ átomo}} = \frac{1 \text{ g}}{x} \rightarrow x = \frac{1 \text{ g}}{6,0 \times 10^{23}} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Em geral, supõe-se que 1,0 g (massa molar do hidrogênio) equivale à constante de Avogadro (N_A) de unidades de massa atômica, pois a massa atômica do hidrogênio é igual a 1 u.

Logo, $1 \text{ g} = 6,0 \times 10^{23} \text{ u}$ ou $1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$.

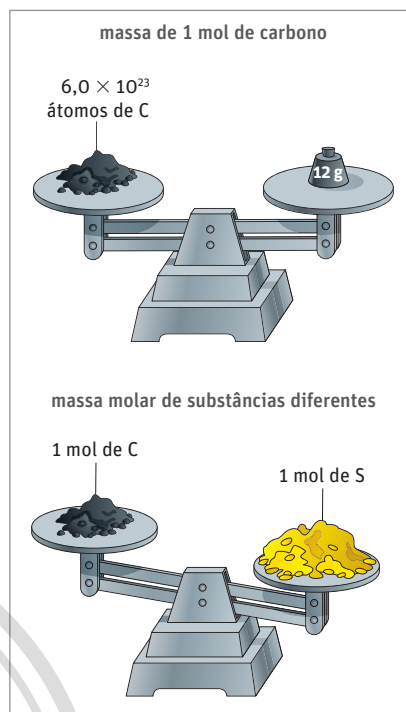
Volume molar e Hipótese de Avogadro

Amedeo Avogadro acreditava que os gases fossem formados por agrupamentos chamados de moléculas. Ele constatou que o mesmo número de moléculas de dois ou mais gases, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, ocupam o mesmo volume. A generalização dessa constatação foi denominada Hipótese de Avogadro.

Para uma mesma pressão, o volume de um gás está relacionado com a sua quantidade de matéria e é independente do gás analisado.

A 0°C e pressão de 1 atm (condições normais de temperatura e pressão – CNTP), 1 mol de gás ocupa o volume de 22,4 L. É importante, também, relacionar o volume de 1 mol de gás ideal com as condições ambientes de temperatura e pressão (CATP), que corresponde a 25 L, pois várias tabelas fornecem dados nessas condições. Veja, no quadro abaixo, essas condições.

Sigla	Denominação	Temperatura	Pressão
CATP	Condições ambiente de temperatura e pressão	25°C ($\cong 298 \text{ K}$)	1 bar ($\cong 1 \text{ atm}$) ($= 1 \times 10^5 \text{ Pa}$)



Relação entre a massa molar e a constante de Avogadro. Massas de 1 mol de diferentes substâncias contêm o mesmo número de entidades elementares (N_A). Representações em cores-fantasia.

SAIBA MAIS

Relação entre massa e quantidade de matéria

Na foto a seguir são apresentadas amostras que contêm 1 mol de diferentes substâncias simples: enxofre (S), mercúrio (Hg), carbono (C), alumínio (Al) e cobre (Cu).



Essas amostras contêm 1,0 mol de átomos diferentes entre si: enxofre (A), mercúrio (B), carbono (C), alumínio (D) e cobre (E).

Apesar de haver a mesma quantidade de partículas em todas as amostras, $6,0 \times 10^{23}$, suas massas são distintas: há 32 g de enxofre, 201 g de mercúrio, 27 g de alumínio, 64 g de cobre e 12 g de carbono. Essa variação decorre das diferentes massas molares dos materiais que constituem as amostras.

Considere uma amostra de mercúrio contendo $1,20 \times 10^{25}$ átomos do metal. A quantidade de matéria (x), em mol, e a massa (y) da amostra, em gramas, podem ser calculadas da seguinte forma:

$$\frac{1 \text{ mol de Hg}}{x} = \frac{201 \text{ g}}{y} = \frac{6,0 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1,20 \times 10^{25} \text{ átomos}}$$

$$x = 20 \text{ mol}, \quad y = 4020 \text{ g}$$

Observe que as determinações de x e y implicam o estabelecimento de relações de proporcionalidade com o número de átomos presentes na amostra.

Relação entre mol, massa molar e quantidade de partículas

Assim como o quilograma é a unidade de massa, o mol é a unidade de medida adotada pelo Sistema Internacional de Unidades (desde 1971) para a grandeza quantidade de matéria.

Por isso, é comum, em textos e problemas que envolvem cálculos químicos, a expressão das quantidades dos materiais em mol, por exemplo: 10 mol de H_2O , 2,0 mol de CO_2 , 5,0 mol de H_2 . A conversão de quantidade de matéria, em mol, para massa, em gramas, implica o estabelecimento da seguinte relação:

Em 1,0 mol há $6,0 \times 10^{23}$ entidades elementares, sendo a massa do conjunto correspondente ao valor numérico da sua massa molar, expresso em gramas.

Portanto, 2,0 mol de H_2O correspondem a 36,0 g (pois 1,0 mol de moléculas tem a massa de 18,0 g) e contêm $1,2 \times 10^{24}$ moléculas ($2 \times 6,0 \times 10^{23}$ moléculas).

Em 1 mol de NaCl há 1 mol de íons Na^+ e 1 mol de íons Cl^- ou 1 mol de pares NaCl .

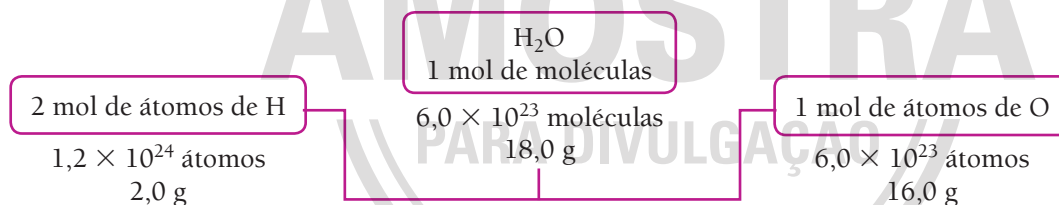
Quantidade de matéria de átomos e de moléculas - fórmulas

A fórmula H_2O indica que a molécula de água é constituída por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio e apresenta massa molecular de 18 u.

A partir das relações estabelecidas entre mol, massa molar e a constante de Avogadro, definiu-se que 1 mol de moléculas de água é constituído por $6,0 \times 10^{23}$ moléculas com massa igual a 18 g.

Pode-se também afirmar que, em 1 mol de moléculas de H_2O , há 2 mol de átomos de hidrogênio ($1,2 \times 10^{24}$ átomos) e 1 mol de átomos de oxigênio ($6,0 \times 10^{23}$ átomos). Pode-se ainda estabelecer que 1 mol de H_2O é constituído por 2,0 g de átomos de hidrogênio e 16,0 g de átomos de oxigênio.

Observe o esquema a seguir.



Essas relações permitem a determinação de fórmulas quando conhecidas as massas ou quantidades de átomos que compõem determinada quantidade de matéria de uma espécie química específica.

Considere, por exemplo, a sacarose – açúcar comum – no exercício a seguir.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

9. Sabendo que em 1,0 mol de moléculas de sacarose há 144 g de átomos de carbono, 22 mol de átomos de hidrogênio e $6,6 \times 10^{24}$ átomos de O, para determinar a fórmula da sacarose ($\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$), devem-se determinar x , y , z , os quais correspondem à quantidade de matéria, em mol, de cada um dos átomos que compõem a molécula.

Resolução

Como em 1 mol de moléculas há 22 mol de átomos de H, $y = 22$. Para a determinação de x e z , são montados os algoritmos representados a seguir.

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de C}}{x} = \frac{12 \text{ g}}{144 \text{ g}} \rightarrow 12 \text{ g} \times x = 1 \text{ mol} \times 144 \text{ g} \rightarrow x = \frac{144 \text{ g} \times \text{mol}}{12 \text{ g}} = 12 \text{ mol de C}$$

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{z} = \frac{6 \times 10^{23} \text{ átomos}}{6,6 \times 10^{24} \text{ átomos}} \rightarrow 6 \times 10^{23} \text{ átomos} \times z = 1 \text{ mol} \times 6,6 \times 10^{24} \text{ átomos} \rightarrow z = \frac{1 \text{ mol} \times 6,6 \times 10^{24} \text{ átomos}}{6 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 11 \text{ mol de O}$$

Logo, a sacarose apresenta fórmula molecular $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ e massa molar $342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

10. A nicotina é um composto orgânico classificado como alcaloide. Essa substância é responsável pela dependência química dos fumantes. Sabendo-se que em um mol de moléculas de nicotina há 10 mol de carbono, 14 g de hidrogênio e $1,2 \times 10^{24}$ átomos de nitrogênio, determine a fórmula molecular do alcaloide.
11. O rótulo de um isotônico, bebida utilizada por atletas para manter as concentrações de sais minerais e carboidratos no organismo, traz, entre outras, as seguintes informações:

Quantidade presente em uma porção de 200 mL	
sódio (Na ⁺)	90 mg
potássio (K ⁺)	25 mg
cloreto (Cl ⁻)	84 mg

- a) Caso as quantidades fossem expressas em mol, quais seriam os valores indicados no rótulo?
- b) Determine a quantidade de íons sódio, potássio e cloreto presentes em 1 L da bebida.
12. A cocaína é extraída de folhas de uma planta que ocorre exclusivamente na América do Sul (Colômbia, Peru, Bolívia e Equador): a *Erythroxylon coca*, conhecida como coca ou *epadu*, este último nome dado por indígenas brasileiros. Trata-se de um alcalinógeno que produz euforia, seguida de uma intensa sensação de bem-estar e ilusão de imenso poder, sensações essas seguidas de depressão, o que faz com que o usuário anseie por uma nova sensação de euforia, iniciando um novo ciclo euforia, depressão, abstinência. Uma droga, portanto, que vicia e mata, sendo responsável pela morte de milhares de jovens, todos os anos, no Brasil e no mundo.
- a) Sabendo-se que em 1 mol de moléculas de cocaína há 17 mol de átomos de carbono, 21 g de átomos de hidrogênio, $6,0 \times 10^{23}$ átomos de nitrogênio e 64 g de oxigênio, determine sua fórmula molecular.
- b) Calcule a massa molar, em g/mol, da cocaína.
- c) Qual a quantidade de matéria, em mol, encontrada em uma amostra de 3,03 g de cocaína?
- d) Calcule o número de moléculas de cocaína presente em uma amostra contendo 2×10^{-3} mol da droga.
13. Coloque em ordem crescente de quantidade de matéria as amostras das seguintes substâncias:
- a) 5,0 g de água, H₂O;
- b) 1,5 mol de dióxido de carbono, CO₂;
- c) 30 g de hidróxido de sódio, NaOH;
- d) $3,0 \times 10^{23}$ moléculas de gás cloro, Cl₂.
14. Indique, nos casos a seguir, o sistema que apresenta maior número de moléculas. Justifique.

- a) 22 g de dióxido de carbono e 1,7 g de amônia.
- b) 180 g de água e 980 g de ácido sulfúrico.
- c) 73 g de cloreto de hidrogênio e 10 g de gás hidrogênio.

15. Um átomo de um elemento apresenta massa igual a $9,786 \times 10^{-23}$ g. Qual é sua massa atômica?
16. A análise de determinado composto orgânico indicou que, em 0,5 mol da substância, há 78 g de carbono, $5,4 \times 10^{24}$ átomos de hidrogênio e 1 mol de átomos de oxigênio. Determine a fórmula molecular do composto e sua massa molar, em g/mol.
17. Leia, a seguir, os trechos de uma reportagem e depois responda às questões.

Um dia comum na aula de Química. Sobre as mesas, os alunos utilizam pequenas esferas de tamanhos e cores variadas para montar estruturas químicas de moléculas. A pequena Clara Lazen, de 10 anos, constrói uma estrutura pouco usual e pergunta que molécula seria aquela. O professor – talvez um pouco desconcertado, mas muito entusiasmado – admite não saber, sem desconfiar que se tratava de uma molécula completamente nova.

Isso aconteceu em uma escola do Kansas, nos Estados Unidos. Kenneth Boehr, o professor em questão, procurou a ajuda do amigo, o também químico Robert Zoellner, da Universidade Humboldt, na Califórnia, para identificar a molécula misteriosa. A curiosa descoberta do tetranitratoxocarbono rendeu um artigo publicado em janeiro na revista *Computational and Theoretical Chemistry* – assinado pelos três personagens. [...]

Sorte e criatividade

A descoberta casual ressalta a relação próxima que muitas vezes a ciência estabelece com a criatividade, o espírito artístico e até com a sorte. Sem amarras de conhecimentos profundos de Química, a menina foi levada [...] a desenvolver um arranjo improvável, que muitos químicos teriam descartado logo a princípio. [...]

“Clara não tinha conhecimentos prévios que a fizessem pensar que o arranjo seria improvável ou impossível. A criatividade a levou a uma estrutura bastante simétrica que, por sorte, mostrou-se viável na teoria”, analisa Zoellner.

[...]

GARCIA, M. A menina que inventava moléculas. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/alo-professor/intervalo/2012/02/a-menina-que-inventava-moleculas-1>>. Acesso em: 11 mar. 2016.

- a) Considerando que a fórmula molecular do tetranitratoxocarbono é C₅N₄O₁₂, encontre a massa molar dessa substância.
- b) Pesquise, em *sites* ou em livros, descobertas que ocorreram nas ciências por acidente. Escreva um resumo sobre uma delas.

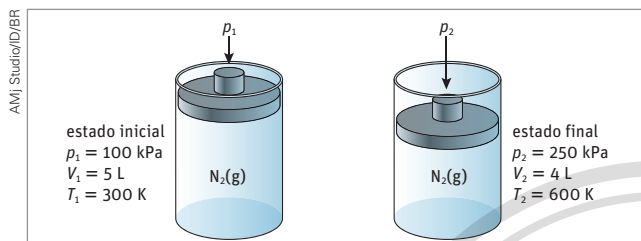
Equação de estado dos gases

Quando uma massa fixa de gás sofre uma transformação em que as três grandezas (pressão, volume e temperatura) se alteram, a relação $\frac{pV}{T}$ permanece constante.

A relação entre o estado inicial e o final pode ser expressa por uma equação, como a apresentada abaixo.

$$\frac{p_i V_i}{T_i} = \frac{p_f V_f}{T_f}$$

Observe essa relação no seguinte esquema.



Assim, para uma quantidade fixa de um gás, o quociente entre um produto pV e a temperatura permanece constante.

$$\frac{p_i V_i}{T_i} = \frac{p_f V_f}{T_f}$$

O valor da constante é proporcional à quantidade de matéria do gás (n), de modo que se possa escrever a seguinte equação:

$$\frac{pV}{T} = nR$$

Nessa expressão, R é chamada de **constante universal** dos gases e pode assumir diferentes valores, dependendo da unidade de pressão.

Valor de R	Unidades
0,082	$L \cdot atm \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$
62,36	$L \cdot mmHg \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$
8,314	$L \cdot kPa \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

Essa equação é denominada **equação de estado** e relaciona a pressão de uma amostra gasosa com seu volume, sua temperatura e com a quantidade de matéria nela presente.

A equação de estado pode também ser escrita da seguinte forma:

$$pV = nRT$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

18. Um gás no estado 1 apresenta volume de 14 L, pressão de 5 atm e temperatura de 300 K. Qual será a pressão do gás em um estado 2 se o volume for dobrado à temperatura constante?

Resolução

Essa é uma transformação isotérmica.

Assim, $p_1 V_1 = p_2 V_2$. Substituindo os valores, tem-se:

$$5 \text{ atm} \times 14 \text{ L} = p_2 \times 28 \text{ L}$$

$$\text{Logo, } p_2 = \frac{5 \text{ atm} \times 14 \text{ L}}{28 \text{ L}}$$

$$p_2 = 2,5 \text{ atm}$$

SAIBA MAIS

Os gases e o movimento das máquinas

O conhecimento sobre as transformações gasosas e sua relação com a energia foi essencial para o desenvolvimento das máquinas a vapor.

Nesses equipamentos, o calor gerado com a queima de combustível (carvão) transformava a água líquida em vapor. O gás formado era então conduzido a um cilindro, expandia-se e empurrava o êmbolo.

Essa transformação possibilitou, por exemplo, o bombeamento de água de minas de carvão e de ferro alagadas, bem como promoveu o deslocamento mais rápido de embarcações e o desenvolvimento de locomotivas.

Fontes de pesquisa: AMARAL, D. História da mecânica: o motor a vapor. Disponível em: <<http://linkte.me/ctva6>>; BRAIN, M. Como funcionam os motores a vapor. Disponível em: <<http://ciencia.hsw.uol.com.br/motor-a-vapor.htm>>. Acessos em: 11 mar. 2016.

Mistura de gases

Pressão parcial

Imagine que os pneus de um automóvel sejam “calibrados” com uma pressão de 2,0 atm por meio de um compressor de ar.

Admitindo que o ar é formado por 80% em volume de nitrogênio, N_2 , e 20% em volume de oxigênio, O_2 , pode-se dizer que a pressão total da mistura gasosa dentro do pneu corresponde a 2,0 atm e que o nitrogênio contribui para essa pressão com 80% desse valor, enquanto o oxigênio é responsável por 20% da pressão total.

A pressão que cada gás exerceria, isoladamente, nas mesmas condições de temperatura e volume da mistura é chamada de **pressão parcial do gás**. Pode-se dizer que a pressão parcial do oxigênio é 0,4 atm (20% da pressão total de 2,0 atm) e a pressão parcial do nitrogênio é 1,6 atm (80% da pressão total de 2,0 atm). Observe que a soma das pressões parciais é igual à **pressão total**.

É possível determinar a pressão parcial (p) do nitrogênio no pneu pela equação de estado dos gases, em que p_{N_2} é a pressão parcial do nitrogênio, e n_{N_2} , a quantidade de matéria de nitrogênio na mistura gasosa.

$$p_{N_2} \cdot V = n_{N_2} \cdot RT$$



Jaček Blisk/Glowimages

A manutenção da calibragem adequada dos pneus é um dos requisitos de segurança de um automóvel.

Lei de Dalton

Dalton constatou que a pressão total de uma mistura de gases é igual ao somatório das pressões parciais dos gases que formam essa mistura.

Como o nitrogênio ocupa 80% do volume da mistura, pode-se concluir que, para cada 1 mol da mistura, 0,8 mol corresponde a nitrogênio. A fração $\frac{0,8 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$ é chamada **fração em quantidade de matéria** do nitrogênio na mistura gasosa (X_{N_2}). A pressão parcial de nitrogênio na mistura gasosa pode ser calculada pela seguinte expressão:

$$p_{N_2} = p X_{N_2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow p_{N_2} = 1,0 \text{ atm} \times 0,8 = 0,8 \text{ atm}$$

De modo análogo, a pressão parcial do oxigênio pode ser calculada como 0,2 atm ($1,0 \text{ atm} \times 0,2 = 0,2 \text{ atm}$). Logo, a pressão total é:

$$p_{\text{total}} = 0,8 \text{ atm} + 0,2 \text{ atm} = 1,0 \text{ atm}$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

19. Calcule a pressão total de uma mistura gasosa formada por 3 mol de um gás A e 2 mol de um gás B, considerando que a temperatura final é de 300 K e o volume é de 15 L.

Resolução

$$pV = n_T RT$$

$$p \times 15 \text{ L} = 5 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 300 \text{ K}$$

$$p = 8,2 \text{ atm}$$

Você se lembra?

Quantidade de matéria

Como átomos e moléculas são partículas muito pequenas, é importante trabalhar com um número fixo de átomos ou de moléculas: o **mol**.

A massa de 1 mol de átomos de determinado elemento é a massa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos, a qual corresponde à sua massa atômica em gramas.

A massa de 1 mol de moléculas (massa molar — M) é a massa de $6,0 \times 10^{23}$ moléculas, a qual corresponde à sua massa molecular em gramas.

Pode-se calcular a quantidade de matéria de uma dada massa (m) de substância pela seguinte relação:

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } M \text{ g/mol}$$

$$n \text{ ————— } m \text{ g}$$

n = quantidade de matéria

m = massa da substância

M = massa molar da substância

Volume parcial

Considere um cilindro de combustível de 20 L que contém gás natural. A composição desse gás, em volume, é 85% de metano, CH_4 , 10% de etano, C_2H_6 , e 5% de propano, C_3H_8 .

Pode-se dizer que se apenas o metano, nas mesmas condições de pressão e temperatura, fosse separado da mistura, ocuparia 85% desse volume, ou seja, 17 L. Se o etano fosse isolado, nessas mesmas condições, ocuparia 10% do volume do cilindro, o que corresponderia a 2,0 L; se o propano fosse isolado, nas mesmas condições, ocuparia 5% do volume total, ou seja, 1,0 L. O volume que cada gás ocupa nas condições da mistura corresponde ao volume parcial do gás na mistura.

Observe que a soma dos volumes parciais (V) é igual ao volume total (V).

$$V = V_{\text{CH}_4} + V_{\text{C}_2\text{H}_6} + V_{\text{C}_3\text{H}_8}$$
$$V = 17 \text{ L} + 2,0 \text{ L} + 1,0 \text{ L} = 20 \text{ L}$$

Pode-se calcular o volume parcial de um desses gases com o auxílio da equação de estado dos gases.

$$pV_{\text{CH}_4} = n_{\text{CH}_4}RT$$

Outro procedimento possível consiste em calcular o volume parcial de cada um dos gases da mistura pela fração em quantidade de matéria. Para cada 100 mol de mistura, 85 mol correspondem ao metano. Portanto, o volume parcial de metano é dado da seguinte forma:

$$V_{\text{CH}_4} = \frac{85 \text{ mol}}{100 \text{ mol}} \times 20 \text{ L} = 17 \text{ L}$$

O mesmo raciocínio pode ser efetuado para calcular os volumes parciais dos demais componentes da mistura gasosa.

Essas considerações, feitas para a mistura de metano, etano e propano, valem para qualquer mistura de gases: o volume total de uma mistura gasosa é a soma dos volumes parciais dos gases dessa mistura. Tal generalização é conhecida como **Lei de Amagat dos Volumes Parciais**.

Densidade dos gases

Densidade absoluta

A densidade de um gás pode ser calculada pela relação entre sua massa e seu volume.

$$d_{\text{gás}} = \frac{m_{\text{gás}}}{V_{\text{recipiente}}}$$

Geralmente, a densidade é expressa em **gramas por litro** ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$).

Como, para 1 mol de qualquer gás nas CNTP, a densidade absoluta é descrita pelo quociente entre sua massa molar e seu volume molar, tem-se:

$$d_{\text{gás}} = \frac{M}{22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

É possível também calcular a densidade de um gás (em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) pela equação de estado.

$$pV = \frac{mRT}{M}$$

Essa equação também pode ser escrita de outra forma. Veja.

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

Conclui-se da expressão acima que, sob pressão constante, a densidade de um gás é inversamente proporcional à sua temperatura. O aumento da temperatura de um gás provoca diminuição de sua densidade.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

20. Um gás de massa molar igual a 30 g está dentro de um recipiente a uma pressão de 0,5 atm e temperatura 273 K.

Qual é a densidade desse gás?

Resolução

$$d = \frac{pM}{RT}$$
$$d = \frac{0,5 \text{ atm} \times 30 \text{ g}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 273 \text{ K}}$$
$$d = 0,67 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

SAIBA MAIS

Relação entre densidade e temperatura

O ar quente pode ser usado para elevar balões na prática do balonismo esportivo. Isso ocorre porque, quando a temperatura de um gás (ou de uma mistura

gasosa) aumenta, suas moléculas se afastam e, portanto, seu volume aumenta.

O aumento da temperatura de um gás provoca, portanto, a diminuição de sua densidade.

Difusão e efusão

Em um dos cantos de uma sala totalmente fechada, um indivíduo abre, simultaneamente, dois frascos: um deles contém vinagre (solução aquosa contendo ácido acético – $\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$), e o outro, detergente amoniacal (solução aquosa que libera amônia gasosa – NH_3). Alguém que esteja situado em outro canto da sala percebe primeiro o odor de vinagre ou o de amônia? É possível fazer esse tipo de previsão?

O espalhamento de um gás em outro meio gasoso é chamado **difusão**. Quanto maior a densidade de um gás, maior a sua massa molar e menor a velocidade de difusão. Quanto menor a densidade de um gás, menor a sua massa molar e maior a sua velocidade de difusão.

O gás hélio (He – massa molar $4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) se difunde rapidamente. Já o butano (C_4H_{10} – massa molar $58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), um dos componentes do gás de cozinha, apresenta velocidade de difusão bem menor que a do hélio.

A difusão de dois gases está ilustrada no esquema ao lado.

Imagine um balão de borracha cheio de ar. Depois de alguns dias, ele fica murcho, pois as substâncias gasosas presentes no ar atravessam os pequenos orifícios presentes no balão, como mostrado na figura ao lado. A passagem de um gás por um pequeno orifício é chamada **efusão**.

Quanto maior a densidade de um gás e, portanto, maior sua massa molar, menor a velocidade de efusão.

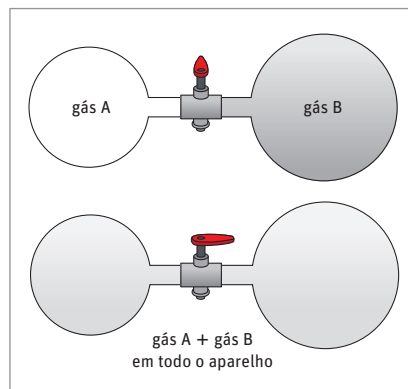
Thomas Graham (1805-1869) estudou os fenômenos de difusão e efusão. Para ambos, ele verificou que as velocidades de difusão e efusão de um gás são inversamente proporcionais à raiz quadrada de sua densidade.

$$v \propto \frac{1}{\sqrt{d}}$$

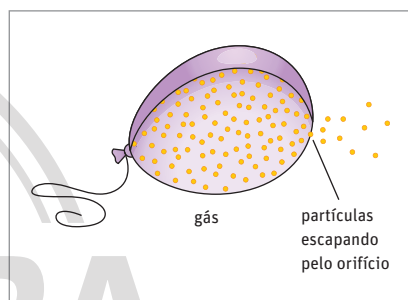
Essa é a expressão matemática que descreve a Lei de Graham.

Lembrando que a densidade de um gás pode ser dada em função da massa molar, é possível também relacionar as velocidades de difusão relativa de dois gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, pela seguinte expressão:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$



Esquema de difusão dos gases A e B. Representação em cores-fantasia.



Na imagem acima foi destacada a efusão em um dos orifícios do balão. Representação em cores-fantasia.

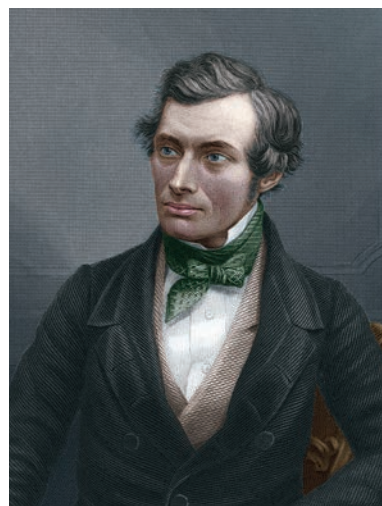
QUÍMICA TEM HISTÓRIA

Thomas Graham

Químico escocês nascido em Glasgow, criador do termo coloide (1849), em inglês *colloids*, e famoso por seu estudo da difusão de gases e pela descoberta da diálise. [...] Apresentou, à Sociedade Real de Edimburgo, as conclusões de seus estudos e experimentos sobre difusão de gases, enunciando a famosa Lei de Graham: a velocidade de difusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua densidade (1835), de fundamental importância para a evolução das teorias posteriores sobre a constituição da matéria. Passou a lecionar (1837) no University College de Londres, onde publicou sua mais notável obra de cunho didático, *Elementos de Química* (1841). [...] Conhecido como o pai da química coloidal, estudo que iniciou no final da década (1849) e definiu a divisão das substâncias entre cristaloides e coloides. Também estudou a adsorção de gases por líquido e por metais, além da adsorção de sais pelo carvão. [...]

Universidade de Campina Grande. Disponível em: <<http://www.dec.ufcg.edu.br/biografias/ThomaGra.html>>. Acesso em: 11 mar. 2016.

Concepção artística de Thomas Graham.
Gravura de C. Cook, século XIX.



Sheila Terry/SPL/Lainmstock

EXERCÍCIO RESOLVIDO

21. A velocidade de efusão do O_2 por um orifício é de 5 litros por minuto ($L \cdot \text{min}^{-1}$).

Qual a velocidade de efusão do gás neônio (Ne) pelo mesmo orifício, sabendo que os dois gases estão nas mesmas condições de pressão e temperatura?

Dados:

$$M_{\text{Ne}} = 20 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M_{O_2} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Resolução

$$\frac{v_{O_2}}{v_{\text{Ne}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{Ne}}}{M_{O_2}}}$$

Substituindo os valores, tem-se:

$$\frac{5 \text{ L} \cdot \text{min}^{-1}}{v_{\text{Ne}}} = \sqrt{\frac{20 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{5 \text{ L} \cdot \text{min}^{-1}}{v_{\text{Ne}}} = 0,79 \Rightarrow v_{\text{Ne}} \cong 6,3 \text{ L} \cdot \text{min}^{-1}$$

22. Calcule a pressão parcial de um gás (A) sabendo que a pressão total do sistema é de 750 kPa e a pressão parcial do outro gás (B) é de 450 kPa.

23. Dois gases A e B são misturados e a pressão total do sistema corresponde a 850 kPa. Com base nessas informações, responda:

- Qual é a pressão parcial do gás B, sabendo que a do gás A é 320 kPa?
- Qual é a relação entre os volumes parciais de cada um dos gases, sabendo que a temperatura é de 20 °C e que a quantidade total de partículas é 11 mol?
- Qual seria o volume de A se a quantidade de matéria de B fosse igual a 8 mol e a temperatura igual a 20 °C?

24. Considere a mistura de gases A, B e C. A quantidade de matéria do gás A é 2 mol, a do gás C é o triplo de A e a do gás B é metade do gás C.

- Qual é a pressão da mistura, sabendo que a temperatura final é 298 K e o volume 10 L?
- Qual é a pressão parcial de cada um dos gases na mistura?

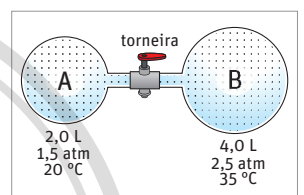
25. Retomando o exercício anterior, considere que as massas dos gases A, B e C são 80 g, 90 g e 120 g, respectivamente.

- Qual é o valor da densidade absoluta de cada um se o volume do recipiente em que se encontram for de 32 L?
- Calcule as densidades relativas entre eles.

26. Um gás A, cuja massa molar é igual a $25 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, foi misturado com um gás B de massa molar igual a $34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Admitindo que ambos estão nas mesmas condições de pressão e temperatura, faça o que se pede a seguir.

- Calcule a densidade relativa entre os dois gases.
- Calcule a densidade absoluta do gás B, sabendo que 0,76 mol desse gás se encontra em um recipiente de 40 L.

27. Considere um sistema formado por dois recipientes (A e B) interligados, como mostra o esquema a seguir.



Após ser aberta a torneira, os gases se misturaram e observou-se, após um tempo, que a pressão e a temperatura do sistema eram 2 atm e 25 °C, respectivamente. Calcule as pressões parciais para os gases A e B.

28. Considere os isótopos naturais do cloro e do hidrogênio: ^1H e ^2H ; ^{35}Cl e ^{37}Cl . Assim, o cloreto de hidrogênio consiste de quatro diferentes tipos de molécula: $^1\text{H}^{35}\text{Cl}$, $^1\text{H}^{37}\text{Cl}$, $^2\text{H}^{35}\text{Cl}$ e $^2\text{H}^{37}\text{Cl}$. Coloque essas moléculas em ordem crescente de velocidade de efusão.

29. Use a Lei de Graham para calcular a massa molar de um gás A que demora 300 s para atravessar um pequeno orifício. Sabe-se que o mesmo volume de CH_4 , sob a mesma condição de temperatura e pressão, atravessa esse orifício em 219 s.

30. Num dos cantos de uma sala totalmente fechada são abertos, simultaneamente, dois frascos. Um deles contém solução aquosa de amônia [$\text{NH}_3(\text{aq})$], e o outro, solução aquosa de sulfeto de hidrogênio [$\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$]. Pode-se afirmar que um indivíduo localizado na outra extremidade da sala:

- sente primeiro o odor de ovo podre e, depois, o de amoníaco.
- sente primeiro o odor de amoníaco e, depois, o de ovo podre.
- sente os dois odores ao mesmo tempo.
- não sente odor nenhum, pois esses gases reagem rapidamente com o oxigênio do ar, formando substâncias inodoras.

Atividade experimental

Volume molar dos gases

Objetivo

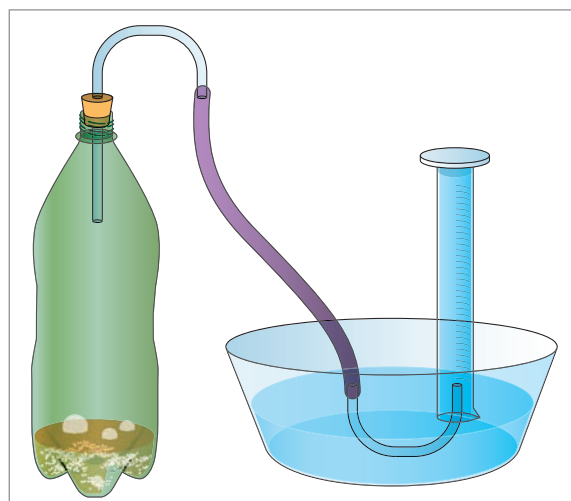
Determinar o volume molar de um gás.

Material

- bicarbonato de sódio (0,5 g)
- termômetro
- garrafa PET de 500 mL (aproximadamente)
- 2 tubos cilíndricos de vidro
- proveta graduada de 200 mL
- 50 cm de mangueira flexível de borracha
- rolha de borracha com furo no centro
- tubo cilíndrico de vidro de 5 cm de comprimento inserido no furo da rolha da garrafa PET
- bacia com água
- 100 mL de vinagre

Procedimento

1. Com um termômetro, meça a temperatura do vinagre.
2. Pese cerca de 0,5 g de bicarbonato de sódio e anote o valor exato (m).
3. Monte um sistema para coletar gases utilizando garrafa PET, rolha de borracha, mangueira flexível munida de vidro recurvado em sua extremidade, bacia com água e proveta de 200 mL completamente cheia de água, conforme mostrado na figura acima.
4. Adicione cerca de 50 mL de vinagre na garrafa PET.
5. Coloque a extremidade da mangueira com vidro recurvado dentro da proveta cheia de água acidulada com vinagre e emborcada na bacia com água.
6. **Rapidamente**, insira o bicarbonato de sódio na garrafa juntamente com o vinagre e tampe, recolhendo o gás.
7. Observe a reação química que ocorre dentro da garrafa. Você vai perceber que houve desprendimento de gás e que ele chegou à proveta por meio da mangueira flexível.
8. Faça a leitura na graduação da proveta e verifique o volume de gás formado pela diferença do volume de água nessa proveta.
9. Compare o valor do volume formado de gás lido na proveta com o volume esperado quando se utilizam a equação da reação balanceada e a equação de estado dos gases.



Sistema de recolhimento de gás. Representação em cores-fantasia.

Equipamentos de segurança

Óculos de segurança e avental de algodão com mangas compridas.

Resíduos

O descarte líquido pode ser despejado na pia.

Análise e discuta

1. Observe a montagem do experimento e explique a necessidade de colocar água dentro da proveta **antes** de iniciá-lo.
2. Qual é a equação da reação de bicarbonato de sódio com uma solução ácida?
3. Com a massa medida de bicarbonato de sódio, calcule a quantidade de matéria dessa substância utilizada como reagente e, usando a equação da questão 2, calcule a massa de dióxido de carbono esperada se o experimento fosse feito nas CATP.
4. Com a equação de estado dos gases e os dados de temperatura e pressão no local e momento da experiência, determine o volume ocupado pela quantidade de matéria de dióxido de carbono calculada na questão anterior.
5. Discuta o resultado experimental obtido comparando-o com o resultado teórico (25 L).

A teoria atômica de Dalton: dos gases às combinações químicas

Estudos sobre a atmosfera terrestre

Ao longo do século XVIII, os denominados “filósofos da natureza” identificaram que a atmosfera terrestre não se constituía por um único “ar”, mas por vários “ares” (gases). No fim daquele século, compreendia-se que a atmosfera era formada (utilizando a nomenclatura atual) pelos gases nitrogênio, oxigênio, carbônico e vapor de água. Contudo, a partir dessa nova compreensão, novas questões foram levantadas. Esses estudiosos queriam saber, por exemplo, se os gases estavam quimicamente combinados na atmosfera ou se formavam uma mistura e, caso formassem uma mistura, a razão que levava esses diferentes gases a não se distribuírem em camadas, de acordo com suas respectivas densidades.

Dalton e os estudos sobre a atmosfera

Essas questões chamaram a atenção de John Dalton nos primeiros anos do século XIX e o levaram à elaboração de sua teoria atômica. Ao longo de sua vida, ele lecionou Matemática e Filosofia natural e, concomitantemente a isso, registrou dados a respeito de fenômenos atmosféricos, os quais são objetos de estudo da meteorologia, tendo especial interesse na água contida na atmosfera na forma de vapor e na solubilidade em água dos gases da atmosfera.

Dalton propôs uma explicação para a natureza homogênea da atmosfera terrestre baseada na mecânica de Isaac Newton, a qual influenciou seu modo de pensar desde a juventude. Para Newton, a matéria consistia de diferentes partículas, em que as menores (mais simples) formariam as maiores (mais complexas). Seguindo essa ideia, Dalton interpretou que partículas iguais (ou gases iguais) de uma mistura se repeliriam mutuamente e que partículas diferentes (ou gases diferentes) entre si não se repeliriam. Logo, como gases diferentes não se repelem, a pressão total de um sistema contendo diferentes gases seria determinada pela soma das pressões parciais de cada um deles. Essa constatação levaria Dalton a formular uma lei que receberia o seu nome.

Dalton dirigiu, posteriormente, sua atenção para a solubilidade dos gases em água, passando a trabalhar com William Henry, o qual, ao tomar conhecimento

das primeiras ideias de Dalton, começou a empregá-las para otimizar a produção de água gaseificada (gás carbônico dissolvido em água). Os avanços nas pesquisas levaram Henry a concluir que, para uma temperatura definida, o aumento da pressão parcial do gás, que poderia ser entendido como o aumento do número de partículas, levaria ao aumento da sua dissolução em água.

A construção da teoria atômica

A compreensão dos gases como partículas diminutas interagindo entre si, influenciada pelas ideias de Newton, forneceu uma explicação para a natureza homogênea da atmosfera e também para a dissolução dos gases em água. Porém, Dalton começou a cogitar que as menores partículas propostas por Newton pudessem ser diferentes entre si.

Essa suposição começou a ganhar força com o estudo sobre a solubilidade dos gases, no qual as investigações experimentais o levaram a interpretar que, para gases diferentes, frações diferentes se dissolviam em água. Para explicar isso, Dalton especulou que as distintas frações dissolvidas eram explicadas pelos diferentes pesos (termo utilizado na época para o que chamamos hoje de massas) das partículas que constituem os gases, sendo as menores partículas compreendidas como átomos. Essa ideia levou Dalton a atribuir massas relativas aos átomos de acordo com a composição de substâncias conhecidas na época. Com isso, ele verificou que, em porcentagem, o hidrogênio ocorria em menor quantidade nos compostos, adotando-o como o átomo mais leve e, a partir dele, atribuiu relativamente o peso de elementos mais pesados (por exemplo, $H = 1$ e $O = 7$).

A explicação do comportamento e da solubilidade dos gases por meio de átomos foi usada, posteriormente, para entender as combinações químicas. Com base em resultados experimentais da composição percentual de diferentes substâncias, Dalton explicou-as como decorrentes da combinação de átomos, os quais se associariam sempre nas proporções mais simples.

As contribuições de Dalton foram importantes por explicar fenômenos físicos e químicos por meio de partículas diminutas denominadas átomos.

ANALISE E DISCUTA

1. O que motivou Dalton a estudar a atmosfera terrestre?
2. Como os estudos dos gases realizados por Dalton contribuíram para a construção de sua teoria atômica?
3. Qual é a importância da teoria atômica para a Química posterior a Dalton?

31. A fotografia abaixo mostra diferentes substâncias simples, cada qual em quantidade igual a 1,0 mol.

No sentido horário, a partir do canto superior esquerdo, tem-se: raspas de cobre (Cu), folhas de alumínio amasadas (Al), pesinhos de chumbo (Pb), raspas de magnésio (Mg), crômio (Cr) e enxofre (S).



Sérgio Dotta Jr./IDBER

- a) Quantos átomos de cada uma das substâncias há nas diferentes amostras?
- b) Indique a massa molar de cada uma das substâncias mostradas na fotografia.
- c) Qual a massa de cada uma das amostras?
- d) Explique por que as amostras apresentam massas diferentes apesar de conterem a mesma quantidade de matéria.
32. O clorato de potássio ($KClO_3$) é uma substância utilizada na fabricação de explosivos, fogos de artifício, propelente sólido para foguetes, etc. Essa substância, quando aquecida, decompõe-se formando cloreto de potássio (KCl) e gás oxigênio (O_2).
- a) Escreva a equação química que representa a decomposição do clorato de potássio.
- b) Determine as massas molares, em g/mol, dos reagentes e produtos da reação citada.
- c) Determine a quantidade em massa de $KClO_3$ correspondente a 1,5 mol desse composto.
33. O ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$, é o princípio ativo de muitos medicamentos destinados ao alívio da dor, da febre e das inflamações. Considere um comprimido de 500 mg contendo 36% em massa de ácido acetilsalicílico. Determine:
- a) a massa, em gramas, de ácido acetilsalicílico presente no comprimido;
- b) a massa molar desse ácido;
- c) a quantidade de matéria, em mol, de ácido acetilsalicílico presente no comprimido;
- d) o número de moléculas desse ácido presente no comprimido.
34. A sucata de alumínio pode ser empregada na fabricação de itens para os segmentos de embalagens, construção civil, indústria automotiva, indústria siderúrgica e bens de consumo. Em 2014, o Brasil

reciclou 289,5 mil toneladas de latinhas de alumínio, o que corresponde a 21,4 bilhões de latas ou um índice de reciclagem de 98,4%.

- a) Segundo o texto, qual é a massa média aproximada de uma única lata de alumínio?
- b) Considerando que a massa das latas decorra apenas do alumínio que as constitui, determine a quantidade de matéria, em mol, de alumínio presente em uma lata.
- c) Quantos átomos de alumínio há em uma única lata do metal?
- d) Qual a quantidade de matéria, em mol, do alumínio que foi reciclado no Brasil em 2014?
- e) Quantos átomos de alumínio foram reciclados no Brasil em 2014?
35. O Brasil é pioneiro na utilização de álcool etílico, C_2H_6O , como biocombustível. Suponha que um veículo apresente um consumo de 10 km/L na estrada (para percorrer 10 km, consome 1 L de combustível) e que tenha percorrido a distância de 400 km.
- Dado:** densidade do álcool etílico: $0,8 \text{ g/cm}^3$.
- a) Quantos litros de combustível o veículo deve ter consumido para percorrer 400 km?
- b) Qual é a massa, em quilogramas, de etanol correspondente ao volume calculado na questão anterior?
- c) Quantas moléculas de álcool são consumidas durante o percurso?
- d) Qual é a quantidade de matéria, em mol, de álcool consumida durante o percurso?
36. A dose diária recomendada de cálcio para um adulto é de 1 000 mg. Suponha que certo suplemento nutricional à base de cascas de ostras seja 100% composto de $CaCO_3$. Se um adulto tomar diariamente três tabletes desse suplemento de 500 mg cada, que porcentagem de cálcio da quantidade recomendada essa pessoa vai ingerir?
- Dados:** $C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $Ca = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
37. O ácido láctico, substância orgânica de fórmula molecular $C_xH_yO_z$, é responsável pelo gosto desagradável do leite azedo (resultante da ação bacteriana sobre o produto) e também pela irritabilidade muscular após a prática intensa de exercícios físicos.
- a) Sabendo que em 1 mol de ácido láctico há 36 g de carbono, $3,6 \times 10^{24}$ átomos de hidrogênio e 3 mol de átomos de oxigênio, determine a fórmula molecular do composto.
- b) Compostos cujas moléculas contêm carbono, em geral formando cadeias carbônicas, em sua estrutura, são classificados como orgânicos. Determine a porcentagem em massa de carbono na molécula de ácido láctico.

38. Entre as práticas ilícitas de adulteração do leite comercial destinado ao consumo humano, pode ser citada a adição de hidróxido de sódio (NaOH), popularmente conhecido como soda cáustica, ao produto. Apesar de sua ação corrosiva sobre os tecidos da pele, olhos e mucosa, ao ser adicionado ao leite o NaOH reduz sua acidez, reagindo com o ácido láctico formado pela ação de microrganismos.

Considere que, para neutralizar totalmente 90 g de ácido láctico, são necessários 40 g de hidróxido de sódio.

- Escreva um parágrafo sobre a importância da conscientização de fabricantes e da população com relação aos riscos associados à prática da adulteração de produtos e a importância do conhecimento da procedência dos materiais e da ação de órgãos fiscalizadores, para garantir o bem-estar da população.
- Um lote de 1 000 L de leite, contendo 1,8 g de ácido láctico por litro de produto, foi adulterado com 1 quilograma de hidróxido de sódio. Analise os dados e discuta os problemas associados ao procedimento descrito.

39. A pirolusita é um minério do qual se obtém o metal manganês (Mn), muito utilizado em diversos tipos de aços resistentes. O principal componente da pirolusita é o dióxido de manganês (MnO₂). Para se obter o manganês metálico com elevada pureza, utiliza-se a aluminotermia, processo no qual o óxido reage com o alumínio metálico, segundo a equação não balanceada:



- Utilize os coeficientes adequados para balancear a equação.
- Dê as massas molares, em g/mol, de reagentes e produtos da reação.
- Determine a quantidade de átomos de alumínio e de oxigênio presentes em 204 g de óxido de alumínio.
- Calcule a porcentagem, em massa, de manganês presente no dióxido de manganês MnO₂.

40. Um contêiner termicamente isolado contém hélio a uma temperatura T. Esse contêiner é colocado no vácuo, e sua parede possui um pequeno orifício.

A temperatura do gás hélio muda como resultado da efusão do gás pelo orifício? Se a resposta for positiva, a temperatura aumenta ou diminui?

41. Um recipiente de 2 litros contém certa quantidade de um gás a determinada temperatura. É possível guardar essa quantidade de gás em outro recipiente cujo volume seja de 1 litro, mantendo a mesma temperatura? Justifique.

42. Dois mols do gás amônia — NH₃ — decompõem-se, de acordo com a equação abaixo.



N₂ e H₂ são gases à temperatura ambiente. O gás H₂, quando liberado, ocupa um volume de 9 L. Qual deve ser o volume do gás N₂? E do gás NH₃?

43. A pressão atmosférica na Lua é considerada desprezível. Na realidade, lá, a pressão atmosférica é muito pequena. Como você acha que o barômetro de Torricelli se comportaria na Lua?

44. A tabela a seguir apresenta a relação entre a altitude e a pressão atmosférica.

Pressão atmosférica (mmHg)	Altitude (m)
760	0
670	1 000
600	2 000
530	3 000
470	4 000
410	5 000

- O que você pode concluir com base nessa tabela?
- O que você acha que acontece com a densidade do ar em lugares de altitude elevada?

45. Muitos gases emitidos em erupções vulcânicas são mais densos que o ar. A destruição da cidade de Pompeia, na Itália, pela erupção do Vesúvio, no ano 79, é uma das tragédias naturais mais conhecidas da história. Muitas pessoas provavelmente morreram por inalarem gases tóxicos. Suponha que os gases estejam todos na mesma temperatura e exibam comportamento ideal. Você acha que esses gases tóxicos têm uma velocidade de difusão maior ou menor que a do ar?

46. Suponha que 70% do corpo humano seja constituído por água. Calcule o número de moléculas de água presente no corpo de uma pessoa de 65 kg.

47. Observe a tabela abaixo, retirada do site da Nasa, que contém informações de temperatura e pressão para alguns planetas e para a Lua. Suponha uma quantidade fixa de número de mols para um gás qualquer. Qual seria a relação entre os volumes desse gás se ele viajasse de Vênus para Marte? Considere a temperatura em Kelvin.

	Mercúrio	Vênus	Terra	Lua	Marte
Temperatura média/°C	167	464	15	-20	-64
Pressão na superfície/atm	0	91	1	0	0,01

Fonte de pesquisa: Nasa. Disponível em: <http://nssdc.gsfc.nasa.gov/planetary/factsheet/planet_table_british.html>. Acesso em: 11 mar. 2016.

A ciência pode redefinir o quilograma

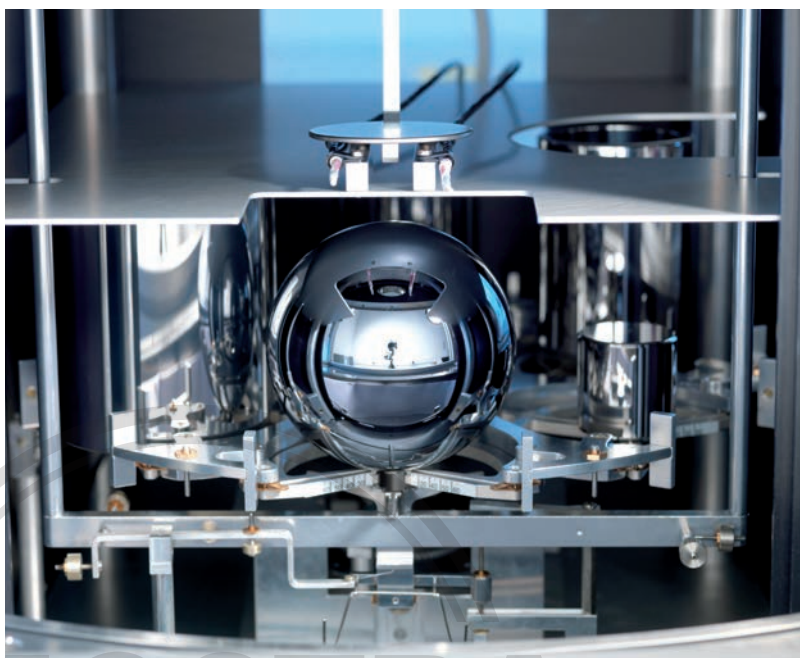
Cientistas usam Número de Avogadro para tentar redefinir o quilograma

Nas aulas de Química e Física, somos apresentados à quantidade “mol”. Aprendemos que 1 mol de moléculas corresponde a cerca de $6,022 \times 10^{23}$ moléculas, esse é o Número de Avogadro. Aprendemos, também, a consultar a tabela periódica para saber qual a massa (em quilogramas) que 1 mol de cada substância possui. Essa prática nos mostra como o Número de Avogadro está intimamente ligado com o que chamamos de 1 quilograma. Agora, uma nova medida do valor do Número de Avogadro pode contribuir com a redefinição do valor do quilograma. Mas como os cientistas determinam o que chamamos de quilograma?

Atualmente, o quilograma é definido a partir de um padrão, um cilindro de platina e irídio, presente no Escritório de Pesos e Medidas, na França. Mas essa definição é problemática. O cilindro padrão, por exemplo, está sujeito a pequenas flutuações de massa com o passar do tempo devido a reações químicas que podem acontecer na sua superfície.

Com o grau de sofisticação atingido pelos experimentos científicos atuais, essa definição do quilograma está se tornando arcaica. Pensando nisso, a comunidade científica está tentando redefinir o quilograma de modo alternativo. Eles buscam usar constantes físicas mais fundamentais para isso. Há planos de redefinir o quilograma em termos da constante de Planck (uma constante usada na mecânica quântica) até 2018.

Mas, antes de definir o quilograma em termos da constante de Planck, é preciso garantir que a constante de Planck apresente o valor correto, com a maior precisão



Esfera de silício do Projeto Avogadro, o qual tem como objetivo encontrar uma nova maneira de definir a unidade de massa quilograma. Segundo os cientistas que atuam nessa pesquisa, pode-se definir o quilograma como um número fixo de átomos de uma substância em particular.

possível. É nisso que a medida do Número de Avogadro pode ajudar. A constante de Planck pode ser escrita em termos do Número de Avogadro. Então uma medida mais precisa desta última pode ser uma forma alternativa de medir a constante de Planck.

Em julho de 2015, um time de pesquisadores da Itália, Japão e Alemanha apresentou o resultado de um trabalho para a medida do Número de Avogadro. Eles obtiveram como resultado o valor $6,02214082(11) \times 10^{23}$. Os pesquisadores acreditam que essa medida possa ser uma forma importante de determinar o valor real da constante de Planck e, com isso, obter uma boa redefinição do quilograma.

Click e Aprenda. A ciência pode redefinir o quilograma. 2015. Disponível em: <<http://clিকেaprenda.uol.com.br/portal/mostrarConteudo.php?idPagina=35712>>. Acesso em: 11 mar. 2016. Fonte original: *More Precise Estimate of Avogadro's Number to Help Redefine Kilogram*. 2015. Disponível em: <<https://www.aip.org/publishing/journal-highlights/more-precise-estimate-avogadros-number-help-define-kilogram>>. Acesso em: 11 mar. 2016.

PARA DISCUTIR

1. Qual a importância de um sistema métrico padronizado de unidades para o desenvolvimento científico e tecnológico da humanidade?
2. Com exceção do quilograma, todas as demais unidades-padrões do sistema internacional de unidades são definidas em termos de constantes físicas. Essas definições não são permanentes e podem ser modificadas. Qual a explicação para a preocupação da comunidade científica em substituir objetos, como o cilindro de platina, por constantes físicas?
3. Que característica das ciências explica a possibilidade de mudanças dos padrões de unidades? Discuta possíveis motivos que levariam a comunidade científica a modificar definições.

- 48. (Enem)** O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão para evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: <www.anvisa.gov.br>. Acesso em: 1º ago. 2012. (Adaptado.)

Considerando-se o valor de $6 \times 10^{23} \cdot \text{mol}^{-1}$ para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades?

- a) $7,5 \times 10^{21}$ d) $1,5 \times 10^{25}$
 b) $1,5 \times 10^{22}$ e) $4,8 \times 10^{25}$
 c) $7,5 \times 10^{23}$
- 49. (Unicamp-SP)** Entre os vários íons presentes em 200 mililitros de água de coco há aproximadamente 320 mg de potássio, 40 mg de cálcio e 40 mg de sódio. Assim, ao beber água de coco, uma pessoa ingere quantidades diferentes desses íons, que, em termos de massa, obedecem à sequência: potássio > sódio = cálcio. No entanto, se as quantidades ingeridas fossem expressas em mol, a sequência seria:
- Dados de massas molares em g/mol: cálcio = 40; potássio = 39; sódio = 23.
- a) potássio > cálcio = sódio.
 b) cálcio = sódio > potássio.
 c) potássio > sódio > cálcio.
 d) cálcio > potássio > sódio
- 50. (UFG-GO)** A região metropolitana de Goiânia tem apresentado um aumento significativo do número de veículos de passeio. Estima-se que um veículo movido a gasolina emita 160 g de CO_2 a cada 1 km percorrido. Considerando o número de veículos licenciados em 2008, igual a 800 000, como sendo o primeiro termo de uma progressão aritmética com razão igual a 50 000 e que a distância média percorrida anualmente por veículo seja igual a 10 000 km, conclui-se que a quantidade de CO_2 em mols, emitida no ano de 2020, será, aproximadamente, igual a:
- a) 5×10^6 c) 5×10^{10} e) 1×10^{14}
 b) 3×10^8 d) 1×10^{12}
- 51. (UCS-RS)** Cientistas que trabalham na Nasa descobriram que, em algum momento, existiu em Marte um oceano tão extenso quanto o Ártico na Terra. No artigo publicado recentemente pela revista *Science*, a equipe que conduziu esse estudo explica que, há 4,3 bilhões de anos, quando Marte ainda era úmido, esse oceano pode ter ocupado 19% da superfície do

planeta vermelho. A estimativa se baseia em levantamentos detalhados sobre dois tipos distintos de água: a comum, formada por um átomo de oxigênio e dois de hidrogênio, e a semipesada, na qual um dos dois átomos de hidrogênio é substituído por um átomo de deutério (representado por ${}^2_1\text{H}$).

Utilizando dois telescópios, um localizado no Havaí e outro no Chile, cientistas puderam fazer a distinção entre a constituição química da água nos dois casos. Comparando as proporções, os pesquisadores conseguiram deduzir quanto de água foi perdida no espaço. Os novos dados trazem a ideia de que Marte pode ter sido capaz de suportar vida, já que a falta de água é indicada como a principal razão pela qual o planeta é desabitado.

Disponível em: <http://oglobo.globo.com/sociedade/ciencia/marte-ja-teve-oceano-com-volume-de-agua-superior-ao-artigo-segundo-estudo-da-nasa-15519197>. Acesso em: 11 mar. 2016. (Adaptado.)

Dado: $N = 6,0 \times 10^{23}$

Em relação aos dois tipos distintos de água descritos no texto acima, assinale a alternativa correta.

- a) O número de átomos de hidrogênio contido em 0,2 mol de água comum é igual a $3,24 \times 10^{24}$.
 b) O átomo de deutério tem número de massa igual a 1 e por esse motivo é isóbaro do átomo de hidrogênio.
 c) O ângulo de ligação entre os dois átomos de H na molécula de água comum é igual a 120° .
 d) A substituição de um átomo de hidrogênio por um átomo de deutério na molécula de água comum não altera sua massa molecular.
 e) O percentual em massa de oxigênio na água comum é, em valores arredondados, de 88,9%.
- 52. (UFPA)** Vidros de vasilhames contêm cerca de 80% de SiO_2 em sua composição. Assim, considerando esse percentual, é correto afirmar que, em 525 g de vidro de vasilhame, a quantidade de matéria de SiO_2 é:
- a) 4 mol c) 7 mol e) 9 mol
 b) 14 mol d) 3 mol
- 53. (Uespi)** Os avanços tecnológicos na eletrônica levaram à invenção do espectrômetro de massa, um aparelho que determina a massa de um átomo. Um mineiro, procurando ouro em um riacho, coleta 10 g de peças finas de ouro conhecidas como “pó de ouro”. Sabendo que a massa de um átomo de ouro é $3,27 \times 10^{-25}$ kg, calcule quantos átomos de ouro o mineiro coletou.
- a) 3×10^{25}
 b) 3×10^{22}
 c) 5×10^{20}
 d) 5×10^{17}
 e) 7×10^{16}

54. (Enem) A adaptação dos integrantes da seleção brasileira de futebol à altitude de La Paz foi muito comentada em 1995, por ocasião de um torneio, como pode ser lido no texto abaixo.

A seleção brasileira embarca hoje para La Paz, capital da Bolívia, situada a 3 700 metros de altitude, onde disputará o torneio Interamérica. A adaptação deverá ocorrer em um prazo de 10 dias, aproximadamente. O organismo humano, em altitudes elevadas, necessita desse tempo para se adaptar, evitando-se, assim, risco de um colapso circulatório.

Adaptado da revista *Placar*, fev. 1995.

A adaptação da equipe foi necessária principalmente porque a atmosfera de La Paz, quando comparada à das cidades brasileiras, apresenta:

- a) menor pressão e menor concentração de oxigênio.
- b) maior pressão e maior quantidade de oxigênio.
- c) maior pressão e maior concentração de gás carbônico.
- d) menor pressão e maior temperatura.
- e) maior pressão e menor temperatura.

55. (Fuvest-SP) A tabela abaixo apresenta informações sobre cinco gases contidos em recipientes separados e selados.

Recipiente	Gás	Temperatura (K)	Pressão (atm)	Volume (L)
1	O ₃	273	1	22,4
2	Ne	273	2	22,4
3	He	273	4	22,4
4	N ₂	273	1	22,4
5	Ar	273	1	22,4

Qual recipiente contém a mesma quantidade de átomos que um recipiente selado de 22,4 L, contendo H, mantido a 2 atm e 273 K?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

56. (UFJF-MG) A calibração dos pneus de um automóvel deve ser feita periodicamente. Sabe-se que o pneu deve ser calibrado a uma pressão de 30 lb/pol² em um dia quente, a uma temperatura de 27 °C. Supondo que o volume e o número de mol injetados são os mesmos, qual será a pressão de calibração (em atm) nos dias mais frios, em que a temperatura atinge 12 °C?

Dado: Considere 1 atm = 15 lb/pol².

- a) 1,90 atm
- b) 2,11 atm
- c) 4,50 atm
- d) 0,89 atm
- e) 14,3 atm

57. (Uece) Nas mesmas condições de pressão e temperatura, um gás X atravessa um pequeno orifício com velocidade três vezes menor que a do hélio. A massa molecular de X é:

Dado: He = 4.

- a) 30
- b) 32
- c) 36
- d) 40
- e) 45

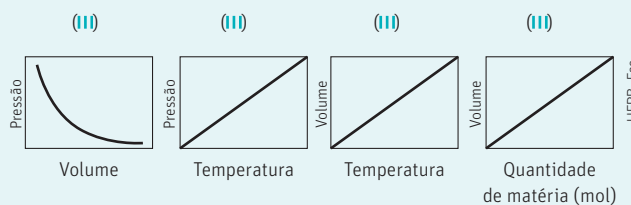
58. (PUC-RS) Uma panela de pressão cozinha alimentos em água em um tempo menor do que as panelas comuns. Esse desempenho da panela de pressão se deve à:

- (III) influência da pressão sobre a temperatura de ebulição da água.
- (III) maior espessura das paredes e ao maior volume interno da panela de pressão.
- (III) temperatura de ebulição da água, que é menor do que 100 °C, neste caso.
- (III) pressão interna, de uma atmosfera (1 atm), mantida pela válvula da panela de pressão.

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

- a) V - F - F - F
- b) V - V - F - V
- c) F - F - V - V
- d) F - V - V - V
- e) V - V - F - F

59. (UFPR) Uma bola de basquete cheia no verão provavelmente terá aparência de mais vazia no inverno, mesmo que não tenha vazado ar.



Assinale a alternativa que apresenta a sequência **correta** na numeração das representações gráficas.

- a) 1 - 3 - 4 - 2.
- b) 2 - 3 - 4 - 1.
- c) 4 - 2 - 1 - 3.
- d) 4 - 3 - 1 - 2.
- e) 2 - 4 - 3 - 1.

Relações estequiométricas nas transformações químicas

O QUE VOCÊ VAI ESTUDAR

Tipos de fórmulas.

Cálculo estequiométrico.

Reagente em excesso e reagente limitante.

Reagentes impuros e rendimento de uma reação.



Acony Santos/Futura Press

As queimadas aumentam a emissão de gases de efeito estufa e diminuem as áreas florestais com capacidade fotossintética. Incêndio na Chapada Diamantina (BA). Foto de novembro de 2015.

A fotossíntese – termo que significa “síntese pela luz” – é um dos processos biológicos mais importantes da Terra. Nesse processo, as plantas utilizam a energia solar para converter dióxido de carbono atmosférico e água em carboidratos e oxigênio.

Quando, por exemplo, respiramos ou queimamos combustíveis, os compostos formados direta ou indiretamente por meio da fotossíntese podem ser convertidos novamente em dióxido de carbono e água, com consumo de oxigênio.

O desmatamento e a queimada de grandes áreas ricas em vegetação contribuem para elevar a taxa de dióxido de carbono na atmosfera, fato apontado como uma das causas de alterações climáticas e do aquecimento global. Além disso, os combustíveis fósseis, formados ao longo de milhões de anos, vêm sendo amplamente queimados em todo o planeta, elevando em muito a concentração de dióxido de carbono na atmosfera.

Segundo o que você já estudou ou soube pelos meios de comunicação, quais seriam algumas das ocorrências associadas ao aquecimento global?

Além de acordos internacionais para diminuir a emissão de dióxido de carbono, os ambientalistas têm proposto várias medidas, como o plantio regular de árvores, para aumentar a taxa de fotossíntese. Em sua opinião, que outras medidas e adaptações poderiam contribuir para amenizar o aquecimento global?

Tipos de fórmulas

A análise da composição de uma substância desconhecida permite determinar quais são os elementos (análise qualitativa) que a constituem e em que proporção eles se encontram (análise quantitativa).

Neste capítulo, o foco do estudo será a **análise quantitativa** que leva à determinação das fórmulas **porcentual**, **mínima** e **molecular**.

Composição centesimal ou fórmula porcentual

Amostras de uma substância pura sempre apresentam os **mesmos** elementos combinados na **mesma** proporção em massa, fato já enunciado pelo químico J. L. Proust em sua **Lei das Proporções Constantes**. Isso possibilita determinar a composição centesimal (% em massa de cada elemento) a partir da análise de **qualquer** massa dessa substância.

Observe o exemplo a seguir.

Exemplo

Determinação da composição centesimal de um sal inorgânico, sabendo que a análise de uma amostra de 50 g dessa substância indicou a presença de 20 g de cálcio, 6 g de carbono e 24 g de oxigênio.

substância	massa de Ca	substância	massa de C	substância	massa de O
50 g	20 g	50 g	6 g	50 g	24 g
100 g	x	100 g	y	100 g	z

$x = 40$ g de Ca em 100 g da amostra ou 40% de Ca

$y = 12$ g de C em 100 g da amostra ou 12% de C

$z = 48$ g de O em 100 g da amostra ou 48% de O

A substância analisada apresenta as seguintes porcentagens em massa: 40% de cálcio, 12% de carbono e 48% de oxigênio. Essas porcentagens correspondem à sua composição centesimal, que também pode ser expressa pela fórmula porcentual $\text{Ca}_{40\%}\text{C}_{12\%}\text{O}_{48\%}$.

A **composição centesimal** (ou **fórmula porcentual**) indica, portanto, as porcentagens em massa dos elementos formadores da substância analisada.

Fórmula mínima ou empírica

A fórmula mínima (ou empírica) indica a proporção em menores números inteiros entre os átomos dos elementos que formam a substância.

Uma vez conhecidos os elementos químicos que constituem uma substância, por meio de análises qualitativas, e a sua composição centesimal, é possível determinar qual é a proporção entre os números de átomos de seus elementos constituintes, chegando à fórmula mínima (ou empírica) da substância.

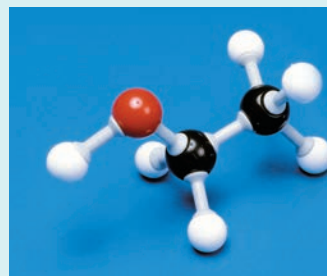
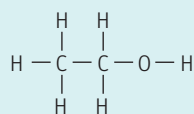
Você se lembra?

Modelos de esferas e palitos

O álcool comum (álcool etílico) tem fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, e sua fórmula estrutural plana está representada ao lado.

A representação das moléculas também pode ser feita por meio do modelo de **esferas e palitos**, em que é possível verificar a geometria espacial da molécula.

As esferas correspondem aos átomos, geralmente com cores e tamanhos diferentes para cada elemento químico, e os palitos representam as ligações entre eles.



Modelo de esferas e palitos da molécula de etanol. Cores-fantasia.

Andrew Lambert Photography/SPL/Latinstock

Cálculo da fórmula mínima a partir da centesimal

A maneira mais simples de realizar esse cálculo é considerar uma amostra de massa 100 g, pois a massa de cada elemento em 100 g da substância corresponde à porcentagem em massa dos elementos.

Em seguida, é necessário obter as quantidades de matéria de cada elemento dividindo essas massas pelas respectivas massas atômicas.

A fórmula mínima corresponde à proporção entre as quantidades de matéria dos elementos que compõem a substância.

Para obter essa proporção, dividem-se ou multiplicam-se todos os valores pelo mesmo número, pois desse modo não há alteração da proporção.

Exemplo

Determinação da fórmula empírica de um composto que apresenta 40,00% de carbono, 6,67% de hidrogênio e 53,33% de oxigênio.

Composição centesimal	Massa de cada elemento em 100 g da amostra	Quantidade de matéria, em mol ($n = \frac{\text{massa}}{A}$)	Razão entre as quantidades de matéria (divisão pelo menor valor de quantidade de matéria)
40,00% de C	40,00 g	$\frac{40}{12} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$
6,67% de H	6,67 g	$\frac{6,67}{1} = 6,67$	$\frac{6,67}{3,33} = 2$
53,33% de O	53,33 g	$\frac{53,33}{16} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$

Portanto, a fórmula mínima do composto é CH_2O .

Fórmula molecular

A fórmula molecular de um composto pode ser obtida por meio da determinação do **número de fórmulas mínimas (n)** necessárias para que se chegue à sua **massa molar**, de forma que:

fórmula molecular = (fórmula mínima) \times n, em que n é número inteiro ≥ 1 ;

massa molar = (massa da fórmula mínima) \times n, em que n é número inteiro ≥ 1 .

A **fórmula molecular** indica o número de átomos de cada elemento que compõe a molécula ou espécie química da substância, bem como a proporção entre eles.

Cálculo da fórmula molecular a partir da mínima

Para determinar a fórmula molecular de um composto a partir da fórmula mínima, basta calcular quantas fórmulas mínimas são necessárias para atingir a massa molecular.

Exemplo

Determinação da fórmula molecular do ácido ascórbico (vitamina C), sabendo que sua fórmula mínima é $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ e sua massa molar é $176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (massas atômicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16).

Cálculo da massa da fórmula mínima:

$$3 \times 12 + 4 \times 1 + 3 \times 16 = 88$$

SAIBA MAIS

Composição centesimal

A composição centesimal não é utilizada somente para quantificar os elementos químicos que constituem uma substância desconhecida. Ela também pode ser empregada em misturas, como alimentos e bebidas, para identificar e quantificar nutrientes, íons, elementos ou substâncias, bem como em outros produtos, como em xampus de uso veterinário para o combate de pulgas e carrapatos.



Rótulo de xampu de uso veterinário, o qual traz informações em massa das substâncias que compõem o produto.

É comum também a análise da composição de macronutrientes (carbono, hidrogênio, oxigênio, nitrogênio, fósforo, potássio, cálcio, magnésio e enxofre) e micronutrientes (boro, cloro, cobre, ferro, manganês, molibdênio, zinco, sódio, silício e cobalto) do solo de uma plantação. Com essa informação, o agricultor pode decidir melhor sobre como proceder, pois, caso o solo não apresente quantidade suficiente de um desses nutrientes, é muito provável que ocorra algum prejuízo no desenvolvimento da planta.

Cálculo da fórmula molecular:

$$n = \frac{176}{88} = 2$$

A fórmula mínima pode coincidir com a molecular, como ocorre, por exemplo, no caso da água e do ácido sulfúrico.

Substância	Água	Ácido sulfúrico	Peróxido de hidrogênio	Tetróxido de dinitrogênio
Fórmula molecular	H ₂ O	H ₂ SO ₄	H ₂ O ₂	N ₂ O ₄
Fórmula mínima	H ₂ O	H ₂ SO ₄	HO	NO ₂

É importante salientar que a fórmula mínima não é suficiente para identificar uma substância. Há casos em que a fórmula mínima de uma substância corresponde à fórmula molecular de outra. E há substâncias que podem ter a **mesma** fórmula mínima, como demonstra o quadro a seguir.

Substância	Fórmula molecular	Fórmula mínima
glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆	CH ₂ O
ácido acético	C ₂ H ₄ O ₂	CH ₂ O
ácido láctico	C ₃ H ₆ O ₃	CH ₂ O
formaldeído	CH ₂ O	CH ₂ O

Cálculo da composição centesimal a partir da fórmula molecular

A fórmula porcentual de uma substância pode ser facilmente calculada quando se conhece sua fórmula molecular. Veja a seguir.

Exemplo

Determinação da fórmula percentual do ácido nítrico, cuja fórmula molecular é HNO₃ (massas atômicas relativas: H = 1; N = 14; O = 16).

Cálculo da massa molar do ácido nítrico:

$$\text{massa molar do HNO}_3 = (1 \times 1 + 1 \times 14 + 3 \times 16) = 63 \text{ g/mol}$$

Cálculo das porcentagens de cada elemento:

massa	porcentagem	massa	porcentagem
63 g	100%	63 g	100%
1 × 1 g	x	1 × 14 g	y
$x = \frac{1 \times 1 \times 100}{63} = 1,6\% \text{ de H}$		$y = \frac{1 \times 14 \times 100}{63} = 22,2\% \text{ de N}$	

massa	porcentagem
63 g	100%
3 × 16 g	z
$z = \frac{3 \times 16 \times 100}{63} = 76,2\% \text{ de O}$	

Proporcionalidade no dia a dia

A resolução de problemas que envolvem grandezas diretamente ou inversamente proporcionais pode ser feita facilmente por um processo que ficou conhecido como “regra de três”.

Quando temos o conhecimento de três valores e queremos calcular um quarto valor a eles relacionado, usamos a regra de três simples para encontrar o valor desconhecido. Esses quatro valores correspondem a dois pares que se relacionam de forma proporcional, sendo que cada par deve apresentar mesma grandeza e unidade.

Ao longo dos capítulos anteriores, foram feitos cálculos de proporcionalidade envolvendo conversão de grandezas – temperatura, massa, volume e outras – que também estarão presentes em praticamente todos os exercícios envolvendo os cálculos estequiométricos.

Há diversas situações em que utilizamos regras de três no dia a dia. Veja o exemplo a seguir.

Ao planejar uma viagem de 400 km, uma pessoa deseja estimar a quantidade de álcool combustível, em litros, que o seu automóvel irá consumir. Considerando um consumo médio de 8 km/L de álcool, qual é a previsão de consumo de álcool combustível nessa viagem?

$$\begin{aligned} 1 \text{ L} &\text{ ————— } 8 \text{ km} \\ x \text{ L} &\text{ ————— } 400 \text{ km} \\ x &= \frac{1 \text{ L} \times 400 \text{ km}}{8 \text{ km}} \\ x &= 50 \text{ L} \end{aligned}$$

Estima-se um consumo de 50 L de álcool combustível.

Você já utilizou alguma relação de proporcionalidade (regra de três) fora do ambiente escolar? Em que situação?

EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Em um laboratório de Química, a análise de uma substância desconhecida mostrou que 2,64 g desse composto contêm 2,16 g de carbono, 0,20 g de hidrogênio e 0,28 g de nitrogênio. Determine as fórmulas percentual e mínima da substância.

Resolução

Cálculo da fórmula percentual:

Substância	Massa de C
2,64 g	2,16 g
100 g	x

x = 81,8 g de C em 100 g
ou 81,8% de C

Substância	Massa de H
2,64 g	0,20 g
100 g	y

y = 7,6 g de H em 100 g
ou 7,6% de H

Substância	Massa de N
2,64 g	0,28 g
100 g	z

z = 10,6 g de N em 100 g
ou 10,6% de N

Fórmula percentual: $C_{81,8\%}H_{7,6\%}N_{10,6\%}$

Cálculo da fórmula mínima:

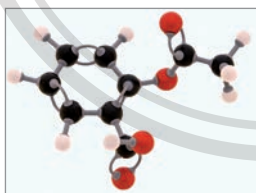
Composição centesimal	Massa de cada elemento em 100 g de amostra	Quantidade de matéria, em mol ($n = \frac{\text{massa}}{A}$)	Razão entre as quantidades de matéria (divisão pelo menor valor de quantidade de matéria)
81,8 % de C	81,8 g	$\frac{81,8}{12} = 6,81$	$\frac{6,81}{0,76} = 9$
7,6% de H	7,6 g	$\frac{7,6}{1} = 7,6$	$\frac{7,6}{0,76} = 10$
10,6% de N	10,6 g	$\frac{10,6}{14} = 0,76$	$\frac{0,76}{0,76} = 1$

Fórmula mínima: $C_9H_{10}N$

Importante

- Consulte as massas atômicas dos elementos na Tabela Periódica (p. 105).

2. A droga conhecida como aspirina ou AAS é um medicamento muito popular no mundo todo. Seu princípio ativo é o ácido acetilsalicílico, cuja estrutura molecular encontra-se representada ao lado.



Radu Razvan/Shutterstock.com/ID/BR

Determine a fórmula molecular e a composição centesimal do ácido acetilsalicílico a partir da estrutura representada na imagem.

3. O poliestireno é um plástico usado na fabricação de copos descartáveis e várias peças de uso doméstico ou embalagens. A matéria-prima para sua obtenção é o estireno, cuja massa molar é 104 g/mol e fórmula mínima CH. Identifique a fórmula molecular do estireno.
4. O aspartame é um adoçante artificial cujo poder adoçante é cerca de 200 vezes maior que o do açúcar comum. Por isso, é muito utilizado em bebidas diet. Sua fórmula molecular é $C_{14}H_{18}N_2O_5$. Obtenha sua fórmula percentual.
5. 13,9 g de uma substância X foi formada a partir da reação entre 2,07 g de fósforo (P) e uma determinada

massa de gás cloro (Cl_2). Identifique a fórmula empírica da substância X.

6. A celulose é o principal componente da parede celular das plantas e corresponde a 50% da composição da madeira. A análise de uma amostra de 1 kg de celulose obteve os resultados apresentados na tabela abaixo. Determine a fórmula mínima da celulose.

Massa total da amostra	Massa de carbono	Massa de hidrogênio	Massa de oxigênio
1 kg	444,5 g	61,7 g	493,8 g

7. O álcool isopropílico é uma substância que contém apenas carbono, oxigênio e hidrogênio. É um líquido incolor altamente inflamável utilizado, dentre outras aplicações, para limpar componentes eletrônicos e em produtos de limpeza de superfícies de vidro.

A combustão completa de 1 mol de álcool isopropílico produz 3 mol de CO_2 e 4 mol de H_2O . Sabendo que a massa de oxigênio é o dobro da massa de hidrogênio presentes na substância, dê a fórmula molecular da substância.

8. Um químico constatou que 8,28 g de fósforo se combinam com cloro, formando 55,6 g de uma única substância sólida de cor branca. Determine a fórmula mínima do composto.

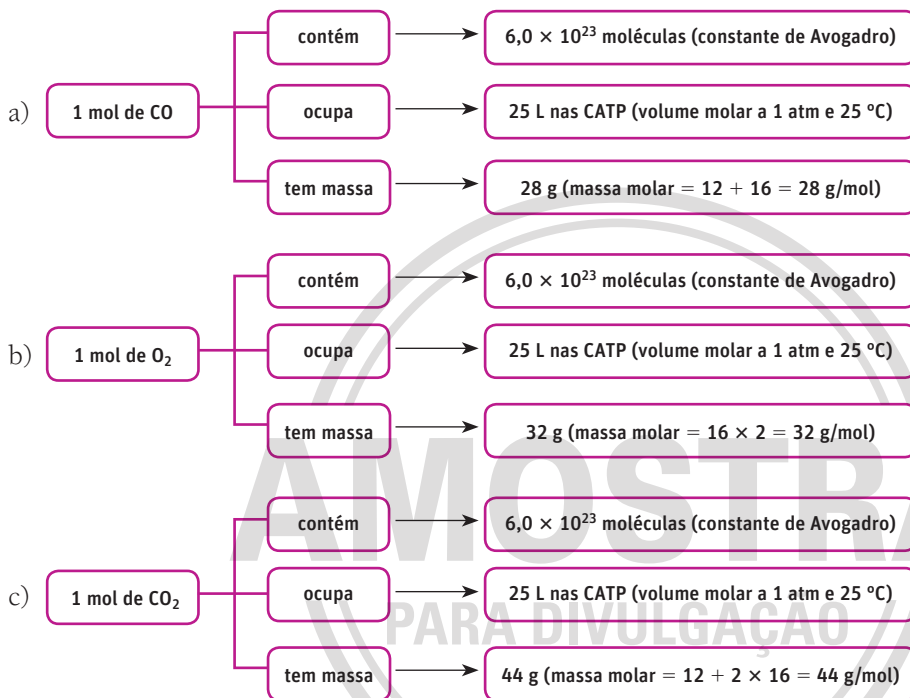
Cálculo estequiométrico

Os cálculos estequiométricos correspondem aos cálculos de massa, de quantidade de matéria e, em alguns casos, de volume das substâncias envolvidas em uma reação química. Esses cálculos são feitos com base na proporção entre os coeficientes estequiométricos da reação (proporção estequiométrica).

Relações entre grandezas

A quantidade de matéria de uma substância, em mol, está relacionada com outras grandezas e, portanto, com outras unidades.

Acompanhe os exemplos.



Com base nesses exemplos, é possível interpretar a equação química que representa a reação de combustão do monóxido de carbono de forma mais ampla.

	2 CO(g)	+ 1 O ₂ (g)	→ 2 CO ₂ (g)
Proporção molecular	2 moléculas	1 molécula	2 moléculas
Proporção em mol	2 mol	1 mol	2 mol
Proporção volumétrica	2 × 25 L = 50 L (CATP)	1 × 25 L = 25 L (CATP)	2 × 25 L = 50 L (CATP)
Proporção em massa	2 × 28 gramas = 56 g	1 × 32 gramas = 32 g	2 × 44 gramas = 88 g

Por meio da análise desses dados, nota-se que a proporção entre o número de moléculas, quantidade de matéria e volume na reação é a mesma (2 : 1 : 2). Porém, a proporção entre as massas é outra (56 : 32 : 88, ou seja, 7 : 4 : 11). Isso acontece porque os átomos dos elementos envolvidos na reação têm massas diferentes.

Em seguida, veremos como essas relações podem ser empregadas para prever quantidades de substâncias envolvidas nas transformações químicas. Para tanto, discutiremos alguns casos de cálculos estequiométricos envolvendo, por exemplo, a fotossíntese, representada pela equação:



Proporção entre as quantidades de matéria

A proporção entre as quantidades de matéria das substâncias corresponde àquela estabelecida pelos seus respectivos coeficientes.

Observe os exemplos abaixo.

Exemplo 1

Calcule quanto oxigênio (O_2), em quantidade de matéria, é formado quando 15 mol de dióxido de carbono (CO_2) são consumidos na fotossíntese.

A equação balanceada indica a proporção em mol das substâncias participantes do processo.



$$\begin{array}{ccc} 6 \text{ mol} & \text{-----} & 6 \text{ mol} \\ 15 \text{ mol} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = \frac{6 \text{ mol} \times 15 \text{ mol}}{6 \text{ mol}}$$

$$x = 15 \text{ mol de } O_2$$

Exemplo 2

Determine a quantidade necessária de dióxido de carbono, em quantidade de matéria, para produzir 5 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$).



$$\begin{array}{ccc} 6 \text{ mol} & \text{-----} & 1 \text{ mol} \\ x & \text{-----} & 5 \text{ mol} \end{array}$$

$$x = \frac{5 \text{ mol} \times 6 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$$

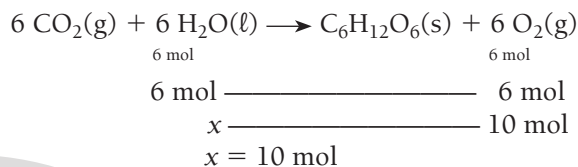
$$x = 30 \text{ mol de } CO_2$$

Proporção entre números de moléculas

Nesse caso, é possível fazer o cálculo estequiométrico em termos de quantidade de matéria e, depois, converter essa quantidade em número de moléculas ou realizar diretamente o cálculo, lembrando que 1 mol corresponde a $6,0 \times 10^{23}$ entidades elementares.

Exemplo 1

Calcule o número de moléculas de água consumidas na formação de 10 mol de oxigênio durante a fotossíntese.



$$\text{Número de moléculas de } H_2O = 10 \times 6,0 \times 10^{23}$$

$$x = 6,0 \times 10^{24} \text{ moléculas de } H_2O$$

Exemplo 2

Quantas moléculas de dióxido de carbono são consumidas na formação de $18,0 \times 10^{23}$ moléculas de glicose, $C_6H_{12}O_6$?



$$\begin{array}{ccc} 6 \times 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas} & \text{-----} & 1 \times 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ x & \text{-----} & 18,0 \times 10^{23} \text{ moléculas} \end{array}$$

$$x = \frac{6 \times 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 18,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}}$$

$$x = 108 \times 10^{23} \text{ ou } 1,08 \times 10^{25} \text{ moléculas de } CO_2$$

SAIBA MAIS

Carvão mineral e CO_2

O carvão mineral é a segunda fonte de energia mais utilizada no mundo. É um combustível fóssil, formado há centenas de milhões de anos, a partir do soterramento e da compactação de florestas. Com o passar do tempo, a matéria orgânica que sofreu decomposição anaeróbica (sem oxigênio) se transformou em **turfa**, **linhito**, **hulha** e **antracito**, sucessivamente. A principal diferença entre esses materiais é a porcentagem de carbono: a madeira possui cerca de 40% de carbono; a turfa, 55%; o linhito, 70%; a hulha, 80%; e o antracito, 90% a 96%.

A queima do carvão mineral libera poluentes, como a fuligem, os óxidos de enxofre e o monóxido de carbono, além de dióxido de carbono.

Segundo a Agência de Avaliação Ambiental da Holanda (que possui um dos melhores sistemas do mundo de estimativa de emissão de carbono) e a Comissão Europeia de Investigação, em 2011, a China atingiu padrões semelhantes de emissão *per capita* em relação aos europeus. De acordo com a agência, em 2011, cada habitante liberou para a atmosfera o correspondente a 7,2 toneladas de gás carbônico. Um dos motivos para esse crescimento é uma matriz energética apoiada na queima do carvão mineral. Em 2010, o consumo chinês correspondeu a 46% do consumo mundial de carvão mineral.

Fonte de pesquisa: U. S. Energy Information Administration. Disponível em: <<http://www.eia.gov/todayinenergy/detail.cfm?id=4390>>. Acesso em: 15 mar. 2016.

Proporção entre massas e quantidade de matéria

Para obter a proporção entre massas e quantidade de matéria, a conversão de unidades na proporção estequiométrica deve ser feita por meio das massas molares. Na realização desses cálculos, consulte a Tabela Periódica (página 105) para obter as massas atômicas.

Observe a demonstração das etapas desses cálculos feita nos exemplos 1 e 2 a seguir.

Exemplo 1

Determine a massa de dióxido de carbono, em gramas, consumida quando são formados 20 mol de glicose.

Massa molar do $\text{CO}_2 = 1 \times 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$



$$6 \times 44 \text{ g} \frac{\text{-----}}{x} \quad \frac{\text{-----}}{20 \text{ mol}} \quad 1 \text{ mol}$$

$$x = \frac{20 \text{ mol} \times 6 \times 44 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 5280 \text{ g de CO}_2$$

$$\text{ou } x = 5,28 \text{ kg de CO}_2$$

Exemplo 2

Calcule a massa de oxigênio formada durante a fotossíntese quando o consumo de água é de 360 g.

Massa molar do $\text{H}_2\text{O} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ g/mol}$

Massa molar do $\text{O}_2 = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$



$$6 \times 18 \text{ g} \frac{\text{-----}}{360 \text{ g}} \quad \frac{\text{-----}}{x} \quad 6 \times 32 \text{ g}$$

$$x = \frac{6 \times 32 \text{ g} \times 360 \text{ g}}{6 \times 18 \text{ g}}$$

$$x = 640 \text{ g de O}_2$$

Proporções entre volumes de gases e quantidade de matéria

A conversão de unidades na proporção estequiométrica é feita com a substituição de 1 mol do gás pelo **volume molar** da substância gasosa, nas condições de temperatura e pressão em que ela se encontra. Se o sistema em estudo estiver nas CATP, o volume molar é de 25 L/mol e, se estiver nas CNTP, o volume molar é de 22,4 L/mol. Caso contrário, determina-se a quantidade de matéria pelo cálculo estequiométrico, e o volume pode ser obtido por meio da equação de estado dos gases.

$$pV = nRT$$

em que $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ou

$$R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Exemplo 1

Calcule o volume de CO_2 consumido nas CNTP, em litros, na formação de 5 mol de glicose.



$$6 \times 22,4 \text{ L} \frac{\text{-----}}{x} \quad \frac{\text{-----}}{5 \text{ mol}} \quad 1 \text{ mol}$$

$$x = \frac{5 \text{ mol} \times 6 \times 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 672 \text{ L de CO}_2$$

Exemplo 2

Calcule o volume, em litros, de CO_2 consumido na fotossíntese em que 5 mol de O_2 são formados, a 27 °C e 2 atm.



$$6 \text{ mol} \frac{\text{-----}}{x} \quad \frac{\text{-----}}{5 \text{ mol}} \quad 6 \text{ mol}$$

$$x = 5 \text{ mol de CO}_2$$

$$pV = nRT \longrightarrow 2 \text{ atm} \cdot V =$$

$$= 5 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 300 \text{ K} \longrightarrow$$

$$\longrightarrow V = 61,5 \text{ L}$$

SAIBA MAIS

Sequestro de carbono

Esse é o nome do processo de remoção de gás carbônico, CO_2 , presente na atmosfera, que ocorre principalmente em oceanos e florestas, onde algas e plantas, por meio de fotossíntese, capturam o CO_2 e lançam oxigênio na atmosfera.

Os maiores estoques de carbono são encontrados no ecossistema marinho ou no ecossistema terrestre (vegetação e solo). Na fase de crescimento, as árvores

precisam de grande quantidade de carbono para se desenvolver, “retirando” esse elemento do ar.

Esse processo natural ajuda a diminuir consideravelmente a quantidade de CO_2 na atmosfera: cada hectare de floresta em desenvolvimento é capaz de absorver de 150 t a 200 t de carbono. Uma única árvore é capaz de absorver 180 kg de CO_2 em sua fase de crescimento.

Importante

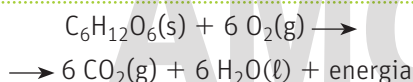
- Consulte as massas atômicas dos elementos na Tabela Periódica (p. 105).
- Considere o volume molar de 22,4 L/mol nas CNTP e 25 L/mol nas CATP e a constante de Avogadro igual a $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

9. A reação termita, fortemente exotérmica, envolve o metal alumínio e um óxido de outro metal. Dentre as diversas aplicações, essa reação pode ser utilizada para soldar ou cortar grandes peças metálicas. Observe a representação dessa reação:



Misturando-se os reagentes de forma adequada e fornecendo a energia necessária para iniciar o processo, determine a massa de Fe_2O_3 necessária para reagir com 135 g de alumínio.

10. A glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) é a principal fonte de energia para os diversos tipos de atividades metabólicas que o nosso organismo realiza. Considere a combustão de 18 g de glicose de acordo com a equação química balanceada e determine o que se pede.



- a) A quantidade de matéria de gás oxigênio, em mol, necessária para a combustão completa da glicose.
 b) O volume de dióxido de carbono formado, a 1 atm e 36 °C. **Dado:** $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
 c) A massa, em gramas, de água formada no processo.
11. A aspirina, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, é obtida pela reação do ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, com anidrido acético, $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$. A equação da reação é:



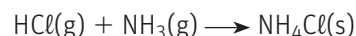
Determine a massa necessária de cada reagente para obter 50,0 g de aspirina.

12. A metalurgia inclui um conjunto de técnicas desenvolvido ao longo do tempo com a finalidade de extrair e manipular metais e ligas metálicas a partir de minérios. A indústria siderúrgica é o ramo da metalurgia associada à produção de aço a partir de minério de ferro, cujo principal componente é o Fe_2O_3 . Essa conversão pode ser representada pela equação:

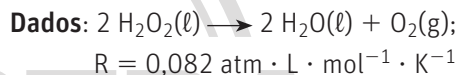


Determine a massa, em toneladas, de ferro metálico que pode ser obtida pela reação de 16 toneladas de Fe_2O_3 na presença de CO em excesso.

13. Considere a equação que representa a reação entre o gás cloreto de hidrogênio e o gás amoníaco com formação do sólido cloreto de amônio.



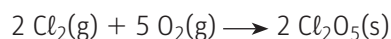
- a) Qual é o volume de gás amoníaco necessário para reagir com 10 L de cloreto de hidrogênio medidos a 0 °C e 1 atm?
 b) Calcule a quantidade de cloreto de amônio, em mol, formada a partir de 11,2 L de HCl a 0 °C e 1 atm.
14. O peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em solução aquosa é conhecido comercialmente como água oxigenada. Em contato com a enzima catalase, presente no sangue, rapidamente se decompõe em água e gás oxigênio. Dessa forma, atua no combate a bactérias e vírus anaeróbicos que não sobrevivem na presença de oxigênio. Calcule o volume de oxigênio, a 1 atm e 37 °C, formado na decomposição de 3,4 mg de peróxido de hidrogênio.



15. Os *airbags* são bolsas infláveis que protegem os ocupantes de veículos em caso de colisão. Um sensor de colisão liga um filamento que está em contato com uma pastilha de azida de sódio (NaN_3), situada dentro do *airbag*, disparando uma reação inicial de decomposição do NaN_3 , em que se forma sódio metálico (Na) e grande quantidade de nitrogênio (N_2) que infla o *airbag* em fração de segundo. Represente a equação química balanceada da decomposição da azida de sódio com produção de gás nitrogênio e de sódio metálico. A seguir, calcule a massa de azida de sódio necessária para a formação de 40 L de gás nitrogênio, sob pressão de 700 mmHg e temperatura de 27 °C.



16. Considere a seguinte equação:



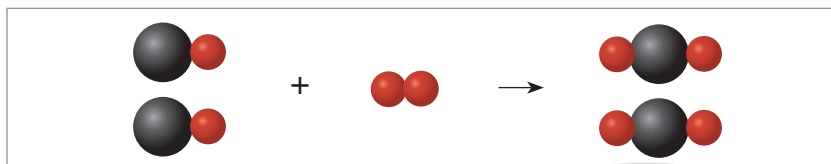
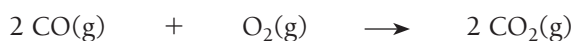
Faça o que se pede.

- a) Explique o significado da equação.
 b) Partindo de 20 L de cloro medidos em condições ambientes de temperatura e pressão, qual é o volume de oxigênio necessário para reagir com todo o cloro?
 c) Qual é a quantidade de matéria máxima de pentóxido de dicloro que pode ser obtida nesse processo?
 d) Calcule a massa de pentóxido de dicloro obtida.

Reagente em excesso e reagente limitante

Em geral, os químicos desejam preparar a maior quantidade possível de um composto a partir de determinada quantidade de reagentes. Para isso, eles devem verificar as quantidades disponíveis de reagentes e fazer o cálculo do quanto utilizar de cada material.

Considere, por exemplo, a reação entre o monóxido de carbono e o oxigênio, representada pela equação química balanceada a seguir.

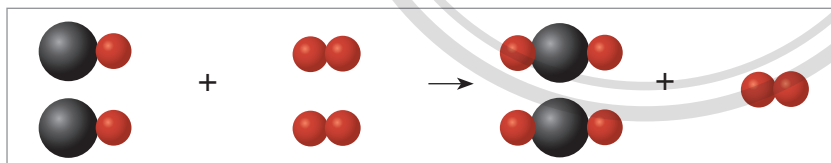


Esquema da reação balanceada entre monóxido de carbono e oxigênio. Cores-fantasia.

Quando moléculas de CO reagem com moléculas de O₂ para formar moléculas de CO₂, a proporção entre elas sempre é de 2 : 1 : 2.

Do ponto de vista macroscópico, pode-se afirmar que a equação balanceada indica que a reação entre 2 mol de CO e 1 mol de O₂ resulta na formação de 2 mol de CO₂.

Observe, a seguir, a equação dessa mesma reação quando são misturadas quantidades de reagentes que não obedecem à proporção estequiométrica. Terminada a reação de uma mistura inicial de 2 mol de CO com 2 mol de O₂, verifica-se que o monóxido de carbono é totalmente consumido e há sobra de 1 mol do oxigênio. Nessa situação, o **CO** é chamado de **reagente limitante**, e o **O₂**, de **reagente em excesso**.



Esquema da reação não balanceada entre monóxido de carbono e oxigênio. Cores-fantasia.

A reação ocorre de acordo com a proporção estequiométrica, e a quantidade dos produtos formados é determinada (limitada) pela quantidade do reagente limitante.

Considerando o exemplo, a partir de 2 mol de CO só é possível obter 2 mol de CO₂, por maior que seja o excesso de O₂ utilizado.

Para neutralizar o ácido sulfúrico derramado numa estrada em um acidente rodoviário, coloca-se carbonato de cálcio sobre o local. Observe, a seguir, a equação da reação envolvida nessa neutralização.

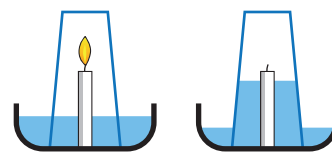


Embora a reação se processe na proporção de 1 mol de CaCO₃ (100 g) para 1 mol de H₂SO₄ (98 g), para se certificar de que todo o ácido foi efetivamente neutralizado, coloca-se carbonato de cálcio em excesso.

SAIBA MAIS

A explicação equivocada do “Experimento da vela”

Nesse experimento, uma vela é acesa dentro de um copo de vidro emborcado, o qual é colocado em um recipiente parcialmente preenchido com água. O objetivo é determinar o teor de oxigênio no ar. Passado algum tempo, a chama se extingue e se observa um aumento do nível da água no copo.



Representação em cores-fantasia e fora de proporção

Essa elevação corresponde a cerca de 20% do volume de ar do copo, valor semelhante à participação volumétrica do gás oxigênio (21%) no ar atmosférico. Em razão dessas informações, por muito tempo se associou a elevação do nível da água apenas ao consumo do gás oxigênio usado na combustão da vela.

No entanto, há evidências teóricas e experimentais de que o oxigênio não é totalmente consumido nessa combustão. A elevação do nível da água está associada a outros fatores: diminuição da pressão interna devido ao resfriamento do ar após a extinção da chama da vela; condensação do vapor de água formado; dissolução do gás carbônico na água; formação de monóxido de carbono pela combustão incompleta da parafina que constitui a vela; evaporação de substâncias da vela enquanto ela queima; e consumo de oxigênio.

É apenas coincidência a elevação do nível da água corresponder ao volume de 20% do copo.

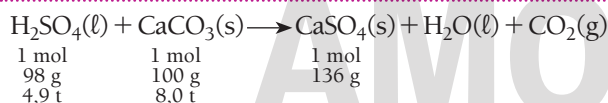
Determinação do reagente limitante

A partir da equação balanceada de uma reação, é possível determinar a relação entre as quantidades das substâncias envolvidas. Para isso, como já foi visto, parte-se da proporção entre as quantidades de matéria com base nos coeficientes dessas substâncias.

No cotidiano das indústrias e dos laboratórios, por exemplo, nem sempre os reagentes são colocados em contato na proporção exata, determinada pela estequiometria da reação. Quando os reagentes não estão na proporção estequiométrica, sempre há consumo total de um deles (reagente limitante) e sobra de outro (reagente em excesso). Nesse caso, com base na quantidade consumida do reagente limitante, podem-se determinar as quantidades das substâncias envolvidas.

Imagine que, para neutralizar 4,9 t de ácido sulfúrico, sejam utilizadas 8,0 t de carbonato de cálcio. É possível saber se há excesso de algum dos reagentes? Como determinar a massa de sulfato de cálcio formado? Havendo excesso, como saber a massa do reagente em excesso que não participa da reação?

Observe a equação da reação entre ácido sulfúrico e carbonato de cálcio.



Pela análise desses dados, percebe-se que a massa de carbonato de cálcio é proporcionalmente maior que a massa de ácido sulfúrico. O carbonato de cálcio, portanto, é o reagente em excesso. O ácido sulfúrico é o reagente limitante.

A quantidade do reagente limitante deve servir de base para calcular as quantidades das outras substâncias que participam da reação.

A massa de sulfato de cálcio formado pode ser calculada com base na seguinte proporção:

$$\begin{array}{l} \text{-----} \\ 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ -----} 136 \text{ g de CaSO}_4 \\ 4,9 \text{ t de H}_2\text{SO}_4 \text{ -----} x \\ \text{-----} \\ x = 6,8 \text{ t de CaSO}_4 \end{array}$$

A massa de carbonato de cálcio que participa da reação é determinada de forma análoga:

$$\begin{array}{l} \text{-----} \\ 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ -----} 100 \text{ g de CaCO}_3 \\ 4,9 \text{ t de H}_2\text{SO}_4 \text{ -----} y \\ \text{-----} \\ y = 5 \text{ t de CaCO}_3 \end{array}$$

A massa de excesso de carbonato de cálcio corresponde à diferença entre o que foi colocado para reagir e o que efetivamente reagiu.

$$8,0 \text{ t} - 5,0 \text{ t} = 3,0 \text{ t}$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

17. O silício é utilizado na produção de ligas metálicas, na preparação de silicones, na indústria cerâmica e, em especial, na indústria eletrônica e microeletrônica. É material básico na produção de transistores para *chips*, células solares e outros tipos de circuitos eletrônicos. O silício puro pode ser obtido por meio da reação:



Considerando a reação entre 510 g de SiCl_4 e 150 g de Mg até que o reagente limitante seja totalmente consumido, determine:

- a massa de silício formado no processo;
- a massa do reagente em excesso.

Resolução

$$\begin{array}{l} \text{a) } 1 \text{ mol SiCl}_4 \text{ -----} 2 \text{ mol Mg} \text{ -----} 1 \text{ mol Si} \\ 170 \text{ g} \text{ -----} 48 \text{ g} \text{ -----} 28 \text{ g} \\ 510 \text{ g} \text{ -----} 150 \text{ g} \text{ -----} x \end{array}$$

O SiCl_4 é o reagente limitante. O Mg é o reagente em excesso.

$$x = 84,0 \text{ g} \text{ ou } x = 84 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} \text{b) } 170 \text{ g SiCl}_4 \text{ -----} 48 \text{ g Mg} \\ 510 \text{ g SiCl}_4 \text{ -----} y \\ \text{-----} \\ y = 144 \text{ g} \end{array}$$

$$\text{Excesso: } 150 - 144 = 6 \text{ g.}$$

Você se lembra?

Extintores de incêndio

Combustível, oxigênio e calor são os componentes de sustentação do fogo. Assim, é possível combater incêndios suprimindo um desses componentes, como nos métodos de resfriamento – que retira calor – e abafamento – que isola o combustível do oxigênio.

Por exemplo, quando o extintor de pó químico é acionado, o bicarbonato de sódio liberado se decompõe em gás carbônico, água e um resíduo sólido de carbonato de sódio que recobre o material combustível, separando-o do oxigênio do ar. A falta de oxigênio (reagente limitante) interrompe a combustão.

Reagentes impuros e rendimento de uma reação

Os exemplos e cálculos apresentados até o momento consideraram apenas situações ideais em que os reagentes se encontravam puros e sem ocorrência de perdas de materiais ou formação de subprodutos. Entretanto, praticamente todos os materiais disponíveis na natureza são misturas de substâncias e, por isso, nem toda a massa do material participa da reação desejada. Além disso, normalmente há algumas causas – por exemplo, reações secundárias que utilizam os mesmos reagentes ou reações que não se completam – para um rendimento abaixo do teoricamente esperado pelos cálculos estequiométricos.

Na prática, portanto, é preciso considerar esses fatores e acrescentar outros cálculos envolvendo a impureza de reagentes e o rendimento percentual de um processo químico.

Reagentes impuros

A obtenção do alumínio a partir da bauxita – seu minério mais importante – ocorre em algumas etapas.

Na primeira etapa, a bauxita é processada para a obtenção de alumina, Al_2O_3 , de forma que, normalmente, é possível obter 1 quilograma de Al_2O_3 a partir de 2 quilogramas de bauxita.

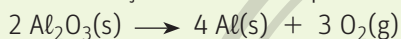
Em outra etapa, o metal alumínio é obtido a partir da alumina por meio da eletrólise.

Por enquanto, apenas a primeira etapa será analisada. Nela se percebe que 50% do minério corresponde a substâncias que não interessam ao processo de obtenção de alumínio e, portanto, devem ser “descontados” da quantidade inicial. Nesse caso, diz-se que a bauxita apresenta 50% de pureza em Al_2O_3 .

Para compreender melhor esses “descontos”, observe a resolução do exercício a seguir.

EXERCÍCIO RESOLVIDO

18. Equação de obtenção de alumínio por eletrólise:



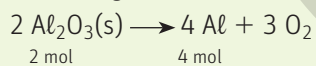
Considerando que 50% da massa de bauxita corresponde ao óxido de alumínio, calcule a massa do minério, em kg, e o volume de oxigênio formado, a 927 °C e 1 atm, necessários para a obtenção de 1,35 quilograma de alumínio metálico.

Dados: massas molares em g/mol: Al = 27; O = 16

Resolução

a) Cálculo da quantidade de Al_2O_3 , em gramas, necessária para a obtenção de 1,35 kg de Al:

$$n_{Al} = \frac{1\,350\text{ g}}{27\text{ g} \times \text{mol}^{-1}} = 50\text{ mol}$$



$$\begin{array}{ccc} 2\text{ mol} & \text{-----} & 4\text{ mol} \\ x & \text{-----} & 50\text{ mol} \end{array}$$

$$x = \frac{2\text{ mol} \times 50\text{ mol}}{4\text{ mol}} = 25\text{ mol de } Al_2O_3$$

$$\text{Massa de } Al_2O_3 =$$

$$= n \cdot M = 25\text{ mol} \times 102\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2\,550\text{ g}$$

ou 2,55 kg

Cálculo da massa de bauxita que contém 50% de Al_2O_3 :

$$\begin{array}{ccc} 2,55\text{ kg} & \text{-----} & 50\% \\ y & \text{-----} & 100\% \end{array}$$

$$y = 5,1\text{ kg de bauxita}$$

b) Cálculo da quantidade de oxigênio formada, em mol:



$$\begin{array}{ccc} 4\text{ mol} & \text{-----} & 3\text{ mol} \\ 50\text{ mol} & \text{-----} & z \end{array}$$

$$z = 37,5\text{ mol de } O_2$$

Cálculo do volume de oxigênio formado, a 927 °C e 1 atm:

Substituindo na equação $pV = nRT$, tem-se:

$$1\text{ atm} \cdot V =$$

$$= 37,5\text{ mol} \times 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1\,200\text{ K}$$

$$\Rightarrow V = 3\,690\text{ L}$$

SAIBA MAIS

O alumínio e a saúde humana

Dentre os metais, o alumínio é o mais abundante na natureza. Ocorre na maioria das rochas e solos combinado a outros elementos, mas nunca na forma metálica. O desenvolvimento de um método de produção comercial do alumínio metálico ocorreu no final do século XIX. O alumínio metálico apresenta baixa densidade e alta resistência à corrosão e pode ser facilmente moldado em vários formatos para a produção de objetos, entre outras aplicações.

A exposição natural aos compostos de alumínio presentes em alimentos, na água e no ar somada ao uso de utensílios e embalagens de alumínio e de medicamentos que contêm alumínio pode prejudicar nossa saúde. Altos níveis de alumínio em nosso corpo podem causar efeitos neurotóxicos, afetar os ossos e, possivelmente, desregular o sistema reprodutor.

Fonte de pesquisa: Associação Brasileira do Alumínio. Disponível em: <<http://abal.org.br/sustentabilidade/aluminio-e-saude/exposicao-ao-aluminio/>>. Acesso em: 15 mar. 2016.

Rendimento de uma reação

No processo atual de obtenção de etanol, apenas um terço da cana – o caldo – é aproveitado para a produção de açúcar e etanol. O restante constitui-se de bagaço e da palha descartada na colheita. O grande desafio é aproveitar a celulose presente no bagaço e na palha da cana para aumentar o rendimento de produção de etanol. O aumento do rendimento dos processos é uma preocupação da indústria química de maneira geral.

Da mesma forma, os processos químicos costumam apresentar um rendimento **menor** do que o teoricamente esperado pelos cálculos estequiométricos. Além de várias reações não ocorrerem com consumo total dos reagentes, há casos em que se formam produtos secundários indesejáveis, os quais consomem parte dos reagentes. É comum, também, haver perdas de produtos, por exemplo, durante o processo de purificação dos produtos formados. Todos os exemplos e exercícios propostos até o momento consideraram casos com rendimento de 100%, chamado de **rendimento teórico**, que corresponde à massa de produtos calculada pela estequiometria da reação. O **rendimento real** corresponde à massa de produtos obtida efetivamente. É comum empregar o **rendimento porcentual** em uma reação química. Ele pode ser calculado da seguinte forma.

$$r_{\text{porcentual}} = \frac{r_{\text{real}}}{r_{\text{teórico}}} \times 100\%$$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

19. Uma amostra de calcário e de outros componentes do solo foi intensamente aquecida. Nessas condições, o calcário sofre decomposição em óxido de cálcio e dióxido de carbono.

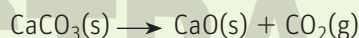


A análise de 35,71 g de uma amostra de calcário forneceu 13,0 g de óxido de cálcio (CaO), além de dióxido de carbono (CO₂), após aquecimento a alta temperatura. Determine o rendimento porcentual da transformação.

Dados: C = 12 g/mol; Ca = 40 g/mol;
O = 16 g/mol

Resolução

Cálculo da massa de óxido de cálcio que seria obtida por meio de rendimento teórico:



$$100 \text{ g} \quad \text{---} \quad 56 \text{ g}$$

$$35,71 \text{ g} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = \frac{35,71 \times 56}{100}$$

$$\text{Massa de CaO} = 20,0 \text{ g} \quad (r = 100\%)$$

$$20,0 \text{ g} \quad \text{---} \quad 100\%$$

$$13,0 \text{ g} \quad \text{---} \quad y \%$$

$$y = 65\%$$

Portanto, o rendimento da reação é de 65%.

SAIBA MAIS

Mercado de crédito de carbono

Crédito de carbono é um certificado eletrônico que atesta a diminuição de emissão de Gases de Efeito Estufa (GEE). Um crédito de carbono, por exemplo, equivale a uma tonelada de dióxido de carbono (CO₂) que deixou de ser lançada na atmosfera.

Os créditos de carbono são considerados *commodities* (mercadorias negociadas com preços estabelecidos pelo mercado internacional). Países ou empresas que conseguem diminuir a emissão de GEE obtêm esses créditos e podem vendê-los nos mercados financeiros.

Por outro lado, empresas que têm metas obrigatórias de redução de emissões de GEE estabelecidas por acordos internacionais e não conseguem (ou não querem) atingi-las, podem adquirir esses créditos.

O valor total do mercado mundial de carbono cresceu 11% em 2011, o que corresponde à cifra de US\$ 176 bilhões, equivalente à transação de 10,3 bilhões de toneladas de dióxido de carbono.

O Brasil ocupa a terceira posição mundial entre os países que participam desse mercado, com menos de 5% do total mundial.

Fontes de pesquisa: Portal Brasil. Entenda como funciona o mercado de crédito de carbono.

Disponível em: <http://www.brasil.gov.br/meio-ambiente/2014/07/info_carbono-01.jpg/view>;

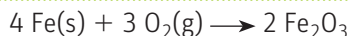
Brasil, economia e governo; O que é o mercado de carbono e como ele opera no Brasil.

Disponível em: <<http://www.brasil-economia-governo.org.br/2012/08/13/o-que-e-o-mercado-de-carbono-e-como-ela-opera-no-brasil/>>. Acessos em: 5 fev. 2016.

Importante

- Consulte as massas atômicas dos elementos na Tabela Periódica (p. 105).

20. Em um recipiente contendo 300 g de ferro em pó foram adicionados 3 mol de gás O_2 . O recipiente foi fechado e, sob agitação e aquecimento, ocorreu a formação de Fe_2O_3 , de acordo com o processo representado abaixo. Supondo rendimento de reação igual a 100%, calcule a massa produzida de óxido de ferro(III).



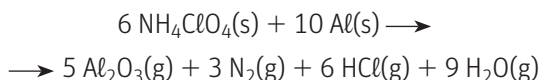
21. O hidróxido de cálcio ($Ca(OH)_2$) é conhecido como cal hidratada ou cal extinta, sendo muito utilizado na indústria da construção civil. Para determinar o grau de pureza em hidróxido de cálcio de uma amostra de 15 g de cal hidratada, um químico realizou a neutralização total dessa amostra, o que consumiu 0,3 mol de ácido clorídrico. Qual foi o valor do grau de pureza da amostra encontrado pelo químico?

22. Em uma das etapas da produção de ácido nítrico, a amônia é queimada sobre telas de platina em presença de ar atmosférico. Essa reação é representada pela equação abaixo.



Considerando que sejam misturados 150 g de NH_3 com 150 g de O_2 , pergunta-se:

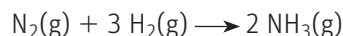
- Os reagentes foram misturados em proporção estequiométrica?
 - Qual é a massa, em gramas, de NO formada nessas condições?
 - Há algum reagente em excesso? Em caso afirmativo, determine a massa do excesso.
23. Uma mistura de perclorato de amônio, NH_4ClO_4 , e alumínio em pó é utilizada como combustível sólido do foguete auxiliar de um ônibus espacial. Na ignição, a reação que ocorre é representada por:



Considere a reação entre 3,0 kg de alumínio e 7,05 kg de perclorato de amônio e determine:

- a massa de óxido de alumínio formada;
 - a quantidade produzida de nitrogênio, em mol;
 - o número de moléculas de água formado;
 - a massa produzida de cloreto de hidrogênio;
 - a massa do reagente que sobrou, sem reagir.
24. O método de conversão de nitrogênio (N_2) em amônia, chamado de processo Haber-Bosch, é responsável pela produção anual de mais de 100 milhões de toneladas de amônia. O processo exige altas temperaturas e

pressões para que o N_2 e o H_2 interajam sobre uma superfície de ferro, que serve como catalisador, por meio da equação:



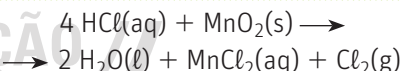
Sabendo que o rendimento do processo é de 50%, determine a massa de NH_3 obtida pela reação entre 900 g de H_2 com quantidade suficiente de N_2 .

25. Biocombustíveis têm origem biológica não fóssil e são obtidos em escala industrial a partir de produtos agrícolas como cana-de-açúcar, mamona, soja, babaçu, milho e outros. O etanol, biocombustível mais antigo comercializado nos postos de gasolina, pode ser obtido da fermentação da sacarose, reação representada simplificada pela seguinte equação química balanceada:



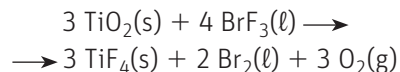
Calcule a quantidade máxima de etanol, em toneladas, que pode ser obtida a partir da fermentação de 1×10^6 mol de sacarose, considerando-se que o processo apresenta um rendimento de 75%.

26. Pequenas quantidades de gás cloro podem ser produzidas em laboratório por meio da adição de solução de ácido clorídrico sobre dióxido de manganês em pó. A reação é representada pela equação:



Partindo de 43,5 g de MnO_2 , por meio de um processo que apresenta rendimento igual a 70%, calcule:

- o volume de gás cloro obtido nas CATP (**dado**: volume molar: $25 L \cdot mol^{-1}$);
 - a massa de cloreto de manganês(II) obtida no processo.
27. O dióxido de titânio é um pó branco, seco e finamente pulverizado. É o pigmento branco mais utilizado no mundo devido ao seu alto índice de refração. Sua utilização em tintas oferece alta durabilidade a intempéries e resistência ao calor, características de valor nas tintas para decoração de superfícies exteriores. Um dos métodos para determinar o teor de pureza de uma amostra de TiO_2 é combiná-la com trifluoreto de bromo:



O gás oxigênio formado pode ser recolhido, e sua massa pode ser determinada com bastante precisão. Considere que uma amostra de 25,0 g contendo TiO_2 , submetida à determinação de pureza, libera 7,0 g de gás oxigênio. Qual é a porcentagem, em massa, de dióxido de titânio na amostra analisada?

Atividade experimental

Verificando a ocorrência de uma reação

Em sua opinião, há ou não limitações para a ocorrência de uma reação? É possível comprovar sua resposta por meio de cálculos estequiométricos?

Objetivo

Avaliar qualitativamente a estequiometria de uma reação.

Material

- esponja de aço
- solução de sulfato de cobre(II) colocada em frasco com conta-gotas (ou utilizar conta-gotas para retirar a solução)
- conta-gotas (caso o frasco que contém a solução de sulfato de cobre não seja do tipo conta-gotas)
- estante para tubos de ensaio
- 3 etiquetas
- 2 rolhas para os tubos de ensaio
- 3 tubos de ensaio

Equipamentos de segurança

Avental de algodão com mangas compridas e óculos de segurança.

Procedimento

1. Identifique os tubos usando as etiquetas, numerando-os como 1, 2 e 3.
2. Faça duas bolas pequenas de esponja de aço (do tamanho de um grão de ervilha – 0,5 cm de diâmetro).
3. Coloque uma bola no tubo 1 e a outra, no tubo 2.
4. Pingue solução de sulfato de cobre(II) nos tubos, como indicado na tabela a seguir.

Quantidade de sulfato de cobre(II)	Tubo 1	Tubo 2	Tubo 3
	20 gotas	40 gotas	40 gotas

5. Tampe os tubos 1 e 2 e espere alguns minutos, agitando-os de vez em quando.

Análise e discuta

1. O que aconteceu com a esponja de aço nos tubos 1 e 2?
2. Como ficou a cor do sulfato de cobre(II) nesses dois tubos?
3. Em sua opinião, qual foi a utilidade do tubo 3?
4. Se você colocasse outra bola pequena de esponja de aço no tubo 1, o que aconteceria com ela? E com o sulfato de cobre(II)?
5. O que aconteceria se você colocasse mais bolas de esponja de aço nos tubos 1 e 2?
6. O que você faria para verificar se suas previsões feitas nas questões 4 e 5 foram corretas? Converse com o professor e, se ele autorizar, faça essa verificação.
7. Quando os reagentes são misturados, tudo se transforma em produtos, quaisquer que sejam as quantidades misturadas?

Importante

- Consulte as massas atômicas dos elementos na Tabela Periódica (p. 105).
- Considere o volume molar de $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ nas CNTP, a constante de Avogadro igual a $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ e o volume molar de $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ nas CATP.

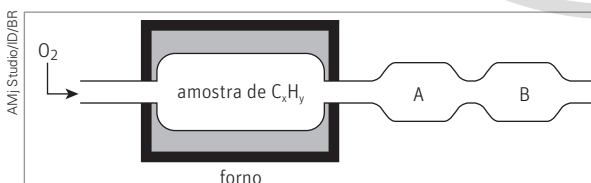
28. O calcário apresenta uma grande variedade de usos, como matéria-prima para a construção civil (na fabricação de cal e cimento), na produção de corretivos de solos ácidos, como matéria-prima na indústria de papel, plásticos, química, siderúrgica, de vidro, refratários e outras.

O principal constituinte mineralógico do calcário é a calcita (CaCO_3), podendo conter impurezas em pequena quantidade. Uma amostra de 10 g de calcário foi tratada com ácido clorídrico em excesso, e o gás carbônico formado foi recolhido em um recipiente de 18,7 L. A medida da pressão parcial do CO_2 nesse recipiente foi igual a 0,10 atm, a 27 °C. Determine o teor de CaCO_3 na amostra de calcário.

Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$



29. Para determinar a fórmula molecular de um composto orgânico formado exclusivamente por átomos de carbono e de hidrogênio (C_xH_y), foi realizada a combustão total de uma amostra gasosa dessa substância, sob condições controladas. Essa amostra, a 1 atm e 27 °C, ocupava o volume de 12,3 L. Durante o procedimento, os produtos formados foram coletados através de dispositivos absorventes de H_2O (compartimento A) e de CO_2 (compartimento B), obtendo-se 36g e 88g, respectivamente.



Reação não balanceada:



Com esses dados, determine a fórmula molecular do composto orgânico analisado e represente a equação balanceada do processo.

Considere o gás com comportamento ideal e $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

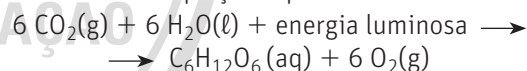
30. A capacidade de fotossíntese das plantas tem inspirado cientistas de diferentes áreas a produzir em laboratório materiais artificiais com propriedades semelhantes às sintetizadas pelas plantas. Um grupo de pesquisadores do Instituto de Química (IQ)

da Universidade Estadual de Campinas (Unicamp) desenvolveu materiais com estrutura em escala nanométrica (bilionésima parte do metro) capazes de realizar fotossíntese artificial para produzir energia elétrica a partir de energia solar.

De acordo com Jackson Dirceu Megiatto Júnior, professor do IQ da Unicamp, a etapa mais complexa corresponde à quebra das moléculas de água: “Essa etapa do processo de fotossíntese é considerada a mais complexa, uma vez que os átomos de hidrogênio e oxigênio estão bastante ‘grudados’ nas moléculas de água. As plantas desperdiçam grande quantidade de energia solar durante o processo fotossintético natural. Como depende de energia para uma série de necessidades, como para seu desenvolvimento e manutenção da vida, a cana-de-açúcar, por exemplo, só utiliza uma pequena parte da energia solar para fixar gás carbônico em açúcares”.

a) O texto aponta a etapa de ruptura das ligações da água como a etapa mais complexa do processo de fotossíntese e justifica, de forma coloquial, que “os átomos de hidrogênio e oxigênio estão bastante ‘grudados’ nas moléculas de água”. Como você poderia reescrever essa frase, utilizando uma linguagem mais técnica?

b) Calcule a massa de CO_2 absorvida por uma determinada planta, sob determinadas condições, necessária para a produção de 38,4 g de gás oxigênio considerando uma taxa fotossintética de 10%. Utilize a equação representada abaixo.



31. A gasolina é um combustível constituído basicamente por hidrocarbonetos, substâncias formadas por átomos de carbono e de hidrogênio. Dentre elas, destaca-se o isoctano, de fórmula C_8H_{18} .

a) Equacione a combustão completa do isoctano.
b) Determine o volume de CO_2 , nas CATP, formado na combustão completa de 1 L de isoctano. Considere a densidade desse combustível igual a $0,72 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

32. O etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, é uma substância obtida da fermentação de açúcares. Sobre o etanol, pedem-se:

a) sua composição centesimal;
b) a equação da reação de sua combustão completa;
c) a massa de oxigênio necessária para alimentar a combustão completa de 23 kg de etanol;
d) o volume de gás carbônico, a 27 °C e 1,0 atm, liberado na combustão completa de 57,5 L de etanol, dado que a densidade desse álcool é $0,8 \text{ g/mL}$.

33. Suponha a combustão completa de 40 L de gasolina, representada por C_8H_{18} .

Considerando a densidade da gasolina igual a $0,72 \text{ g/mL}$, calcule a massa de gás oxigênio necessária para a combustão completa de toda a gasolina.

Produção de biodiesel utilizando microalgas

Em função do aumento da população mundial e do consumo *per capita*, a demanda por energia vem crescendo de forma acelerada. Surge então a chamada energia verde, que é capaz de atenuar a gravidade do problema, aproveitando indiretamente a energia solar, para obtenção de combustíveis derivados de vegetais, plantados e cultivados de forma renovável e menos poluidora. [...]

Pensando em estratégias para reduzir o aquecimento global, combater os altos preços do petróleo e diminuir as emissões de CO₂, os biocombustíveis surgem como uma das principais alternativas de energia renovável.

Com o Programa Nacional de Produção e Uso de Biodiesel, criado em 2004, e a aprovação da Lei n. 11 097, de 13 de janeiro de 2005, o governo brasileiro introduziu o biodiesel na matriz energética nacional. Desde 1º de janeiro de 2010, tornou-se obrigatório que todo óleo *diesel* veicular comercializado ao consumidor contenha 5% de biodiesel. O governo federal entendeu ser estratégico para o Brasil promover a produção de um combustível renovável que pudesse fomentar o desenvolvimento regional, reduzir as desigualdades sociais, gerar emprego e renda no campo e reduzir a necessidade de divisas para importação de *diesel*.

Segundo a Agência Internacional de Energia (AIE), a produção global de energia cresceu 295% entre os anos de 2000 a 2005, estima-se ainda que até 2030 a utilização dos biocombustíveis nos transportes rodoviários será de aproximadamente 7%, enquanto que em 2004 era de 1%.

Segundo a Agência Nacional de Petróleo, os biocombustíveis são derivados da biomassa renovável extraída principalmente da cana-de-açúcar, óleos vegetais e de gorduras animais [...] e vêm sendo produzidos com o objetivo de substituir parcialmente os combustíveis derivados do petróleo e gás natural em motores a combustão, sendo adicionados ao óleo *diesel* em proporções variáveis. Cerca de 45% da energia e 18% dos combustíveis utilizados no Brasil já são renováveis, enquanto em outros lugares do mundo apenas 14% dos combustíveis consumidos vêm de fontes energéticas renováveis. A implantação do uso do etanol é atualmente uma das fontes importantes no combate ao aquecimento global, devido à redução nas emissões de gás

HOMIAK, J. A.; MORESCO, C. *SaBios: Revista de Saúde e Biologia*, v. 9, n. 2, p. 65-74, maio/ago. 2014. Disponível em: <<http://revista.grupointegrado.br/revista/index.php/sabios2/article/view/1520/598>>. Acesso em: 15 mar. 2016.



ANURAGE, D. S.; COLOZZI FILHO, A. (Ed.). *Microalgas de águas continentais: potencialidades e desafios do cultivo*. Londrina: IAPAR, 2014. v. 1. 343 p.

Produção de biodiesel a partir de microalgas.

carbônico, isto porque parte do CO₂ emitido pelo combustível movido a etanol é reabsorvido pelas plantações de cana-de-açúcar para a formação de biomassa, ao contrário dos derivados do petróleo, que lançam na atmosfera o CO₂ antes aprisionados nos poços de petróleo.

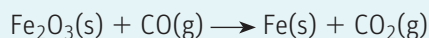
Mesmo com uma série de biomatérias-primas sendo utilizadas para produção de biocombustíveis, as microalgas são uma das fontes mais promissoras para produção de biodiesel por ter um potencial produtivo superior por área de cultivo comparado ao de [...] vegetais. [...] Utilizando microalgas, estudos otimistas afirmam produzir 237 mil litros de óleo por ha; outros, mais contidos, informam que em uma superfície equivalente a 1 ha é possível produzir 100 mil litros de óleo.

As microalgas podem ser encontradas em diversos biótopos; por possuírem grande diversidade ecológica e adaptabilidade fisiológica, é possível cultivá-las em água salgada e doce, em ambientes rasos, com luz, calor e nutrientes abundantes. Estima-se que existam 350 mil espécies de algas no mundo, das quais a maioria são microalgas. São fonte de energia de alta produtividade e podem se reproduzir de 50 a 100 vezes mais rápido do que vegetais tais como a cana-de-açúcar, pinhão-manso, palma, entre outros, que são utilizadas para a produção de biodiesel.

PARA DISCUTIR

1. Após a leitura do texto, como você definiria os biocombustíveis? Dê exemplos de biocombustíveis.
2. Extraia do texto o trecho em que se explica por que o etanol é uma fonte de energia renovável, enquanto frações do petróleo, como o óleo *diesel*, correspondem a fontes de energia não renováveis.
3. Indique algumas vantagens da utilização de microalgas na produção de biodiesel em relação aos biocombustíveis apresentados no texto. Além disso, pesquise outros fatores favoráveis e desfavoráveis desse processo.

- 34. (UFPE)** Nas usinas siderúrgicas, a obtenção de ferro metálico a partir da hematita envolve a seguinte reação (não balanceada):



Percebe-se dessa reação que o CO_2 é liberado para a atmosfera, podendo ter um impacto ambiental grave relacionado com o efeito estufa. Qual o número de moléculas de CO_2 liberadas na atmosfera quando 1 mol de óxido de ferro(III) é consumido na reação? Considere: Constante de Avogadro igual a $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- a) 6×10^{23} d) 36×10^{23}
 b) 24×10^{23} e) 18×10^{23}
 c) 12×10^{23}
- 35. (Enem)** O cobre, muito utilizado em fios da rede elétrica e com considerável valor de mercado, pode ser encontrado na natureza na forma de calcocita, de massa molar 159g/mol. Por meio da reação $\text{Cu}_2\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Cu}(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$, é possível obtê-lo na forma metálica.

A quantidade de matéria de cobre metálico produzida a partir de uma tonelada de calcocita com 7,95% (m/m) de pureza é

- a) 1×10^3 d) 5×10^{-1}
 b) 5×10^2 e) 4×10^{-3}
 c) 1×10^0

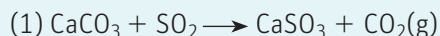
- 36. (UFPA)** A absorção de nitrogênio é um processo químico vital para a nutrição das plantas. Com o aumento da população mundial, a agricultura precisa fazer uso de fertilizantes à base de amônia (NH_3) para aplicação nas áreas de plantio.

A produção anual de amônia é de mais de 100 milhões de toneladas, e o processo mais utilizado para sua obtenção é a reação entre os gases nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2), conhecido como processo Haber-Bosch. Considerando a conversão completa, em um ensaio utilizando 168,0 L de gás nitrogênio e 448,0 L de gás hidrogênio, a massa, em gramas, de amônia produzida é aproximadamente igual a:

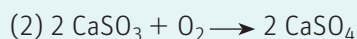
- Dados: massa molar: $\text{H} = 1,00 \text{ g mol}^{-1}$; $\text{N} = 14,00 \text{ g mol}^{-1}$; Volume molar = $22,40 \text{ L mol}^{-1}$
- a) 127,5 d) 467,5
 b) 226,7 e) 536,8
 c) 340,0

- 37. (Enem)** Grandes fontes de emissão do gás dióxido de enxofre são as indústrias de extração de cobre e níquel, em decorrência da oxidação dos minérios sulfurados. Para evitar a liberação desses óxidos na atmosfera e a consequente formação da chuva

ácida, o gás pode ser lavado, em um processo conhecido como dessulfurização, conforme mostrado na equação (1).



Por sua vez, o sulfito de cálcio formado pode ser oxidado, com o auxílio do ar atmosférico, para a obtenção do sulfato de cálcio, como mostrado na equação (2). Essa etapa é de grande interesse porque o produto da reação, popularmente conhecido como gesso, é utilizado para fins agrícolas.



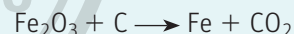
As massas molares dos elementos carbono, oxigênio, enxofre e cálcio são iguais a 12g/mol, 16 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol, respectivamente.

BAIRD, C. *Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman, 2002. (Adaptado.)

Considerando um rendimento de 90% no processo, a massa de gesso obtida, em gramas, por mol de gás retido é mais próxima de

- a) 64 c) 122 e) 245
 b) 108 d) 136

- 38. (Cefet-MG)** O ferro metálico é obtido do minério de ferro, sendo que o mais abundante é a hematita, Fe_2O_3 . Uma empresa possui uma tonelada desse minério com 10% de impurezas, e todo o material deve ser usado para obtenção de Fe conforme descreve a equação não balanceada seguinte.



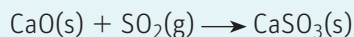
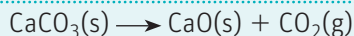
A massa aproximada, em kg, de ferro metálico produzido será

- a) 315 c) 630
 b) 350 d) 700

- 39. (Unicamp-SP)** Quando uma tempestade de poeira atingiu o mar da Austrália em 2009, observou-se que a população de fitoplâncton aumentou muito. Esse evento serviu de base para um experimento em que a ureia foi utilizada para fertilizar o mar, com o intuito de formar fitoplâncton e capturar o CO_2 atmosférico. De acordo com a literatura científica, a composição elementar do fitoplâncton pode ser representada por $\text{C}_{100}\text{N}_{16}\text{P}$. Considerando que todo o nitrogênio adicionado ao mar seja transformado em fitoplâncton, capturando o gás carbônico da atmosfera, 1 (uma) tonelada de nitrogênio seria capaz de promover a remoção de, aproximadamente, quantas toneladas de gás carbônico? Dados de massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{C} = 12$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.

- a) 6,6 c) 5,7
 b) 20,8 d) 1 696

40. (Fuvest-SP) Uma instalação petrolífera produz 12,8 kg de SO_2 por hora. A liberação desse gás poluente pode ser evitada usando-se calcário, o qual por decomposição fornece cal, que reage com o SO_2 formando CaSO_3 , de acordo com as equações:



Qual é a massa mínima de calcário (em kg), por dia, necessária para eliminar todo o SO_2 formado?

Suponha 100% de rendimento para as reações.

Massas molares (g/mol)

CaCO_3 100

SO_2 64

- a) 128 c) 480 e) 1 200
b) 240 d) 720

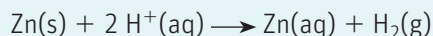
41. (PUC-MG) O peróxido de hidrogênio, ao entrar em contato com o fermento biológico utilizado na fabricação de pães em padarias, sofre decomposição em água e oxigênio, como mostrado na equação abaixo.



Com objetivo de produzir O_2 para uma reação química, um estudante fez o uso do conhecimento apresentado anteriormente e obteve 150 L de O_2 medidos em CNTP (273,5 K; 1 atm). A quantidade, em gramas, de peróxido de hidrogênio utilizada na produção do oxigênio gasoso foi de aproximadamente:

- a) 68
b) 300
c) 350,6
d) 455,3

42. (UFRGS-RS) Em um experimento, 10 g de uma liga de latão, constituída por Cu e Zn, foram tratados com uma solução de HCl. O Cu não reagiu, mas o Zn reagiu de acordo com:



Após o ataque por HCl, a massa do sólido remanescente, filtrado e seco, era igual a 7,8 g.

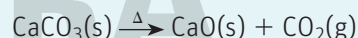
Com base nesses dados, é correto afirmar que a porcentagem ponderal de Zn na liga era aproximadamente igual a:

- a) 2,2% c) 22% e) 78%
b) 10% d) 50%

43. (Unifesp) A geração de lixo é inerente à nossa existência, mas a destinação do lixo deve ser motivo de preocupação de todos. Uma forma de diminuir a grande produção de lixo é aplicar os três R (Reduzir, Reutilizar e Reciclar). Dentro dessa premissa, o Brasil lidera a reciclagem do alumínio, permitindo economia de 95% no consumo de energia e redução na extração da bauxita, já que para cada kg de alumínio são necessários 5 kg de bauxita. A porcentagem do óxido de alumínio (Al_2O_3) extraído da bauxita para produção de alumínio é aproximadamente igual a:

- a) 20,0% c) 37,8% e) 52,9%
b) 25,0% d) 42,7%

44. (UFC-CE) O principal componente da cal, importante produto industrial fabricado no Ceará, é o óxido de cálcio (CaO). A produção de CaO se processa de acordo com a seguinte reação química.



Considerando o comportamento ideal, assinale a alternativa que expressa corretamente o volume (em L) de CO_2 gerado na produção de 561 kg de CaO a 300 K e 1 atm.

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$; $\text{CaO} = 56,1$.

- a) 22,4 c) 2 460 e) 246 000
b) 224 d) 24 600

45. (Unemat-MT) Qual o rendimento da reação de 80 g de enxofre com oxigênio, produzindo 128 g de SO_2 ?

Dados: massas atômicas: S = 32; O = 16.

- a) 80%
b) 20%
c) 50%
d) 0,8%
e) 0,2%

Para explorar

Leia

Cálculos básicos da Química, de Romeu C. Rocha-Filho e Roberto Ribeiro da Silva. São Carlos: EDUFSCar, 2010.

Esse material é escrito em linguagem acessível ao estudante de Química e traz dicas para a realização de cálculos.

Os pesos pesados da Química, de Jorge L. Narciso Jr. e Marcelo P. Jordão. São Paulo: Ed. do Brasil, 2000.

Essa obra analisa os processos de produção, o rendimento e as propriedades dos metais e das ligas metálicas, além de avaliar seu papel na economia e os impactos ambientais envolvidos.

Minerais e metais

O domínio do fogo significou um grande avanço tecnológico para a humanidade. Além dos exemplos citados no capítulo 2, o fogo possibilitou diversas transformações da matéria, como a extração de metais a partir de seus minerais.

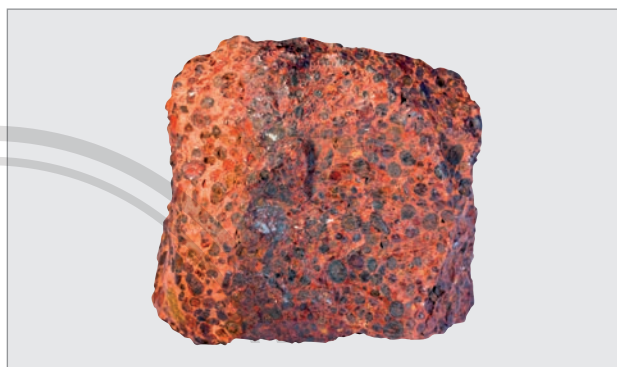
Os minerais são formados por processos físicos, químicos e geológicos. Alguns deles são constituídos de uma única substância, como é o caso do diamante. No entanto, a maioria desses minerais é uma mistura.

Para que um material seja classificado como mineral, ele precisa ser sólido nas condições ambientes, ter sido formado naturalmente, apresentar composição química definida, ser constituído de substâncias inorgânicas e ter estrutura cristalina, ou seja, as espécies químicas que compõem o material precisam possuir uma disposição espacial ordenada.

Alumínio

O Brasil é o terceiro maior produtor de bauxita, mineral cujo principal componente é o óxido de alumínio (Al_2O_3). As reservas brasileiras de bauxita são estimadas em 3,8 bilhões de toneladas, o que corresponde à quinta maior reserva mundial. Os principais estados produtores de bauxita são Pará e Minas Gerais.

O alumínio, extraído do mineral, pode ser utilizado em embalagens, utensílios domésticos, na construção civil, na estrutura de aviões e foguetes. Uma parte dessa produção é destinada às indústrias químicas e de refratários.



SlimSepp/Alamy/Latinstock

Bauxita.

Ferro

O Brasil assume lugar de destaque no cenário internacional na produção de minérios de ferro. Isso ocorre devido ao alto teor de ferro encontrado em seus minérios. A hematita, predominante no Pará, possui teor de 60% (*m/m*) de ferro, ou seja, a cada 100 g do mineral, 60 g correspondem ao óxido de ferro(III) – Fe_2O_3 .

O ferro é muito utilizado na fabricação de diversos tipos de aço empregados na construção civil e nas indústrias naval e aeronáutica.



Ben Johnson/SPL/Latinstock

Amostras de minério de ferro.

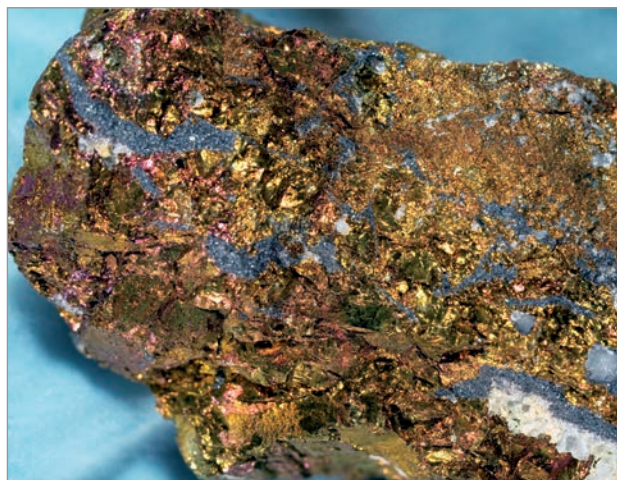
Ouro

Esse metal é encontrado na forma de pepitas e em aluviões (depósitos em águas fluviais). O ouro também pode estar combinado com outros minérios (como impureza), sendo extraído como subproduto. Os estados produtores de ouro no Brasil são Minas Gerais, Goiás, Bahia e Pará.

Cobre

Os principais minérios de cobre encontrados no Brasil, em ordem de abundância, são: a bornita (cujo principal componente é o Cu_5FeS_4), a calcocita (cujo principal constituinte é o Cu_2S) e a calcopirita (cujo principal componente é o $CuFeS_2$).

Os principais estados produtores de minérios de cobre são Pará, Goiás e Bahia. O cobre é utilizado principalmente na construção civil e para a produção de cabos e fios.



Dirk Wiersma/SPL/Latinstock

Bornita.

Nióbio

Os minérios de nióbio são classificados como minerais estratégicos, ou seja, grupos de minerais utilizados como matéria-prima de alta tecnologia, como ligas de aço de elevada resistência empregadas em tubulações de grandes diâmetros, obras de grande porte, naves espaciais, etc.

O Brasil é o maior produtor mundial de nióbio e o país que detém as maiores reservas desse mineral. Os principais estados produtores desses minérios são Minas Gerais, Goiás e Amazonas.

Fontes de pesquisa: CHOQUE FERNANDEZ, O. J.; COSTA, M. L. da; POLLMANN, H.; BRANDÃO, P. R. G. Química mineral e relações texturais entre as fases sulfetadas do minério de cobre de salobo, Carajás (PA): implicações no beneficiamento. *Geochimica Brasil*, v. 19, n. 2, 2005, p. 67-84. Disponível em: <<http://geobrasiliensis.org.br/ojs/index.php/geobrasiliensis/article/download/224/266>>. Instituto Brasileiro de Mineração (Ibram). *Informações e análises da economia mineral brasileira*. 6. ed. 2011. Disponível em: <<http://www.ibram.org.br/sites/1300/1382/00001669.pdf>>. Acessos em: 11 mar. 2016.



Thomas Vito Neto/Pulsar Imagens

Área ocupada por mineradora de nióbio em Araxá (MG). Foto de 2014.

ATIVIDADES

1. A quantidade de minerais produzidos por um país, bem como a extração dos metais, é fundamental para atender à demanda do mercado interno. Apesar dos muitos minerais encontrados em solo brasileiro, o país precisa importar potássio e fosfato para garantir o mercado interno. Pesquise em *sites*, livros e em suas anotações qual é o principal uso de potássio e de fosfato por um país. Discuta com os colegas as implicações dessas informações.

2. Para que um material seja classificado como mineral, ele precisa ser sólido nas condições ambientes, ter sido formado naturalmente, apresentar composição química definida, ser constituído de substâncias inorgânicas e ter estrutura cristalina, ou seja, as espécies químicas que os compõem precisam possuir uma disposição espacial ordenada. O carvão mineral é um mineral? Justifique sua resposta.

3. Além dos minerais citados nesta seção, o Brasil produz outros minerais em grandes quantidades, como estanho (Amazonas e Roraima), manganês (Minas Gerais, Mato Grosso do Sul e Pará), níquel (Bahia, Goiás e Minas Gerais) e urânio (Bahia).

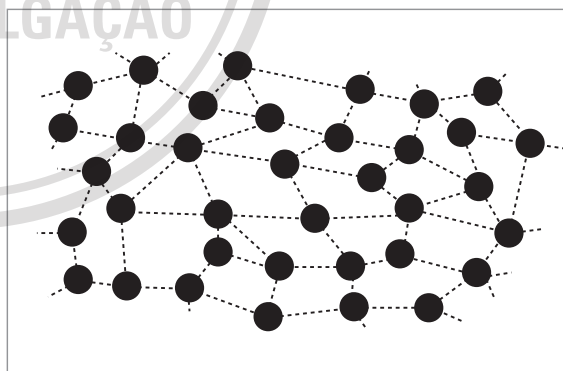
Em seu caderno, represente o mapa do Brasil com a divisão por estados e informe quais deles são produtores de minerais de acordo com as informações desta atividade e da seção. Procure indicar os minérios por meio de símbolos e não se esqueça de inserir uma legenda explicativa.

4. A extração de ferro da hematita envolve transformações em altas temperaturas, onde o carvão (C) ou monóxido de carbono (CO) reage com o óxido de ferro(III) (Fe_2O_3) do mineral, produzindo ferro (Fe) e dióxido de carbono (CO_2).

a) Escreva as duas equações que representam as transformações descritas.

b) Quantos quilogramas de ferro podem ser obtidos de 1 tonelada de hematita? Considere que o teor de óxido de ferro(III) na amostra é de 60% (m/m).

• **Dados:** Fe = 56 g/mol; O = 16 g/mol; C = 12 g/mol.



Disposição dos átomos de carbono no carvão mineral. Representação em cores-fantasia e fora de proporção.

AMJ Studio/DBR

Corrosão de materiais: como enfrentá-la?

Atitudes que podem reduzir os prejuízos materiais, financeiros e ambientais relacionados à corrosão

O que você vai fazer

Você e seus colegas farão visitas a casas de familiares, amigos e vizinhos que morem nas proximidades da escola, para divulgar, por meio de uma cartilha, informações sobre os prejuízos decorrentes da corrosão de materiais e alguns procedimentos simples que podem minimizar esses prejuízos.

O objetivo dessa divulgação é estimular a adoção de atitudes cotidianas para a conservação dos metais, de modo a retardar ao máximo o processo de corrosão, aumentando assim a durabilidade desses materiais. Busca-se também alertar as pessoas para a necessidade de dar um destino correto a objetos metálicos que muitas vezes são jogados no lixo comum. Ações como essas adquirem especial importância porque, além de evitar prejuízos financeiros pessoais, ajudam a poupar recursos naturais que um dia poderão se esgotar e também a diminuir os danos ambientais causados pelos processos de obtenção de metais a partir de suas fontes naturais.

Para organizar e realizar essa ação social, você e seus colegas formarão cinco equipes, que deverão cumprir as seguintes ações:

1. Programar e realizar visitas a familiares, amigos e vizinhos que morem nas proximidades da escola.
2. Elaborar uma cartilha para ser distribuída às pessoas visitadas.
3. Organizar um sistema de coleta e destinação de metais para reciclagem.

Desenvolvimento do conteúdo

No quadro a seguir estão indicados os tópicos que deverão, necessariamente, ser tratados neste projeto. Mas a turma, em conjunto com o professor, pode incluir outros que considerar importantes.

Tópicos	O que é preciso informar
Obtenção de metais.	Fontes naturais; impactos ambientais da extração e do processamento de minérios.
Corrosão de metais.	O que é corrosão; o que provoca a corrosão de metais.
Proteção contra a corrosão.	Procedimentos que retardam a corrosão.
Descarte de metais usados.	Problemas do descarte no lixo comum; importância da reciclagem; onde depositar.

Pesquisa

Decididos os tópicos, a classe deverá levantar informações sobre cada um deles. Fontes sugeridas:

1. Livros especializados sobre metais e suas ligas.
2. Artigos de revista de divulgação científica que discorram sobre lixo e reciclagem.
3. Páginas da internet. Você pode selecionar os endereços em *sites* de busca, a partir das palavras-chave “corrosão de metais”. Os *sites* sugeridos a seguir tratam do tema.
 - MSPC. Disponível em: <http://www.mspc.eng.br/tecdiv/corr_110.shtml>. Acesso em: 15 mar. 2016.
 - Associação Brasileira de Corrosão. Disponível em: <<http://www.abraco.org.br/>>. Acesso em: 15 mar. 2016.
 - Revista *Química Nova na Escola*, 2007. Artigos: “A maresia no ensino de Química” e “Corrosão de metais por produtos de limpeza”. Disponíveis em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc26/>>. Acessos em: 15 mar. 2016.

Você pode também entrevistar membros de cooperativas e de depósitos de sucatas. A entrevista deve ter como foco o levantamento de informações acerca de como classificar e preparar adequadamente os objetos metálicos para encaminhá-los à reciclagem.

Organização da ação

Equipes 1 e 2

Responsáveis pela elaboração completa da cartilha, incluindo textos, diagramação e cópias. Uma cartilha é um livreto que contém orientações úteis, que podem ser apresentadas em forma de texto e incluir ilustrações. Com uma única folha de papel sulfite, pode ser feita uma cartilha de oito páginas. Na capa devem estar o nome da escola, o título da cartilha e o nome dos autores. Nas outras páginas devem estar, de forma sucinta e objetiva, todos os tópicos abordados. As equipes devem decidir quantas páginas serão destinadas a cada tópico, de acordo com as informações coletadas e a importância do tópico. Imagens podem ajudar a “dar o recado”. Por exemplo, uma foto de exploração de jazida a céu aberto já mostra como o ambiente é alterado.

Equipe 3

Responsável pela logística necessária à realização das visitas às casas para a divulgação. Esta equipe deverá, com a ajuda de colegas de outras equipes, escolher as pessoas que serão visitadas, com base em critérios que levem em conta a proximidade da escola e o grau de relacionamento dos alunos com essas pessoas. Deverá também estabelecer contatos com as pessoas escolhidas, informando-as do objetivo das visitas e, caso aceitem, agendar data e horário. A equipe deverá ainda montar uma planilha com o nome de quem será visitado, a data e o horário da visita, o endereço da localidade e os nomes dos alunos que farão a visita.

Equipe 4

Responsável pelas visitas.

Esta equipe deverá preparar o que será explicado às pessoas que serão visitadas, considerando os tópicos presentes na cartilha. Cada visita – que deve ser feita por pelo menos dois alunos juntos – não deve ser muito longa. Após a explicação, os alunos devem entregar a cartilha à pessoa visitada e orientá-la sobre como encaminhar objetos metálicos usados para reciclagem. Os alunos visitantes poderão recolher, na moradia, materiais metálicos que iriam para o lixo comum e entregá-los à Equipe 5, que será responsável por dar o correto destino a esses materiais.

Equipe 5

Responsável pelo destino dos materiais metálicos coletados.

A equipe deve escolher, com a direção da escola, um local adequado para que sejam previamente depositados os materiais coletados nas visitas realizadas pela Equipe 4. Depois disso, a equipe deve decidir o destino desses metais, que podem ser doados a catadores ou vendidos a empresas que trabalham com reciclagem, como, por exemplo, ferros-velhos. Em caso de venda, os integrantes da equipe devem decidir em conjunto o melhor emprego dos recursos arrecadados.

Referências bibliográficas

- AMBROGI, A. *Misturas e substâncias*. São Paulo: Hamburg, 1986.
- ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.
- BRADY, J. E.; SENESE, F. *Chemistry: matter and its changes*. 4. ed. Hoboken: John Wiley, 2004.
- BRODY, D. E.; BRODY, A. E. *As sete maiores descobertas científicas da História*. São Paulo: Cia. das Letras, 2000.
- CANTO, E. L. *Minerais, minérios, metais: De onde vêm? Para onde vão?* São Paulo: Moderna, 1996.
- CHASSOT, A. *A ciência através dos tempos*. São Paulo: Moderna, 2003.
- EMSELY, J. *Moléculas em exposição*. São Paulo: Edgard Blücher, 2001.
- GEPEQ (Grupo de Pesquisa em Educação Química). *Interações e transformações I*. São Paulo: Edusp, 2005.
- _____. *Química e sobrevivência*. São Paulo: Edusp, 2005.
- GIESBRECHT, E. *Experiências de Química: técnicas e conceitos básicos*. PEQ, Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1982.
- GOLDSMITH, B. *Gênio obsessivo: o mundo interior de Marie Curie*. São Paulo: Companhia das Letras, 2006.
- KOTZ, J.; TREICHEL JR., P. *Química geral e reações químicas*. v. 1 e 2. São Paulo: Thomson, 2005.
- SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W.; LANGFORD, C. H. *Inorganic Chemistry*. 2. ed. Oxford: Oxford University Press, 1994.
- SNYDER, C. H. *The extraordinary chemistry of ordinary things*. 3. ed. Newark: John Wiley & Sons, 1997.

Siglas dos exames e das universidades

- Cefet-MG** – Centro Federal de Educação Tecnológica de Minas Gerais
- CPS-SP** – Centro Paula Souza
- Enem** – Exame Nacional do Ensino Médio
- FGV-RJ** – Fundação Getúlio Vargas
- FGV-SP** – Fundação Getúlio Vargas
- Fuvest-SP** – Fundação Universitária para o Vestibular
- ITA-SP** – Instituto Tecnológico de Aeronáutica
- PUC-MG** – Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais
- PUC-PR** – Pontifícia Universidade Católica do Paraná
- PUC-RJ** – Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro
- PUC-RS** – Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul
- PUC-SP** – Pontifícia Universidade Católica de São Paulo
- UCS-RS** – Universidade de Caxias do Sul
- Udesc** – Universidade do Estado de Santa Catarina
- Uece** – Universidade Estadual do Ceará
- UEL-PR** – Universidade Estadual de Londrina
- UEM-PR** – Universidade Estadual de Maringá
- UEPG-PR** – Universidade Estadual de Ponta Grossa
- Uerj** – Universidade Estadual do Rio de Janeiro
- Uespi** – Universidade Estadual do Piauí
- Ufal** – Universidade Federal de Alagoas
- UFC-CE** – Universidade Federal do Ceará
- UFG-GO** – Universidade Federal de Goiás
- UFJG-MG** – Universidade Federal de Juiz de Fora
- UFMG** – Universidade Federal de Minas Gerais
- UFMS** – Universidade Federal do Mato Grosso do Sul
- UFPA** – Universidade Federal do Pará
- UFPB** – Universidade Federal da Paraíba
- UFPE** – Universidade Federal de Pernambuco
- UFPEl-RS** – Universidade Federal de Pelotas
- UFPR** – Universidade Federal do Paraná
- UFRGS-RS** – Universidade Federal do Rio Grande do Sul
- UFRN** – Universidade Federal do Rio Grande do Norte
- UFSC** – Universidade Federal de Santa Catarina
- UFSCar-SP** – Universidade Federal de São Carlos
- UFT-TO** – Universidade Federal do Tocantins
- UFU-MG** – Universidade Federal de Uberlândia
- UFV-MG** – Universidade Federal de Viçosa
- UnB-DF** – Universidade de Brasília
- Unemat-MT** – Universidade do Estado de Mato Grosso
- Unesp** – Universidade Estadual Paulista Júlio de Mesquita Filho
- Unicamp-SP** – Universidade Estadual de Campinas
- Unifesp** – Universidade Federal de São Paulo
- Unifor-CE** – Universidade de Fortaleza
- Unimontes-MG** – Universidade Estadual de Montes Claros
- UPE** – Universidade de Pernambuco
- UPF-RS** – Universidade de Passo Fundo
- Unesp** – Fundação para o Vestibular da Universidade Estadual Paulista



1 5 8 9 8 2

ISBN 978-85-418-1389-1



9 788541 813891