



Martha Reis

Química

Manual do
Professor

1

ea
editora ática

Química - Ensino Médio



Martha Reis

Química

Manual do
Professor

Martha Reis

Bacharela e licenciada em Química pela Faculdade de Ciências Exatas, Filosóficas e Experimentais da Universidade Presbiteriana Mackenzie.

Foi professora dos colégios Mackenzie e Objetivo e do curso preparatório para vestibulares Universitário, tendo atuado também como editora de livros didáticos.

2ª EDIÇÃO
SÃO PAULO • 2016

ea
editora ática

1

Química - Ensino Médio



editora ática

Diretoria editorial
Lidiane Vivaldini Olo

Gerência editorial
Luiz Tonolli

Editoria de Biologia e Química
Isabel Rebelo Roque

Edição
Daniela Teves Nardi

Gerência de produção editorial
Ricardo de Gan Braga

Arte
Andréa Dellamagna (coord. de criação),
Erik TS (progr. visual de capa e miolo),
André Gomes Vitale (coord. e edição)
e Casa de Tipos (diagram.)

Revisão
Hélia de Jesus Gonsaga (ger.),
Rosângela Muricy (coord.), Ana Paula Chabaribery Malfa,
Gabriela Macedo de Andrade, Heloisa Schiavo,
Brenda Moraes e Gabriela Miragaia (estagiárias)

Iconografia
Sílvio Kligin (superv.), Denise Durand Kremer (coord.),
Roberta Freire Lacerda Santos (pesquisa), Cesar Wolf e
Fernanda Crevin (tratamento de imagem)

Ilustrações
Alex Argozino e Paulo Manzi

Cartografia
Eric Fuzii, Márcio Souza

Foto da capa: Dusan Bartolovic/Getty Images

Protótipos
Magali Prado

Direitos desta edição cedidos à Editora Ática S.A.
Avenida das Nações Unidas, 7221, 3ª andar, Setor A
Pinheiros – São Paulo – SP – CEP 05425-902
Tel.: 4003-3061
www.atica.com.br / editora@atica.com.br

2016

ISBN 9788508 17943 5 (AL)
ISBN 9788508 17944 2 (PR)
Cód. da obra CL 713349
CAE 566 081 (AL) / 566 082 (PR)

2ª edição
1ª impressão

Impressão e acabamento



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

Fonseca, Martha Reis Marques da
Química : ensino médio / Martha Reis. --
2. ed. -- São Paulo : Ática, 2016.

Obra em 3 v.
Bibliografia.

1. Química (Ensino médio) I. Título.

16-01899

CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7

APRESENTAÇÃO

Nos próximos anos, ao longo de todo o Ensino Médio, você vai estudar Química e deve estar se perguntando qual é a importância que esse estudo terá em sua vida.

Não há dúvida de que todo conhecimento adquirido é importante, porque nos faz crescer e enxergar além do que víamos antes.

Assim, o estudo da Química, em particular, vai lhe fornecer informações que farão você compreender melhor o funcionamento do seu corpo e do mundo em que vive. Essas informações ajudarão você a exercer efetivamente a cidadania e a ter consciência de suas escolhas — incluindo o uso da tecnologia —, pois será capaz de avaliar o impacto dessas escolhas tanto no meio ambiente quanto na sua saúde.

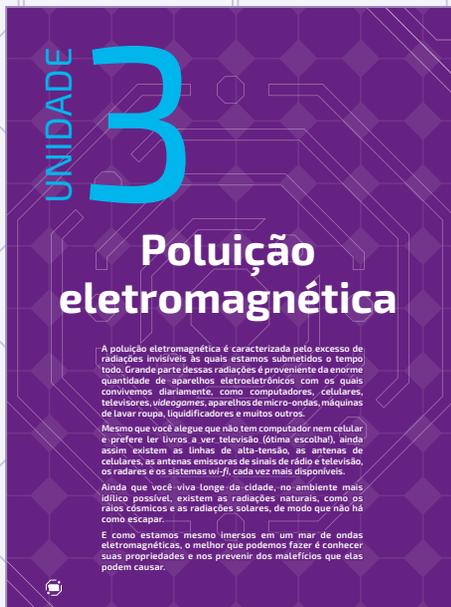
Utilizar o conhecimento adquirido com o estudo da Química para entender os fenômenos, compreender as notícias, analisar e questionar as informações, duvidar, verificar se os dados estão corretos, tudo isso permite que você saia do papel de espectador e passe a atuar sobre os problemas que nos afetam.

Esperamos que você goste dos livros e que o aprendizado em Química seja incorporado definitivamente à sua vida e ao seu exercício diário de cidadania.

A autora



Conheça seu Livro



Abertura da Unidade

Cada volume da coleção é dividido em cinco Unidades temáticas. O tema de cada Unidade é apresentado com um breve texto de introdução.

Foi notícia!

Esta seção abre todos os capítulos da coleção e apresenta um texto jornalístico relacionado ao tema da Unidade, do qual são extraídas questões.



FOI NOTÍCIA!

Não existe plano B, porque não temos um planeta B: a Cúpula do Clima 2014 e a Marcha popular pelo clima

Não estamos aqui para falar, nós estamos aqui para fazer história. Com esta frase, o secretário-geral da ONU, Ban Ki Moon, abriu o Climate Change Summit 2014 (ou Cúpula do Clima), realizado em Nova York no último dia 23 (de setembro de 2014). O encontro teve como objetivo relançar ações contra o aquecimento global. [...] Mais de 2.000 pessoas foram registradas dentro do que foi chamada 'Marcha popular pelo clima', nos dias que antecederam o encontro da ONU. [...] Segundo os organizadores de Nova York, o objetivo era reunir tantos participantes e fazer com que a temática do clima deixe de ser vista como uma preocupação meramente ambiental e passe a ser vista como um problema de todos e em todos os aspectos: social, ambiental, [...] político e econômico. [...]



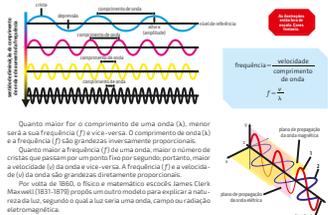
A reportagem que você acabou de ler fala que o aquecimento global é um problema de todos e envolve aspectos sociais, ambientais, políticos e econômicos. Mas o que determina o aquecimento global, o aumento de temperatura ou o aumento de calor? Existe diferença?

RETOMANDO A NOTÍCIA

A reportagem da página 133 trata da possibilidade de os ondas eletromagnéticas emitidas pelos aparelhos celulares causarem danos à saúde humana.

- Uma onda fica caracterizada quando conhecemos o seu comprimento de onda (λ) e a sua frequência (f).
- O comprimento de onda (λ) equivale à distância que separa duas cristas (pontos mais elevados da onda) ou duas depressões (pontos mais baixos da onda) consecutivas.
- A frequência de onda (f) é o número de cristas (ou depressões) que passam por um ponto fixo em um segundo.

Outra característica das ondas é a amplitude, que corresponde à metade da altura que separa uma crista de uma depressão, ou seja, é a altura de uma onda – distância máxima que a onda atinge (pode a partir de um ponto de equilíbrio (nível de referência)).



Ondas, campos ou radiações eletromagnéticas são formados por um campo magnético perpendicular a um campo elétrico perpendicular a si e à direção de propagação da radiação.

Assim, para cada ponto de uma partícula de radiação atravessada por uma radiação eletromagnética, ambos os campos – elétrico e magnético – variam da forma senoidal (função seno).

Experimento

Extrato de repolho roxo: indicador ácido-base

Materiais necessários

- 1/2 repolho roxo de tamanho médio
- Água
- Panela
- Garrafa PET transparente de 250 mL, limpa e sem tampa
- 1 conjunto de jarra e panela que se encaixem uma na outra
- Frasco com conta-gotas limpo e seco
- 5 copos de vidro pequenos
- 6 etiquetas brancas ou pedacinhos de esquadro

Líquidos que serão testados

- Água de chuva
- Água de café (não pode utilizar a que sobrou do experimento anterior)
- Solução de bicarbonato de sódio
- Refrigerante tipo soda
- Ácido clorídrico

Como fazer

Corte o repolho em pedacinhos pequenos, coloque-os na jarra e cubra com água. Lave-o bem e deixe ferver até que a água se torne praticamente metade do volume inicial. Desligue o fogo, temp a panela e espere esfriar. Aperte a panela na jarra e cole o conteúdo da panela. Partes a solução da jarra para a garrafa PET.

Coloque a solução de extrato de repolho roxo nos copos até cerca de 1/3 da capacidade (20 mL). Etiqueta nos copos com o nome dos líquidos que serão testados e cole nos copos.

Classifique os materiais que você testou em um dos grupos indicados no quadro abaixo, conforme a cor da solução observada.

Cor da solução de extrato de repolho	Grupo
Vermelho	Ácido forte
Roxo	Ácido moderado
Azul	Ácido fraco
Verde	Neutro
Verde-amarelado	Básico fraco

Atividade de pesquisa

Elabore um relatório sobre o experimento e apresente-o para a turma. Não se esqueça de registrar os resultados e as conclusões.

Cotidiano do Químico

Como Lavoisier fez para estudar a combustão em recipiente fechado?

Para explicar a combustão num recipiente fechado, Lavoisier montou o seguinte experimento. Ele colocou mercúrio metálico numa retorta com tubo longo e resaca vedada (B), de modo que o duto da retorta se abrisse para a atmosfera em uma pequena cuba de vidro, na qual também havia mercúrio. Aqueles então a retorta em um forno, de modo que provocasse a calcinação do mercúrio.

Esses procedimentos formou o duto de mercúrio e um volume fixo de ar dentro da retorta, ao passo que o ar contido no duto também diminuiu de volume, reduzindo-se ao fim do experimento, a quatro quintos do volume inicial.

Mercúrio, portanto, combinou-se com "algo" presente no ar para formar o óxido de mercúrio. O gás restante que se acumulou na retorta.

Lavoisier pôde observar que a "quantidade de ar" na retorta diminuiu porque o mercúrio contido no tubo de vidro ficou muito mais pesado do ar consumido pela diminuição da pressão dentro da retorta em relação à pressão atmosférica (atmosférica).

Lavoisier se interessou pelo fenômeno da combustão, mas, ao contrário da maioria de seus predecessores, planejou cuidadosamente seus experimentos, medindo com precisão a massa dos materiais submetidos à combustão e a massa dos produtos formados.

Ele prosseguiu, queimando tudo o que passou por sua mão, até um diamante, e foi capaz de mostrar que, quando um metal sofre combustão em um recipiente fechado, o gás resultante da reação é combinado por uma partícula correspondente, em massa, do ar no recipiente.

Concluiu então que, quando um metal sofre combustão, "algo" do ar presente no metal ou se combina com ele.

metal + "algo" = óxido de metal

óxido de metal = metal + "algo"

A aplicação de Lavoisier sobre o fenômeno da combustão causou uma verdadeira revolução nas ideias da época e mudou completamente as antigas noções de transformação química.

Retomando a notícia

As respostas para as questões levantadas na seção Foi notícia! são discutidas com base na teoria apresentada no capítulo.

Experimento

Experimentos investigativos que introduzem um assunto e despertam questionamentos e a vontade de continuar aprendendo.

Os experimentos são interessantes e acessíveis, norteados pela preocupação com a segurança e com o meio ambiente.

Cotidiano do Químico

O objetivo desta seção é apresentar processos químicos realizados em laboratório e um pouco do cotidiano do profissional da área química.

Curiosidade

Nanotecnologia

A nanotecnologia estuda e desenvolve sistemas cujas dimensões atinjam, no máximo, 100 nanômetros. Para compreender melhor a dimensão desses sistemas, lembre-se de que a 1ª unidade dos átomos em geral é o espaço em centímetros de nanômetros — um nanômetro é igual a 10⁻⁹ metros (um bilionésimo de metro).

Imagens como a à lado mostram atomos formando figuras e letras, indicando que os átomos podem ser manipulados um a um. Esse não faz com que a próxima fabricação de equipamentos controlados átomo a átomo, porém o tempo que se levaria para manipular alguns átomos de determinado elemento ainda inviabiliza qualquer projeto desse tipo.

As aplicações da nanotecnologia, ainda, são voltadas para a síntese de novos materiais, como os nanotubos de carbono, que consistem em um material com 5 vezes mais leve e 20 vezes mais resistente que o aço. A NASA também desenvolveu o Space Administration Ultra-thin Material (SAM) com 5 vezes mais leve e 20 vezes mais resistente que o aço. A NASA também desenvolveu o Space Administration Ultra-thin Material (SAM) para proteger os veículos espaciais contra acidentes térmicos durante a reentrada na atmosfera terrestre. Essas aeronaves, que já percorreram no passado, podem ser causadas por causa de calor externo gerado pelo atrito entre o veículo espacial e a atmosfera.

Acreditamos que em futuro próximo a nanotecnologia também possa ser utilizada para aumentar o rendimento a capacidade de armazenamento e processamento de dados dos computadores, para desenvolver materiais voltados a construção civil e para o desenvolvimento de nanocaracteres, que podem chegar ao interior das células e funcionar como sensores para diagnósticos médicos, além de ser inovadora ainda sobre imagens.

A utilização em larga escala da nanotecnologia, porém, pode ter uma grave consequência: a nanotecnologia, que pode ser gerada tanto na fabricação de nanomateriais como no descarte desses produtos.

Essa tipo de poluição, que seria formada por nanopartículas, pode ser muito perigosa, já que não existe até o momento nenhum método para controlar essas nano-partículas, que podem viajar facilmente por grandes distâncias pelo ar.

As células dos seres vivos (animais e plantas) não têm as defesas necessárias para combater as nano-partículas que não existem na natureza, e que poderia provocar danos tanto à saúde humana quanto aos ecossistemas.

Como mais todos isso começou? Ao passarmos do modelo atômico de Dalton e até as teorias modernas e modernas, aqui o desenvolvimento da nanotecnologia? A descoberta da estrutura atômica de Bohr e o desenvolvimento de Rutherford nos trouxe a seguir. Foi um evento fundamental para a física.

Ocorrência de precipitação de oxônio é o nome que se dá ao fenômeno de precipitação de oxônio, que ocorre quando o ozônio, que normalmente é formado na estratosfera, precipita na troposfera. Isso acontece quando as condições atmosféricas são favoráveis para a formação de nuvens de ozônio. Essas nuvens são muito pequenas e não causam danos à saúde humana, mas podem ser prejudiciais para o meio ambiente.

Ocorrência de precipitação de ozônio é o nome que se dá ao fenômeno de precipitação de ozônio, que ocorre quando o ozônio, que normalmente é formado na estratosfera, precipita na troposfera. Isso acontece quando as condições atmosféricas são favoráveis para a formação de nuvens de ozônio. Essas nuvens são muito pequenas e não causam danos à saúde humana, mas podem ser prejudiciais para o meio ambiente.

Definição de átomo é o nome que se dá ao menor partícula da matéria que constitui um elemento químico. É formado por um núcleo central, formado por prótons e nêutrons, e uma nuvem de elétrons.

De onde vem... para onde vai?

PVC

O PVC (policloreto de vinila) é um polímero que contém 57% de cloro e 43% de carbono em sua composição. O cloro necessária fabricação do PVC obtido do etileno (olefina) de uma olefina que é o etileno de baixo custo de produção, em um processo baseado na utilização da água, adaptado para a obtenção em escala industrial.

A reação da reação de obtenção do cloro por eletrólise:

$$2\text{NaCl(aq)} + 2\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{NaOH(aq)} + \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{(g)}$$

O etileno (olefina) é obtido principalmente do gás natural, proveniente da destilação. Trata-se do petróleo ou de um processo de destilação de etileno proveniente do petróleo (líquido preto fétido) ou, também, do etileno produzido a partir de gás natural. Nesse processo — que usa a acetona e o gás natural — o etileno é obtido a partir de um composto — o etileno — formado a partir de hidrocarbonetos das frações querosene, diesel ou óleo lubrificante (também obtido na destilação do petróleo) a temperaturas entre 450°C e 700°C para “quebrar” em cadeias menores, que estão na faixa da Fração gasolítica.

Exemplo:

$$\text{C}_6\text{H}_{14}\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{(g)} + 2\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)}$$

Em seguida, faz-se o cloro reagir com o etileno (reação de adição), formando o dicloreto de etileno:

$$\text{C}_2\text{H}_4\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \xrightarrow{\text{h}\nu} \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2\text{(l)}$$

Em seguida o dicloreto é levado a um forno e submetido a alta temperatura para se decompor por aquecimento (pirólise), produzindo o etileno e o cloro. O cloro é usado para a produção de ácido clorídrico e a unidade básica (monômero) do polímero de etileno ou PVC (polímero).

Flúatos

O PVC apresenta boa resistência química e térmica. Isso ocorre devido à presença de átomos de cloro na cadeia principal, que atua no processo de produção de dois formas básicas: o PVC flexível e o PVC rígido. O PVC flexível é produzido pela mistura de PVC + plastificante, que é predominantemente amofos (tem um anel interno de fósforo). Semelhante ao caso de o látex, o PVC é produzido na forma de pasta e utilizado para a produção de produtos como: tubos, cabos, mangueiras, lâminas, etc.

O PVC é produzido em dois grupos: I e II. Para a fabricação e o seguinte problema: vale se as dietas afetam o sistema imunológico; o funcionamento da tireoide e do fígado, gerando maior suscetibilidade a infecções. Especificamente, a presença de flúor nas dietas pode afetar o sistema imunológico, afetando a base de chumbo, cálcio e zinco, modificando a atividade, redução de cálcio, carboidrato de cálcio, melhora de ferro e pigmento utilizado na fabricação de dentes e outros órgãos para água e esgoto.

O PVC rígido que também contém aditivos estabilizantes a base de chumbo, cálcio e zinco, modificando a atividade, redução de cálcio, carboidrato de cálcio, melhora de ferro e pigmento utilizado na fabricação de dentes e outros órgãos para água e esgoto.

Logo de uma preparação na indústria: o PVC rígido que também contém aditivos estabilizantes a base de chumbo, cálcio e zinco, modificando a atividade, redução de cálcio, carboidrato de cálcio, melhora de ferro e pigmento utilizado na fabricação de dentes e outros órgãos para água e esgoto.

Logo de uma preparação na indústria: o PVC rígido que também contém aditivos estabilizantes a base de chumbo, cálcio e zinco, modificando a atividade, redução de cálcio, carboidrato de cálcio, melhora de ferro e pigmento utilizado na fabricação de dentes e outros órgãos para água e esgoto.

De onde vem... para onde vai?

Flúor

O Flúor é o elemento químico mais eletronegativo da tabela periódica. Possui 9 prótons e 9 elétrons. Seu símbolo é F e sua massa atômica é 18,9984032 u.m.a.

O Flúor é encontrado na natureza sob a forma de íons (F⁻) em minerais e na forma de íons (F⁻) em soluções aquosas.

O Flúor é utilizado na fabricação de produtos como: fluoropolímeros, refrigerantes, fertilizantes, produtos de higiene pessoal, etc.

O Flúor é produzido industrialmente a partir do fluorapatita (Ca₅(PO₄)₃F) encontrado em minas de fosfato.

O Flúor é utilizado na fabricação de produtos como: fluoropolímeros, refrigerantes, fertilizantes, produtos de higiene pessoal, etc.

O Flúor é produzido industrialmente a partir do fluorapatita (Ca₅(PO₄)₃F) encontrado em minas de fosfato.

O Flúor é utilizado na fabricação de produtos como: fluoropolímeros, refrigerantes, fertilizantes, produtos de higiene pessoal, etc.

O Flúor é produzido industrialmente a partir do fluorapatita (Ca₅(PO₄)₃F) encontrado em minas de fosfato.

Curiosidade

Fatos intrigantes relacionados ao assunto que está sendo desenvolvido, eventos históricos ou discussões extras para a enriquecimento da aula são alguns dos temas que aparecem neste boxe.

De onde vem... para onde vai?

Discute, de modo simples, as matérias-primas utilizadas, o processo de extração, de obtenção e as aplicações de produtos economicamente importantes. Esta seção inclui uma sugestão de trabalho em grupo, a expor um ponto de vista e a buscar uma solução em conjunto são habilidades muito requisitadas no mercado de trabalho.

De onde vem... para onde vai?

Discute, de modo simples, as matérias-primas utilizadas, o processo de extração, de obtenção e as aplicações de produtos economicamente importantes. Esta seção inclui uma sugestão de trabalho em grupo, a expor um ponto de vista e a buscar uma solução em conjunto são habilidades muito requisitadas no mercado de trabalho.

Saúde e sociedade

Eventos naturais que provocam chuva ácida

As erupções vulcânicas podem lançar quantidades enormes de dióxido de enxofre (SO₂) diretamente na atmosfera, causando de memos danos à vida e ao meio ambiente que causa o dióxido de enxofre proveniente das atividades humanas.

Há também algumas substâncias, como o sulfeto de hidrogênio (H₂S) e o sulfeto de dimetil, CH₃SH, produzidos por certos microorganismos ou por determinadas plantas e algas que reagem na atmosfera formando o dióxido de enxofre (SO₂) e depois o ácido sulfúrico (H₂SO₄).

Os oceanos são a principal fonte do sulfeto de enxofre, proveniente de processos metabólicos de algas e fitoplânctons.

Por sua vez, os terços formados de petróleo, gás natural e minerais são fontes naturais de sulfeto de hidrogênio (H₂S). Por isso, na América do Sul, Chavez com pH médio de 4,7 são comuns tanto em áreas urbanas e industrializadas quanto em regiões pouco habitadas.

Nas montanhas americanas os volumes de pH da chuva são geralmente observados no Rio do Atlântico e São Paulo. Esse elevado índice de ácidos faz floresta formado ácido sulfúrico observado a dois fatores: a formação de ácido sulfúrico proveniente da oxidação do dióxido de hidrogênio (H₂S), que se volatiliza dos alagados da região.

$$2\text{H}_2\text{S(g)} + 3\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4\text{(l)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$$

$$2\text{FeS}_2\text{(s)} + 7\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + 4\text{SO}_2\text{(g)}$$

2. Formação de ácidos orgânicos, dos ácidos formico (HCOOH), acético (CH₃COOH) e parti do etileno da queima de bioetanol, que são íons na flórea americana há 20 anos.

Estima-se ainda que, por processos naturais, seguem lançados na atmosfera entre 20 milhões e 90 milhões de toneladas de dióxido de nitrogênio por ano, principalmente NO₂ e NO.

Isso o ácido nítrico forma-se naturalmente durante as tempestades, de modo semelhante ao utilizado na fabricação de ácido nítrico da alta pressão. Os raios fornecem energia elétrica a aquecem momentaneamente o ar, reduzindo a temperatura múltiplos elétrons, dissociando moléculas de nitrogênio e oxigênio e formando moléculas de monóxido de nitrogênio.

$$\text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{NO(g)}$$

O monóxido de nitrogênio pode reagir com o gás sulfúrico e com o dióxido de carbono, formando em ambas os casos o ácido nítrico.

$$2\text{NO(g)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(l)} \rightarrow 2\text{HNO}_3\text{(l)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

$$2\text{NO(g)} + \text{CO}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{HNO}_3\text{(l)} + \text{C(g)}$$

4. Nitro: por ser um antídoto do ácido, reage com a água da chuva formando os ácidos nítrico e nítrico:

$$2\text{NO(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{HNO}_2\text{(aq)} + \text{HNO}_3\text{(aq)}$$

O monóxido de nitrogênio (NO) também é produzido naturalmente por processos metabólicos de certos microorganismos presentes no solo.

Outros ácidos fortes, como o HCl(aq), são liberados por erupções vulcânicas, também por produtos temporariamente chuva ácida “natural” em regiões como a Ásia e a Nova Zelândia.

Exercício resolvido

2. O dióxido de monóxido é um composto paramagnético. As moléculas de CO₂ possuem um número ímpar de elétrons, logo são paramagnéticas. Já as moléculas de N₂ possuem um número par de elétrons, logo são diamagnéticas. Dado: O = 2 e N = 7.

3. a) Tabela de configuração eletrônica de um átomo de cloro (Z = 17): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵. b) O elemento químico cloro (Z = 17) possui 17 prótons e 17 elétrons. c) O elemento químico cloro (Z = 17) possui 17 prótons e 17 elétrons.

Exercícios

1. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

2. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

3. Preve, com base no cálculo da carga formal de nitro, qual é a estrutura que tem maior probabilidade de existir em condições normais.

4. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

5. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

6. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

7. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

8. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

9. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

10. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

11. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

12. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

13. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

14. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

15. Calcule a carga formal de nitro (Z = 16) nas estruturas I e II, e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existir em condições normais.

Compreendendo o Mundo

Osmo central da Unidade foi “medicinas dimorfas”. Vários cientistas do IGC, Intergovernmental Panel of Climate Change, ou Painel Intergovernamental de Mudanças do Clima afirmam que as atividades humanas, como a queima de combustíveis fósseis para gerar energia, a produção de metais e a mineração, a construção de edifícios, a produção de plástico, a produção de papel e a produção de vidro, são as principais fontes de gases de efeito estufa. Segundo essas pesquisas, o efeito estufa varia segundo uma série de fatores, como a latitude, a longitude, a altitude, a temperatura média da planta, e o número de partículas, fumaça e cinzas, o tamanho das nuvens de gás carbônico e o índice de refração do gás carbônico.

Segundo essas pesquisas, o efeito estufa varia segundo uma série de fatores, como a latitude, a longitude, a altitude, a temperatura média da planta, e o número de partículas, fumaça e cinzas, o tamanho das nuvens de gás carbônico e o índice de refração do gás carbônico.

Segundo essas pesquisas, o efeito estufa varia segundo uma série de fatores, como a latitude, a longitude, a altitude, a temperatura média da planta, e o número de partículas, fumaça e cinzas, o tamanho das nuvens de gás carbônico e o índice de refração do gás carbônico.

Segundo essas pesquisas, o efeito estufa varia segundo uma série de fatores, como a latitude, a longitude, a altitude, a temperatura média da planta, e o número de partículas, fumaça e cinzas, o tamanho das nuvens de gás carbônico e o índice de refração do gás carbônico.

Segundo essas pesquisas, o efeito estufa varia segundo uma série de fatores, como a latitude, a longitude, a altitude, a temperatura média da planta, e o número de partículas, fumaça e cinzas, o tamanho das nuvens de gás carbônico e o índice de refração do gás carbônico.

Segundo essas pesquisas, o efeito estufa varia segundo uma série de fatores, como a latitude, a longitude, a altitude, a temperatura média da planta, e o número de partículas, fumaça e cinzas, o tamanho das nuvens de gás carbônico e o índice de refração do gás carbônico.

Segundo essas pesquisas, o efeito estufa varia segundo uma série de fatores, como a latitude, a longitude, a altitude, a temperatura média da planta, e o número de partículas, fumaça e cinzas, o tamanho das nuvens de gás carbônico e o índice de refração do gás carbônico.

Segundo essas pesquisas, o efeito estufa varia segundo uma série de fatores, como a latitude, a longitude, a altitude, a temperatura média da planta, e o número de partículas, fumaça e cinzas, o tamanho das nuvens de gás carbônico e o índice de refração do gás carbônico.

Saúde e sociedade

Textos que evidenciam a relação da Química com temas que envolvem a saúde e a nossa sociedade atual.

Exercício resolvido e Exercícios

Ao longo dos capítulos são propostas questões que auxiliam a compreensão do tema e é apresentado um exercício resolvido.

Compreendendo o Mundo

Esta seção, que finaliza as Unidades, conclui o tema que foi discutido e mostra como ele está relacionado ao tema que será abordado na Unidade seguinte.

Sumário

Unidade 1: Mudanças climáticas

CAPÍTULO 1

O estudo da Química e as grandezas físicas 9

1 O que é Química? 10

2 Grandezas físicas 14

Experimento: Densidade e correntes de convecção 20

CAPÍTULO 2

Propriedades da matéria 27

1 Propriedades que definem a matéria 28

2 Propriedades químicas 39

Experimento: Índícios de transformações químicas 40

3 Propriedades de grupos 44

Experimento: Extrato de repolho roxo: indicador ácido-base 45

CAPÍTULO 3

Substâncias e misturas 47

1 Classificação dos materiais 48

2 Fases de um material 53

3 Separação de misturas 56

Unidade 2: Oxigênio e ozônio

CAPÍTULO 4

Transformações da matéria 73

1 Equações químicas 74

2 As reações químicas e a constituição da matéria 75

3 A combustão 81

Experimento: Combustão na balança de pratos 81

4 Lei da conservação da massa ou lei de Lavoisier 82

5 Lei das proporções constantes ou lei de Proust 86

6 Método científico 88

7 Modelo atômico de Dalton 89

8 A lei volumétrica de Gay-Lussac 91

Experimento: Eletrólise da água 91

9 O conceito de molécula 95

CAPÍTULO 5

Notações químicas 100

1 Nomenclatura atual 101

2 Símbolos dos elementos 102

3 Fórmulas das substâncias 103

4 Balanceamento de equações químicas 105

5 Massa molecular e massa atômica 108

Experimento: Relação de massas 113

6 Fórmulas químicas 118

7 Alotropia 122

Unidade 3: Poluição eletromagnética

CAPÍTULO 6

Eletricidade e radioatividade 133

1 A imagem do átomo 134

2 A eletricidade 136

Experimento: Eletrólitos e não eletrólitos 140

3 A radioatividade 143

4 Evolução dos modelos atômicos 147

5 Investigação da natureza da luz 152

6 Espectros dos elementos 156

CAPÍTULO 7

Modelo básico do átomo e a lei periódica 160

1 Número atômico 161

2 Isótopos e nêutrons 162

3 Estrutura atômica básica 163

4 A eletrosfera 168

5 Distribuição eletrônica 172

6 Descoberta da lei periódica 177

7 A tabela periódica atual 178

8 Classificação dos elementos 182

9 Propriedades periódicas 187

Unidade 4: Poluição de interiores

CAPÍTULO 8

Ligações covalentes e forças intermoleculares	197
1 Estabilidade e regra do octeto	198
2 Compartilhamento de elétrons	199
3 Ligação covalente e energia	200
4 Tipos de fórmulas	201
5 Compostos formados segundo a regra do octeto	202
6 Casos especiais	203
7 Ressonância	204
8 Expansão e contração do octeto	207
9 Polaridade da ligação covalente	211

10 Geometria molecular	212
11 Forças intermoleculares	215
Experimento: Bolhas mais resistentes	217
12 Propriedades dos compostos covalentes	221

CAPÍTULO 9

Compostos orgânicos	225
1 A síntese da ureia	226
2 Postulados de Kekulé	228
3 Elementos organógenos	229
4 Simplificação de fórmulas estruturais	229
5 Funções orgânicas importantes	231
6 Nomenclatura	232
7 Aplicações	233

Unidade 5: Chuva ácida

CAPÍTULO 10

Ligação iônica e compostos inorgânicos	241
1 Ligação iônica	242
2 Fórmula unitária	245
3 Propriedades dos compostos iônicos	246
4 Compostos inorgânicos	248
5 Ácidos de Arrhenius	250
6 Bases de Arrhenius	260
7 Sais	264
Experimento: Crescimento de cristais	264
8 Óxidos	268

CAPÍTULO 11

Metais e oxirredução	273
1 Ligação metálica	274
2 Propriedades e ligas	275
3 Reações de oxirredução	278
4 Cálculo do NOx	280
5 Deslocamento simples	282
Sugestões de leitura, filmes e sites	286
Bibliografia	287
Tabela periódica dos elementos	288



Mudanças climáticas

Mudanças climáticas são as alterações que vêm sendo observadas no clima do planeta, como mudanças no regime de chuvas, enchentes, estiagens, aumento ou diminuição da temperatura média em continentes e/ou oceanos, aumento na frequência de tornados e furacões, derretimento de geleiras, calor excessivo, frio extremo, etc.

Muitos cientistas afirmam que essas alterações são provocadas pelas atividades humanas, como a industrialização, a poluição e o desmatamento, para obtenção de terras aráveis ou destinadas à pecuária.

Mas há os que discordam e dizem que todos esses fenômenos fazem parte de um ciclo natural do planeta, que se repete há milhões de anos, e está mais relacionado às explosões solares do que à nossa capacidade de modificar o ecossistema.

Em quem devemos acreditar? Antes de tomar uma posição precisamos nos informar melhor a respeito. Vamos começar?

FOI NOTÍCIA!



Não existe plano B, porque não temos um planeta B: a Cúpula do Clima 2014 e a Marcha popular pelo clima

Nós não estamos aqui para falar, nós estamos aqui para fazer história'. Com esta frase, o secretário-geral da ONU, Ban Ki Moon, abriu o *Climate Change Summit* 2014 (ou Cúpula do Clima), realizado em Nova York no último dia 23 [de setembro de 2014]. O encontro teve como objetivo relançar ações contra o aquecimento global. [...]

Mais de 2 000 passeatas foram registradas dentro do que foi chamada 'Marcha popular pelo clima', nos dias que antecederam o encontro da ONU. [...] Segundo os organizadores de Nova York, o objetivo em reunir tantos participantes é fazer com que a temática do clima deixe de ser vista como uma preocupação meramente ambiental e passe a ser vista como um problema de todos e em todos os aspectos: social, ambiental, [...] político e econômico. [...]

É o que a Sociedade Global também acredita: que a governança democrática e o desenvolvimento em suas diversas facetas — humano, organizacional, local — dependem de cada cidadão e não do arraigado hábito de reclamar do governo (muitas vezes nem chegando a reclamar para o governo de fato) e de esperar soluções prontas do Estado. Se vivemos de fato na tal 'Aldeia Global' de McLuhan, por que não fazer uso das ferramentas de comunicação e informação que a globalização nos agracia de maneira construtiva, visando melhorar o meio em que vivemos? Resumindo, nas palavras do sociólogo Boaventura Souza Santos: 'Há uma globalização alternativa, a globalização de um desenvolvimento democraticamente sustentável, das solidariedades e das cidadanias, de uma prática ecológica que não destrua o planeta.'

Disponível em: <www.sociedadeglobal.org.br/nao-existe-plano-b/>
Acesso em: 3 jun. 2015.

Suzi Eszterhas/Agência France-Press

Pinguins-de-adélia em bloco de gelo.
Ilhas Paulet, Antártica, agosto de 2014.

A reportagem que você acabou de ler fala que o aquecimento global é um problema de todos e envolve aspectos sociais, ambientais, políticos e econômicos. Mas o que determina o aquecimento global, o aumento de temperatura ou o aumento de calor? Existe diferença?

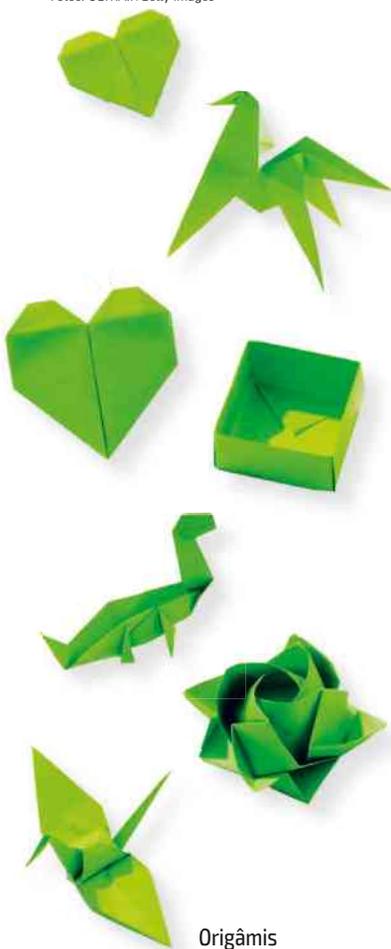
O que é Química?

De modo bem simples, podemos dizer que:

Química estuda as transformações que envolvem matéria e energia.

Você sabe o que é matéria? O que é energia?

Para entender o que é matéria e energia, comece analisando as imagens desta página e liste no seu caderno todos os exemplos de matéria e/ou de energia que se encontram implícitos em cada uma. Liste também exemplos do que, na sua opinião, não está relacionado a matéria ou energia nessas imagens.



Origâmis

Oliverong/Shutterstock



Adolescentes na praia

Realmente não é muito fácil definir matéria e energia, mas, intuitivamente, sabemos que todas as imagens representam alguma forma de matéria e de energia. Você poderia argumentar, por exemplo, que os origâmis representam apenas matéria, pois são feitos somente de papel. Mas pense bem: o papel pode ser queimado, fornecendo calor, não é? Então essa matéria possui uma energia chamada energia química potencial, só esperando as condições certas para aparecer.

De fato, não existe matéria sem energia – pelo menos até hoje não se conseguiu o feito de separá-las.

Descobriu algo nas fotos que não é matéria ou energia? A amizade dos adolescentes? A solidão do cortador de cana? A beleza da praia?

Se você escreveu algo assim, deve observar que amizade, solidão, estética, beleza são manifestações da matéria, pois não existem isoladamente e precisam estar vinculadas a algum tipo de matéria para se expressarem. Além disso, todos os sentimentos desencadeados em nosso corpo provêm de reações químicas ou de transformações que envolvem matéria e energia.

E o que você acha que vai aprender nas aulas de Química?

Muita gente pensa que aprender Química é simplesmente ficar observando o professor misturar líquidos coloridos e fumegantes, na expectativa de que ocorra (ou não) uma explosão; para em seguida ouvi-lo discorrer monotonamente sobre o fenômeno, citando fórmulas e nomes impronunciáveis que é preciso decorar para passar no vestibular.

Rogério Reis/Pulsar Imagens



Cortador de cana-de-açúcar

Isso é preconceito! Aprender Química não é nada disso. É verdade que em certos momentos vamos utilizar fórmulas para expressar fenômenos e que alguns nomes parecem impronunciáveis, mas o foco não é esse, o foco é a atitude, a consciência, o despertar.

O que queremos para nossa vida, nosso futuro, nosso país? Em que sociedade nós queremos viver? Que notícias queremos ler nos jornais?

Sair às ruas para protestar e pedir por mudanças é muito importante, mas é preciso ter consciência do que pode ser mudado a curto, médio e longo prazos e qual a relação entre o custo e o benefício de cada mudança; mas principalmente é preciso saber o papel de cada um para que essas mudanças se concretizem. Isso exige conhecimento e educação, inclusive em Química.

Queremos energia limpa! Mas quais são as opções que temos? O que pode ser melhor em cada situação? Devemos desenvolver tecnologia ou importá-la? Qual o custo da extração da matéria-prima e de seu beneficiamento em termos ambientais e sociais?

Queremos “acabar com a poluição”! Mas a poluição é filha do consumismo com o desperdício. Estaríamos dispostos a mudar nossos hábitos e valores? A consumir com critério? A acompanhar o destino do nosso lixo? A não comprar produtos de empresas que agredem o meio ambiente ou que explorem a mão de obra, burlando a lei e ferindo a dignidade humana?

Queremos mais saúde! Mas estaríamos dispostos a ler e a compreender os rótulos dos produtos que utilizamos, entender do que são feitos os alimentos industrializados, os produtos de limpeza, os fármacos, os produtos de higiene, os tecidos e materiais com os quais convivemos diariamente?

Queremos que todos tenham acesso a água potável! Mas o que é necessário para captar, tratar e distribuir a água? O que podemos fazer para otimizar e prolongar seu uso?

Queremos um trânsito civilizado! E quando vamos aprender a dar passagem? A parar para o pedestre e a respeitar o ciclista? Quando vamos parar de sonhar com o carro próprio para exigir (sem dar tréguas) um transporte público eficiente das autoridades?

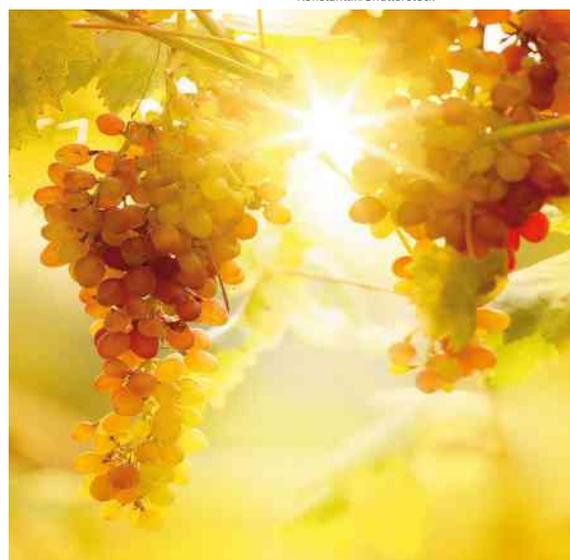
Queremos o fim da corrupção, participação nas decisões políticas, respeito ao meio ambiente... Queremos uma sociedade justa e igualitária, mas devemos trabalhar para conseguir o que queremos; afinal, toda mudança exige esforço e comprometimento.

O único caminho para mudar nosso país é o conhecimento, a educação de qualidade. A ignorância favorece a arbitrariedade e a ditadura.

A Química é natural ou artificial?

Observe que a definição de Química (estudo das transformações que envolvem matéria e energia) não diferencia os fenômenos que ocorrem naturalmente, como o amadurecimento de um fruto ainda preso à árvore no meio de uma floresta intocada, daqueles que são provocados, como o amadurecimento artificial de certos frutos comerciais por exposição ao gás etileno.

Na realidade, o que muitas vezes o químico faz é procurar entender a natureza e testar meios de reproduzir o fenômeno que o interessa em laboratório (em pequena escala), introduzindo ou não alguma modificação para, mais tarde, o engenheiro químico adaptar o processo para a indústria (que vai reproduzi-lo em larga escala).



Konstantin/Shutterstock

A Química está presente na natureza?

A Química polui?

Em geral, há vários caminhos possíveis para obter determinada transformação química. Historicamente, em razão da necessidade básica (e sempre urgente) de suprir o mercado com produtos essenciais para o progresso social e tecnológico, foram escolhidos alguns caminhos errados. Por exemplo, desprezou-se durante muito tempo a questão ambiental. Produtos altamente tóxicos, de alto consumo energético, de pequena durabilidade ou não biodegradáveis foram, e continuam sendo, amplamente introduzidos no mercado (como os plásticos, os combustíveis fósseis, os pesticidas). Além disso, persistem as atitudes imediatistas e condenáveis, como o despejo de esgoto sem tratamento em rios e oceanos, o despejo de lixo diretamente sobre o solo, sem nenhum manejo de proteção ambiental (os lixões), a fabricação de minas terrestres e armas químicas, etc.



Christophe Simon/AFP Photo/Getty Images

A ingestão de plástico pode provocar a morte de animais por sufocamento.

Andrew Brookes/Corbis/Latinstock



A Química pode proporcionar qualidade de vida?

Atualmente as pessoas já questionam as opções que podem trazer danos ao meio ambiente, e muitas indústrias já estão implantando o conceito de Química verde — praticada com processos químicos que eliminam ou minimizam a produção de rejeitos. Além disso, vários centros de pesquisas estão propondo alternativas viáveis para a substituição de combustíveis fósseis, e a reciclagem é uma realidade em muitas escolas, residências e estabelecimentos comerciais, além de significar um meio de vida para uma parcela significativa da população.

No futuro, a Química poderá suprir o mercado com os bens materiais de que a sociedade necessita para uma vida mais confortável e saudável, com a diminuição das desigualdades socioeconômicas e a minimização das agressões ao meio ambiente. Mas para isso é preciso que as pessoas tenham acesso à informação, que haja conscientização por meio da educação e que os caminhos que escolhermos para atingir esses objetivos sejam mais conscientes e menos imediatistas.

A Química verde é um conjunto de processos que eliminam ou minimizam a produção de rejeitos.



Exercício resolvido

1 (Enem) Um dos grandes problemas da poluição dos mananciais (rios, córregos e outros) ocorre pelo hábito de jogar óleo utilizado em frituras nos encanamentos que estão interligados com o sistema de esgoto. Se isso ocorrer, cada 10 litros de óleo poderão contaminar 10 milhões (10^7) de litros de água potável.

MANUAL de etiqueta. Parte integrante das revistas *Veja* (ed. 2055), *Cláudia* (ed. 555), *National Geographic* (ed. 93) e *Nova Escola* (ed. 208) (adaptado).

Suponha que todas as famílias de uma cidade descartem os óleos de frituras através dos encanamentos e consumam 1 000 litros de óleo em frituras por semana.

Qual será, em litros, a quantidade de água potável contaminada por semana nessa cidade?

- a) 10^2 b) 10^3 c) 10^4 d) 10^6 e) 10^9

Resolução

Esse exercício pode ser resolvido por meio de uma relação de proporcionalidade (regra de 3):

10 L de óleo $\frac{\text{contaminam}}{\text{contaminam}}$ 10^7 L de água

1 000 L de óleo $\frac{\text{contaminam}}{\text{contaminam}}$ x

$$10 \cdot x = 1\ 000 \cdot 10^7 \Rightarrow x = \frac{1\ 000 \cdot 10^7}{10}$$

$$x = 10^9 \rightarrow 10^9 \text{ L de água}$$

Alternativa e.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 (UPM-SP) Certas propagandas recomendam determinados produtos, destacando que são saudáveis por serem naturais, isentos de QUÍMICA. Um aluno atento percebe que essa afirmação é:

- a) verdadeira, pois o produto é dito natural porque não é formado por substâncias químicas.
b) falsa, pois as substâncias químicas são sempre benéficas.
c) verdadeira, pois a Química só estuda materiais artificiais.
x d) enganosa, pois confunde o leitor, levando-o a crer que “química” significa não saudável, artificial.
e) verdadeira, somente se o produto oferecido não conter água.

2 (Enem) Nos últimos 60 anos, a população mundial duplicou, enquanto o consumo de água foi multiplicado por sete. Da água existente no planeta, 97% são de água salgada (mares e oceanos), 2% formam geleiras inacessíveis e apenas 1% corresponde à água doce, armazenada em lençóis subterrâneos, rios e lagos. A poluição pela descarga de resíduos municipais e industriais, combinada com a exploração excessiva dos recursos hídricos disponíveis, ameaça o meio ambiente, comprometendo a disponibilidade de água doce para o abastecimento das populações humanas. Se esse ritmo se mantiver, em alguns anos a água potável tornar-se-á um bem extremamente raro e caro.

MORAES, D. S. L.; JORDÃO, B. Q. Degradação de recursos hídricos e seus efeitos sobre a saúde humana. *Saúde Pública*, São Paulo, v. 36, n. 3, jun. 2002 (adaptado).

Considerando o texto, uma proposta viável para conservar o meio ambiente e a água doce seria:

- a) fazer uso exclusivo da água subterrânea, pois ela pouco interfere na quantidade de água dos rios.
b) desviar a água dos mares para os rios e lagos, de maneira a aumentar o volume de água doce nos pontos de captação.

c) promover a adaptação das populações humanas ao consumo de água do mar, diminuindo assim a demanda sobre a água doce.

x d) reduzir a poluição e a exploração dos recursos naturais, otimizar o uso da água potável e aumentar a captação da água da chuva.

e) realizar a descarga dos resíduos municipais e industriais diretamente nos mares, de maneira a não afetar a água doce disponível.

3 (UEPG-PR) O rio Tietê, cujo nome em língua indígena significa “caudal volumoso”, se inscreve entre os mais importantes do Brasil. Não por seu tamanho ou volume de água, mas pelo seu significado histórico. O Tietê atravessa a cidade de São Paulo que está localizada em seu leito superior, onde recebe dois afluentes principais: o Tamanduaté e o rio Pinheiros, que formam, com ele, uma espécie de colar circundando o município. Hoje, devido à poluição, o sistema circundado pelos três rios recebe a denominação de “o colar de esgotos” de São Paulo. Considere as ações preventivas para impedir que um rio chegue ao estado em que se encontra o rio Tietê na cidade de São Paulo:

- I. Instalar rede de esgoto para evitar que os despejos domésticos cheguem ao rio.
- II. Exigir das indústrias o tratamento de seus efluentes antes de despejá-los nas águas do rio.
- III. Monitorar a ocupação dos mananciais.
- IV. Esclarecer a população acerca dos prejuízos que podem acarretar a poluição de um recurso hídrico.

A alternativa que contém todas as ações válidas é

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

2) Grandezas físicas

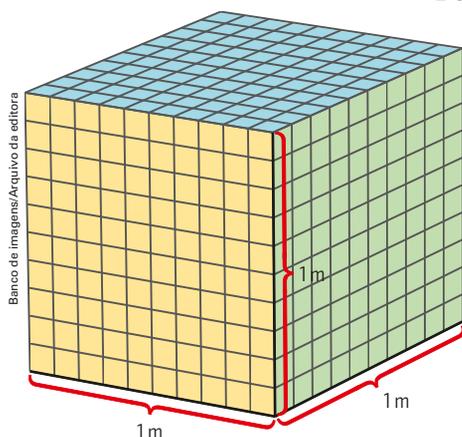
Para medir, comparar e tentar entender como ocorrem as transformações naturais ao reproduzi-las em laboratório, os químicos utilizam uma série de grandezas físicas, como volume, massa, densidade, pressão, temperatura, calor, etc.

Você sabe trabalhar com essas grandezas? Sabe o que elas significam? Então, vamos falar sobre isso.

Volume

Você já utiliza várias medidas de volume em seu dia a dia e conhece as unidades mais comuns de medida para expressar essa grandeza. Quer ver?

- Você sabe dizer qual o volume de um copinho de café descartável?
- E de uma lata de ervilhas?
- E de uma caixa de leite?
- E de um tanque de combustível de um carro médio?
- E da caixa-d'água de onde você mora?



Imagine que cada lado desse cubo seja composto de 10 pequenos cubos de 1 L; assim, cada face perfaz um volume de 100 L ($10 \cdot 10$).

Multiplicando comprimento, largura e altura, temos o volume total do cubo: $10 \cdot 10 \cdot 10 = 1000$ L (ou 1 m^3).

Note ainda na figura que o produto do comprimento pela largura fornece a área da face do cubo; logo, também podemos dizer que o volume pode ser calculado pela expressão: $\text{volume} = \text{área} \cdot \text{altura}$

Agora precisamos lembrar como se chega ao cálculo do volume de um recipiente; como converter as unidades de volume e, principalmente, saber como podemos usar esse conhecimento para entender melhor as questões que afetam o nosso dia a dia, como as mudanças climáticas, por exemplo.

É importante lembrar que o volume indica o espaço ocupado por um corpo ou objeto. Esse espaço é **tridimensional**; portanto, para calcular o volume, precisamos de três dimensões: comprimento, largura e altura.

Para explicar isso melhor, considere por exemplo uma pequena caixa-d'água com as seguintes dimensões: 1 metro de comprimento por 1 metro de largura e 1 metro de altura. Sabendo que o cálculo do volume é dado por:

$$\text{comprimento} \times \text{largura} \times \text{altura}$$

Qual o volume dessa caixa-d'água?

Resposta:

$$1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} = 1 \text{ m}^3 \text{ (1 metro cúbico)}$$

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC, sigla em inglês) adota o Sistema Internacional de Unidades (SI) em suas publicações. No SI o volume é expresso em metros cúbicos (m^3).

Em Química, como trabalhamos com volumes pequenos (pequena escala), utilizamos muito o litro (L) e o mililitro (mL), sendo 1 mL igual a 1 cm^3 .

Os fatores de conversão são:

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L (ou } 10^3 \text{ L)}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL (ou } 10^3 \text{ mL)}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000000 \text{ mL (ou } 10^6 \text{ mL)}$$

Índice pluviométrico

A medida do volume de chuva é dada pelo índice pluviométrico, fornecido em milímetros, que expressa diretamente a quantidade de chuva em L/m^2 .

Para entender por que, considere, por exemplo, que em uma área igual a 1 metro quadrado ($1 m^2$), a água da chuva tenha atingido uma altura (h) igual a 1 milímetro (1 mm). Qual o volume de chuva nessa área?

Dado que 1 metro equivale a 1 000 mm e, portanto, 1 mm equivale a $10^{-3} m$, passando todos os dados para a mesma unidade (metros), calculamos o volume de chuva nessa área:

$$1 m \cdot 1 m \cdot 10^{-3} m = 10^{-3} m^3.$$

Passando esse valor para litros (para ter uma dimensão melhor da quantidade de chuva, já que é mais habitual a unidade litros do que a unidade metros cúbicos), tem-se:

$$\begin{array}{r} 1 m^3 \quad \text{—————} \quad 1\,000 \text{ L (ou } 10^3 \text{ L)} \\ 10^{-3} m^3 \quad \text{—————} \quad x \end{array}$$

$$x = \frac{10^{-3} \cdot 10^3}{1} \Rightarrow x = 1 \text{ L}$$

Conclusão: a altura (h) em mm de chuva em uma área de $1 m^2$ pode ser expressa diretamente em L/m^2 .

Massa

Geralmente quem faz dieta se preocupa em conseguir um aumento de massa muscular e uma diminuição da massa de gordura. Isso muitas vezes se traduz em um ganho de massa total (músculos “pesam” mais do que gordura), mas também se reflete em um organismo mais esbelto e saudável.

Mas o que significa aumento ou diminuição de massa? E, afinal, massa e peso são de fato a mesma coisa (usualmente são tratados como sinônimos) ou são grandezas diferentes? Vejamos.

Toda medida de massa é sempre uma comparação com um padrão escolhido adequadamente. Quando se diz que uma pessoa tem massa igual a 70 kg, isso significa que, em comparação ao padrão escolhido, o quilograma, a massa dessa pessoa é setenta vezes maior.

O quilograma, por sua vez, não é adequado para medir a massa de uma aliança de ouro ou de um caminhão de carga. Nesses casos, é mais adequado, respectivamente, o uso do grama e da tonelada como padrão.

Em laboratórios químicos de pequena escala utiliza-se frequentemente o grama e o miligrama; já na indústria química, que trabalha em grande escala, utiliza-se a tonelada (t).

O SI e, portanto, a IUPAC adotam o quilograma como padrão de medida de massa.

$$1 t = 1000 \text{ kg (ou } 10^3 \text{ kg)} \quad \text{e} \quad 1 t = 1000\,000 \text{ g (ou } 10^6 \text{ g)}$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g (ou } 10^3 \text{ g)} \quad \text{e} \quad 1 \text{ kg} = 1000\,000 \text{ mg (ou } 10^6 \text{ mg)}$$

Pete Turner/Getty Images



O deserto do Atacama, no Chile, considerado o lugar mais seco do mundo (que apresenta o menor índice pluviométrico do planeta) sofreu com inundações provocadas por chuvas torrenciais em março de 2015.



Burazin/Getty Images

Aliança de ouro: 10 gramas.



Guy Crittenden/Getty Images

Caminhão betoneira:
113 toneladas.



Quilograma-padrão

O padrão de quilograma atual foi definido pela primeira vez em 1889 e corresponde à massa de um cilindro feito com 90% de platina e 10% de irídio, com 3,917 cm de diâmetro por iguais 3,917 cm de altura. Esse pequeno cilindro fica guardado em um cofre na sede do escritório Internacional de Pesos e Medidas, na França, mantido isolado numa câmara, sob três cúpulas de vidro sobrepostas. Foram feitas oitenta cópias de referência do quilograma-padrão. Essas cópias foram espalhadas pelo mundo (o Brasil tem uma).

Uma vez por ano abre-se o cofre e, sob um forte esquema de segurança, o padrão de quilograma é pesado e comparado com os outros padrões existentes.

Por meio dessas medições os cientistas puderam constatar variações de até setenta microgramas entre os diversos cilindros-padrão.

Como os experimentos em Química e Física atualmente lidam com massas muito menores do que isso, o quilograma-padrão se tornou inadequado. Os cientistas estão buscando uma nova definição de massa mais precisa e que seja internacionalmente válida.

Fonte de pesquisa: <www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo=010805070924>. Acesso em: 20 jul. 2015.



Reprodução: <www.metrireviews.org.uk/>

Quilograma-padrão: cilindro que representa o quilograma, guardado em ambiente triplamente isolado para evitar que os metais que o compõem sejam deteriorados pelo oxigênio e pela umidade do ar, o que alteraria sua massa.

NASA/Corbis/Latinstock



Massa da Terra: $5,97 \cdot 10^{24}$ kg.

Massa da Lua: $7,4 \cdot 10^{22}$ kg.

O peso é calculado por meio do produto da massa (m) pela aceleração da gravidade local (g): $P = m \cdot g$, e a unidade de medida de peso, como a de qualquer força, é o newton (N). No Sistema Internacional de Unidades: $1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$.

Peso

E o que é peso? Podemos utilizar a palavra peso como sinônimo de massa?

O nosso **peso** é a força com que a Terra nos atrai para a sua superfície. De um modo mais formal, podemos dizer que peso é uma força que aparece nos corpos devido a uma atração gravitacional entre massas. Por isso, aqui na Terra, o peso de um corpo indica a força gravitacional que o planeta exerce sobre a massa desse corpo.

Concluimos então que massa e peso são conceitos totalmente distintos e não podem ser tratados como sinônimos. Todo corpo tem massa, mesmo que esteja isolado no Universo, mas só terá peso se estiver próximo a algum outro corpo com massa significativa que sofre sua atração. **Matéria isolada não tem peso.**

Por isso é que podemos perguntar: “Qual a massa da Lua?”. Mas, se quisermos saber qual o peso da Lua, teremos de especificar: em relação à Terra? Em relação ao Sol?

Por exemplo: a massa de um astronauta é a mesma, independentemente de ele estar na Lua ou na Terra, mas seu peso na Lua é apenas 1/6 do peso que ele apresenta na Terra.

Em outras palavras, o peso é uma força relacionada à atração da gravidade. A lei da gravidade foi definida por Isaac Newton em 1665, quando ele afirmou que a Terra exerce uma força constante sobre os corpos livres, e que essa força é diretamente proporcional à massa.

Densidade

Considerando a atração gravitacional do planeta Terra, responda: o que pesa mais, 1 kg de chumbo ou 1 kg de algodão?

Na realidade o peso é o mesmo, pois apresentam a mesma massa. Porém, a massa de 1 kg de chumbo ocupa um volume bem menor do que a massa de 1 kg de algodão. Dizemos que o chumbo é muito denso (sua massa se concentra em um pequeno volume) e o algodão é pouco denso (sua massa se espalha em um grande volume).

A densidade (ou massa específica) é a relação entre a massa (m) e o volume (V) de determinado material (seja ele sólido, líquido ou gasoso).

Expressão matemática da densidade:

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

O **volume é uma grandeza física que varia com a temperatura e a pressão** e, embora a massa não varie, como a densidade de um material depende do volume que ele ocupa, só podemos considerar um valor de densidade se especificarmos as condições de temperatura e pressão em que esse valor foi determinado.

A água, por exemplo, possui densidade máxima igual a 1 g/cm^3 na temperatura de $3,98 \text{ }^\circ\text{C}$ ou $\approx 4 \text{ }^\circ\text{C}$, sob pressão de 1 atm (ainda líquida). Por questões de simplificação, considera-se a água líquida em qualquer temperatura com densidade igual a 1 g/cm^3 . Mas, no estado sólido, a densidade da água diminui para cerca de $0,92 \text{ g/cm}^3$.

A partir da diferença de densidade entre o gelo ($0,92 \text{ g/cm}^3$) e a água líquida gelada ($1,0 \text{ g/cm}^3$), calcula-se que são necessários apenas cerca de 92% do volume do gelo para igualar a massa de água que ele desloca. Por isso, quando colocamos gelo em um copo de água, cerca de 92% do cubo de gelo fica abaixo da superfície da água e apenas 8% fica acima da superfície. É isso que faz os *icebergs* serem tão perigosos para a navegação.

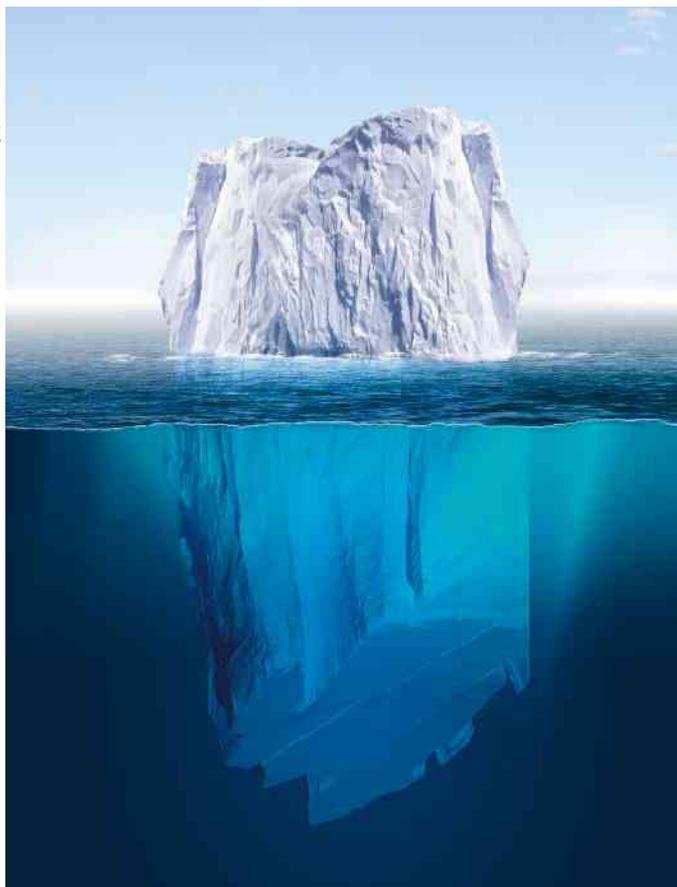
Como **materiais menos densos flutuam em materiais mais densos**, o gelo flutua na água.

Esse comportamento da água é anômalo e intrigou os cientistas por muito tempo, pois, em geral, os materiais são mais densos quando estão no estado sólido, já que a princípio ficam mais compactados.

Essa propriedade incomum da água é importantíssima em relação à manutenção da vida.

Observe: quando a temperatura ambiente cai para abaixo de zero, ocorre o congelamento da água na superfície dos lagos e mares; por ter densidade menor, a camada de gelo permanece na superfície.

Sergey Nivens/Shutterstock



Fotomontagem da vista completa de um *iceberg* flutuando no oceano.

Abaixo da camada de gelo formada, a água continua na fase líquida, permitindo a continuidade da vida animal e vegetal.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Ilustrações: Paulo Manzi/Arquivo da editora

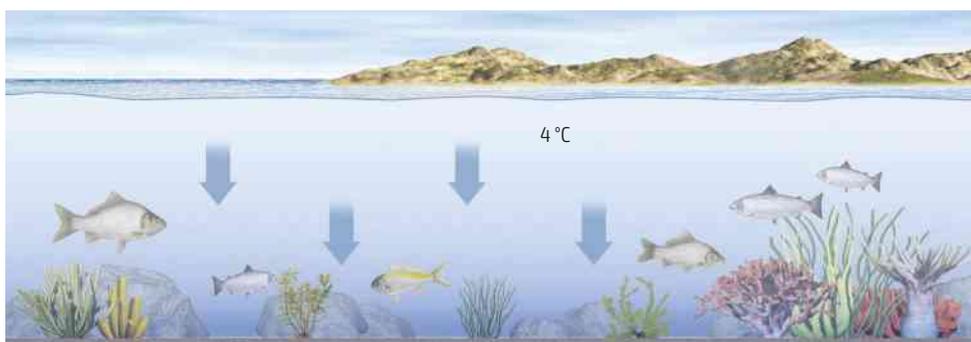
Quando chega o verão, a temperatura aumenta e o gelo derrete. Se ocorresse o contrário, ou seja, se a água na fase sólida fosse mais densa que a água na fase líquida, o gelo formado no inverno (principalmente no hemisfério norte) iria para o fundo dos lagos e mares. Nessas condições, dificilmente o gelo se fundiria quando chegasse o verão e, em pouco tempo, a vida animal e vegetal estaria comprometida.



O balão de aeromodelismo sobe porque o ar, ao ser aquecido, aumenta de volume, portanto sua densidade diminui.



Outro fator importante é que a água atinge uma densidade máxima a 4 °C, ou seja, ainda na fase líquida. Assim, durante a primavera ou o outono, quando as temperaturas das águas dos lagos e mares caem para valores próximos a 4 °C, as águas superficiais tornam-se mais densas que as águas mais profundas. Por isso, elas se deslocam para o fundo, misturando os nutrientes dissolvidos num movimento vertical denominado **corrente de convecção**.



Também a quantidade de sal dissolvido na água (salinidade) influi na densidade e na formação das correntes marítimas.

Podemos entender melhor como a variação na densidade da água (por causa da temperatura ou da salinidade) influi na formação das correntes marítimas em geral fazendo o experimento da página 20.



Circulação termossalina global

É interessante observar como uma característica tão simples como a densidade de uma solução pode ser de vital importância para a vida do planeta.

As águas dos oceanos podem ser consideradas como soluções de sais dissolvidos em água e, dessa forma, apresentam uma determinada densidade. Elas se movimentam em diferentes direções e velocidades, formando as chamadas correntes oceânicas, cuja dinâmica depende de três mecanismos naturais: os ventos, o efeito da rotação da Terra e as diferenças de densidade entre as camadas de água superficiais e profundas.

Como vimos, a densidade de uma solução pode variar com a quantidade de soluto dissolvido e também com a temperatura.

Na região do equador, as águas superficiais do oceano são aquecidas em função da alta incidência de radiações solares, e, com a ajuda dos ventos, essas águas são levadas em direção aos polos, onde sofrem resfriamento por causa da baixa temperatura do ar.

Ao atingir a temperatura de 4 °C, na qual a densidade da água pura é igual a 1,0 g/mL (seu valor máximo), essas águas superficiais afundam, misturando os nutrientes dissolvidos, num movimento vertical denominado corrente de convecção.

As águas frias profundas fluem dos polos para o equador, onde serão aquecidas, se tornarão menos densas e voltarão para a superfície, completando o ciclo.

Esse ciclo, denominado **circulação termossalina global**, é importante para regular o clima do planeta porque tem o papel de transferir calor das regiões de baixas latitudes para regiões de altas latitudes.

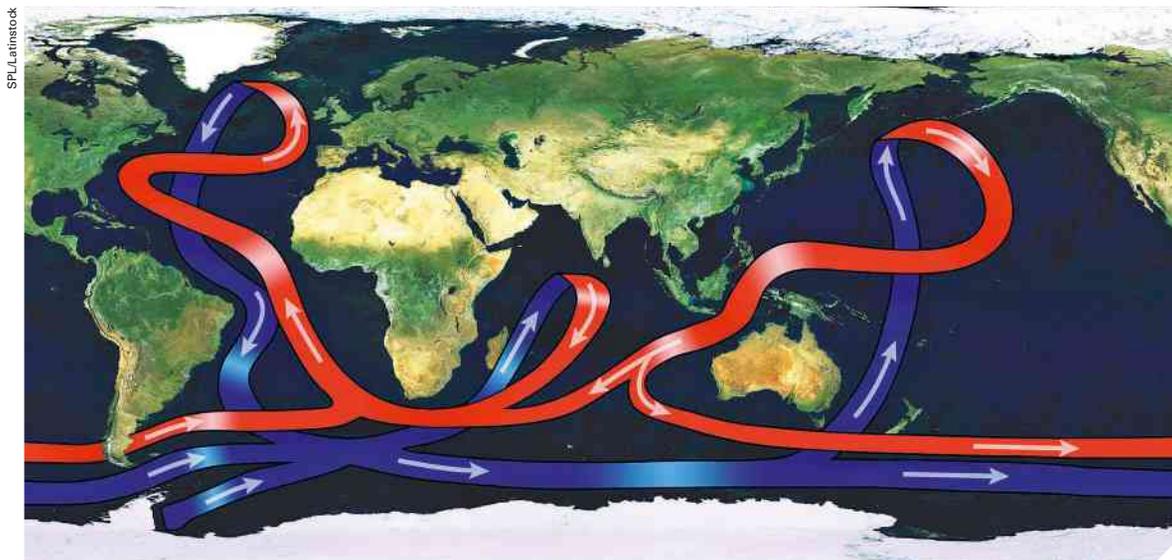
Estamos, contudo, vivendo numa época de mudanças climáticas. Longos períodos de estiagem no equador elevam o grau de salinidade das águas superficiais, aumentando sua densidade (uma solução saturada de cloreto de sódio, por exemplo, tem densidade igual a 1,2 g/cm³) e atrasando seu fluxo para os polos.

Nos polos, por causa do derretimento de geleiras que está ocorrendo, o grau de salinidade diminui, reduzindo a densidade das águas profundas, atrasando seu fluxo para o equador.

Essa variação na densidade das águas oceânicas em virtude das mudanças climáticas está modificando o fluxo e a direção das correntes marítimas, alterando o equilíbrio dos ecossistemas e potencializando os transtornos causados por eventos climáticos extremos.



Circulação termossalina global



A circulação termossalina refere-se à circulação de águas oceânicas gerada pelas diferenças de densidade das águas dos oceanos.



Densidade e correntes de convecção

Material necessário

- 2 copos de plástico pequenos (de café) descartáveis
- corante alimentício
- 2 béqueres ou jarras de vidro transparente de 1 L
- água
- sal de cozinha

Como fazer

Prepare previamente o gelo colorido: coloque quantidades iguais de água nos dois copos de plástico (cerca de 50 mL) e adicione o mesmo número de gotas de corante alimentício em cada copo, de modo a obter uma coloração intensa. Leve os copos ao congelador e aguarde até que a água colorida se solidifique.

Coloque a mesma medida de água nas duas jarras de vidro.

Em apenas uma delas, vá adicionando sal de cozinha aos poucos, mexendo sempre, até notar no fundo da jarra um pequeno depósito de sal que não se dissolve mais. Nesse momento você terá obtido uma solução saturada de sal (a ideia é imitar as águas dos oceanos).

Rasgue o plástico dos copos de modo a liberar os blocos de gelo e coloque um bloco de

gelo colorido em cada jarra. Observe o que ocorre nos dois sistemas com os blocos de gelo e com o líquido.

Investigue

1. O bloco de gelo derrete primeiro na jarra com água pura ou na jarra com água e sal?
2. O que ocorreu com o corante na jarra só com água? E na jarra com água e sal?
3. Considere um copo contendo inicialmente 100 mL de água e 10 g de sal. Leve em conta agora a adição de mais 25 mL de água nesse copo. O grau de salinidade (quantidade de sal por volume de água) dessa solução aumentou ou diminuiu? Justifique.
4. Considere agora que o copo contendo inicialmente 100 mL de água e 10 g de sal seja deixado em repouso, ao sol, até que 20 mL da água contida no copo evaporem. Nesse caso, o grau de salinidade da solução aumentou ou diminuiu? Justifique.
5. O regime de chuvas (por excesso ou por falta) pode alterar o grau de salinidade dos oceanos e as correntes marítimas?

Exercício resolvido

2 (Unicamp-SP) Três frascos de vidro transparentes, fechados, de formas e dimensões iguais, contêm cada um a mesma massa de líquidos diferentes. Um contém água, o outro, clorofórmio e o terceiro, etanol. Os três líquidos são incolores e não preenchem totalmente os frascos, os quais não têm nenhuma identificação. Sem abrir os frascos, como você faria para identificar as substâncias? A densidade (d) de cada um dos líquidos, à temperatura ambiente, é igual a: $d_{\text{água}} = 1,0 \text{ g/cm}^3$; $d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/cm}^3$; $d_{\text{clorofórmio}} = 1,4 \text{ g/cm}^3$.

Resolução

As substâncias podem ser identificadas por meio dos diferentes volumes ocupados pelos três líquidos. A partir da expressão da densidade: $d = \frac{m}{V}$, concluímos que $V = \frac{m}{d}$, ou seja, que:

$$V_{\text{água}} = \frac{m_{\text{água}}}{d_{\text{água}}}, V_{\text{clorofórmio}} = \frac{m_{\text{clorofórmio}}}{d_{\text{clorofórmio}}} \text{ e } V_{\text{etanol}} = \frac{m_{\text{etanol}}}{d_{\text{etanol}}}.$$

No enunciado foi dito que a massa é a mesma. Assim, concluímos que o líquido de maior densidade deverá apresentar o menor volume.

Como o clorofórmio é o que possui a densidade maior ($1,4 \text{ g/cm}^3$), então ele teria o menor volume. Já o volume do etanol seria o maior, e o da água seria intermediário.

4 Forme um grupo com mais três colegas e discuta uma maneira de medir a densidade de um sólido irregular. Proponha um experimento que permita, por exemplo, determinar a densidade do ferro utilizando um pedaço de ferro obtido das sobras em uma serralheria. Compare o resultado do experimento com o valor aceito oficialmente ($d_{\text{ferro}} = 7,874 \text{ g/cm}^3$) e levante hipóteses para explicar alguma discrepância que tenha ocorrido.

5 Forme um grupo com mais três colegas e faça este experimento: pegue um copo com água e coloque uma uva-passa dentro dele. Pela observação do sistema, indique se a uva-passa é mais densa ou menos densa que a água. Em seguida, dissolva um comprimido efervescente (como um antiácido comprado em farmácia) no copo de água com a uva-passa. Aguarde alguns instantes e observe o que acontece. Discuta com os seus colegas e com o professor qual a explicação mais provável para o fenômeno observado.

6 (PUCC-SP) Para verificar se um objeto é de chumbo puro, um estudante realiza a seguinte experiência:

- determina a sua massa (175,90 g);
- imerso-o totalmente em 50,0 mL de água contida numa proveta;
- lê o volume da mistura água e metal (65,5 mL).

Com os dados obtidos, calcula a densidade do metal, compara-a com o valor registrado numa tabela de propriedades específicas de substâncias e conclui que se trata de chumbo puro. Qual o valor calculado para a densidade, em g/mL, à temperatura da experiência?

- a) 2,61 b) 3,40 c) 5,22 d) 6,80 e) 11,3

7 (Acafe-SC) Quando se espreme um limão em água, as sementes ficam imersas na solução obtida, mas, adicionando-se açúcar, passam a flutuar na superfície. Isso ocorre porque:

- a) as sementes diminuem sua densidade.
 b) o açúcar aumenta a densidade da solução.
c) a solução não se altera.
d) o açúcar reduz a densidade da solução.
e) a densidade das sementes aumenta.

8 (UFPI) Para distinguir ovos estragados dos bons, costuma-se mergulhar os ovos em um recipiente com água e observar o seu posicionamento. Se o ovo afunda, ele está bom, mas se o ovo vai para a superfície, isso é indicativo de que ele está estragado. Dessas observações, pode-se concluir que a densidade:

- a) do ovo estragado é maior do que a do ovo bom.
b) do ovo estragado é maior que a da água.
 c) da água é igual à do ovo bom.
 d) do ovo bom é maior que a da água.
e) da água é igual à do ovo estragado.

9 (Fuvest-SP) Em uma indústria, um operário misturou, inadvertidamente, polietileno (PE), policloreto de vinila (PVC) e poliestireno (PS), limpos e moídos. Para recuperar cada um desses polímeros utilizou o seguinte método de separação: jogou a mistura em um tanque contendo água (densidade = $1,00 \text{ g/cm}^3$), separando, então, a fração que flutuou (fração A) daquela que foi ao fundo (fração B). Depois, recolheu a fração B, secou-a e a jogou em outro tanque contendo solução salina (densidade = $1,10 \text{ g/cm}^3$), separando o material que flutuou (fração C) do que afundou (fração D). As frações A, C e D eram, respectivamente (Dados: densidade na temperatura de trabalho em g/cm^3 : polietileno = 0,91 a 0,98; poliestireno = 1,04 a 1,06; policloreto de vinila = 1,35 a 1,42):

- a) PE, PS e PVC. c) PVC, PS e PE. e) PE, PVC e PS.
b) PS, PE e PVC. d) PS, PVC e PE.

10 (Unimep-SP) Denominam-se picnômetros pequenos balões volumétricos, precisamente aferidos, em determinada temperatura, empregados para medir volumes de quantidades reduzidas de líquidos em laboratórios. Certo picnômetro, contendo 50 mL de óleo, pesou 46 g. Nestas condições, calcule a densidade do óleo em g/mL e assinale a alternativa CORRETA.

- a) 56 b) 46 c) 1,09 d) 1 e) 0,92

11 (UPM-SP) Num recipiente calibrado contendo 485 mL de água ($d = 1,00 \text{ g/cm}^3$) colocou-se um objeto (feito de um único material) de massa igual a 117 g. Observou-se que o objeto imerge e que o nível da água no recipiente passa a ser de 500 mL. Com esses dados e consultando a tabela abaixo (d em g/cm^3), pode-se afirmar que o objeto pode ser feito de:

Material	Chumbo	Ferro	Osso	Cortiça	Pedra
Densidade	11,3	7,8	2,0	0,3	5,0

- a) chumbo. c) ferro. e) pedra.
b) osso. d) cortiça.

12 (UEMT) A densidade é considerada uma propriedade física específica das substâncias, que varia com a temperatura em função da contração ou expansão do material considerado, além de explicar o porquê de os *icebergs* flutuarem nos oceanos. O mercúrio é um metal líquido nas condições ambiente e muito agressivo à saúde humana em função de sua toxicidade, pois é bioacumulativo, ou seja, não é metabolizado pelo organismo. Possui um valor de densidade igual a $13,6 \text{ g/cm}^3$ nas condições ambiente. Pode-se afirmar que um frasco de vidro contendo 100 mL de mercúrio possui uma massa, em kg, correspondente a:

- a) 2,72. b) 7,3. c) 1,36. d) 2720. e) 1360.

Temperatura e calor

A **temperatura** é uma grandeza física relacionada à energia térmica de um material e não depende da massa.

No Brasil a unidade de temperatura mais utilizada é o grau Celsius, °C. Em Química utiliza-se muito o kelvin, K, denominado temperatura termodinâmica, que é adotada pelo Sistema Internacional de Unidades (SI) e pela IUPAC.

A variação de temperatura de 1°C é igual à variação de 1 K.

Os fatores de conversão são:

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

A temperatura corporal é um dos sinais vitais (como a respiração e a pulsação). A faixa da temperatura de um adulto sadio varia entre 36,1°C e 37°C. A febre, que provoca um aumento da temperatura corporal, é parte do mecanismo de defesa do corpo. Em resposta à infecção por microrganismo, as células brancas do sangue produzem um material que age no cérebro para produzir febre.

A temperatura corporal mais alta ajuda a destruir os microrganismos invasores (estimulando a produção de glóbulos brancos que os combatem, por exemplo).

A hipertermia é uma temperatura corporal bem aumentada, acima de 41°C, que pode resultar em ataque térmico. Temperaturas extremamente altas, particularmente acima de 43°C, podem ser fatais. Já a hipotermia é uma temperatura corporal anormalmente baixa. Ela pode ser causada por exposição prolongada ao frio, perda severa de sangue ou hipotireoidismo.

Embora a hipotermia possa também ser fatal, temperaturas corporais baixas – entre 32°C e 26°C – são artificialmente induzidas para diminuir as necessidades de oxigênio durante certas intervenções cirúrgicas.

O **calor** é energia térmica em movimento (em trânsito). A energia térmica é transferida na forma de calor de um corpo para outro, desde que haja diferença de temperatura entre eles.

A energia térmica na forma de calor sempre flui espontaneamente do corpo de maior temperatura (mais quente) para o corpo de menor temperatura (mais frio), nunca o contrário.



Quando dois corpos com diferentes temperaturas são colocados em contato, ocorre transferência de energia na forma de calor (do corpo de maior temperatura para o de menor temperatura) até que os dois tenham atingido uma mesma temperatura, intermediária às que tinham no início.

O calor depende da massa de um corpo.



Os termômetros clínicos indicam a temperatura corporal.



Os termômetros de rua marcam a temperatura local.



Você leu na página 9 uma reportagem sobre as manifestações para alertar sobre o aquecimento global devido aos impactos sociais, ambientais, políticos e econômicos inerentes a esse fenômeno. Mas o que determina o aquecimento global, o calor ou a temperatura? Qual a diferença?

O aquecimento global é um fenômeno em que ocorre o aumento da temperatura média dos oceanos e do ar próximo da superfície da Terra.

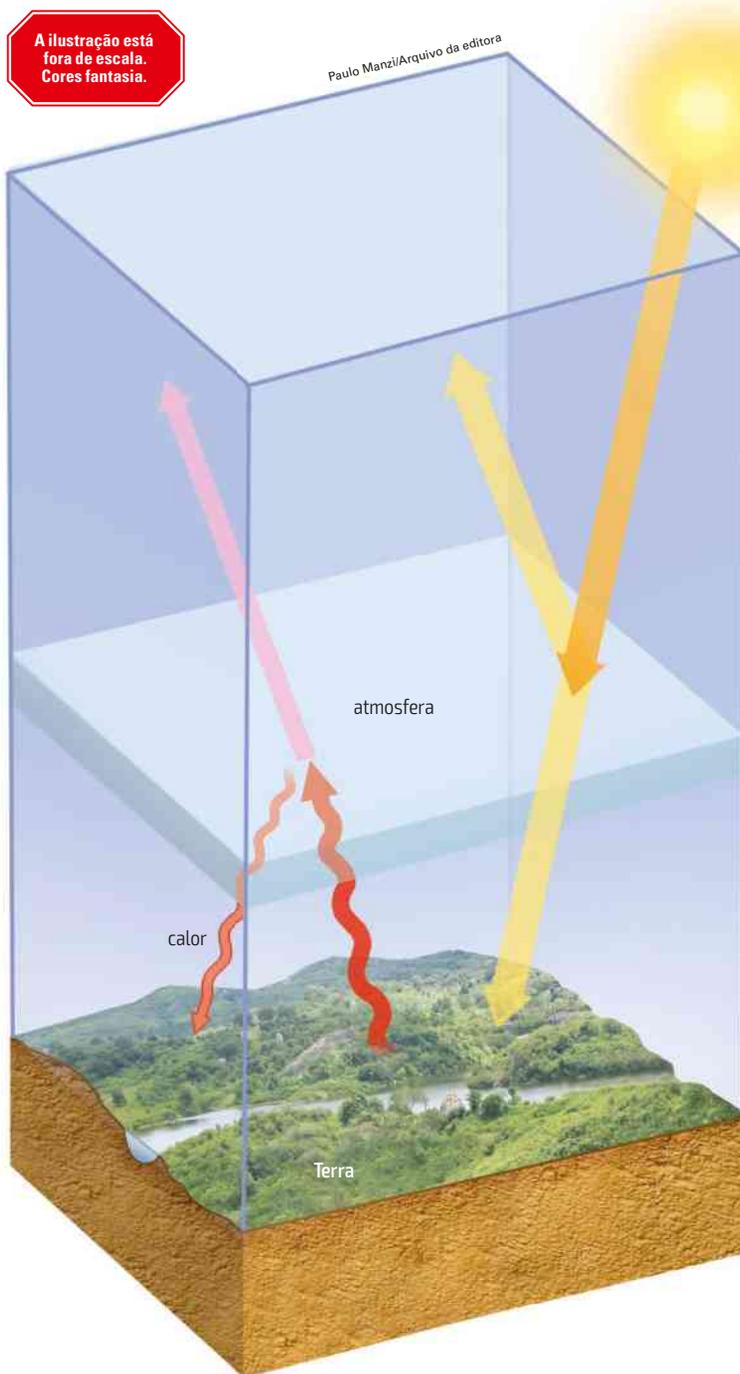
Muitos cientistas afirmam que esse aumento de temperatura se deve à emissão de gases poluentes pelo ser humano (como dióxido de carbono e metano), que potencializam o "efeito estufa" natural, criado pelos gases que envolvem a Terra, cujo papel é manter o equilíbrio térmico do planeta.

Esse "efeito estufa natural" ocorre da seguinte maneira: o calor emitido pelo Sol atravessa a atmosfera e é absorvido pelos continentes e pelos oceanos. Em seguida esse calor é refletido de volta para a atmosfera, mas, ao invés de escapar totalmente para o espaço, parte dele é retida por essa camada de gases, que serve de proteção natural, similar a um vidro de estufa, mantendo o planeta aquecido.

Os cientistas adeptos dessa teoria afirmam que, se isso não ocorresse, a temperatura média do planeta — que hoje é de aproximadamente $15\text{ }^{\circ}\text{C}$ — seria em torno de $-18\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($33\text{ }^{\circ}\text{C}$ a menos). Isso significa que teríamos um planeta congelado e inabitável para a maioria das espécies vivas.

Ocorre que a atividade humana, principalmente a queima de combustíveis fósseis para obtenção de energia, que movimenta as indústrias e os meios de transporte, tem liberado uma enorme quantidade de gases para a atmosfera. Isso está potencializando o "efeito estufa" natural e provocando um aumento na temperatura média do planeta, uma vez que esses gases atuam obstruindo a dissipação do calor terrestre no espaço.

Como o **calor** não se dissipa, a **temperatura** média do planeta aumenta. Ou seja, tanto o calor quanto a temperatura estão relacionados ao fenômeno do aquecimento global.



A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Ilustração esquemática de efeito estufa natural

A pressão em pascal (Pa) é expressa em:

$$\text{Pa} = \text{N}/\text{m}^2 \text{ ou}$$

$$\text{Pa} = \text{N} \cdot \text{m}^{-2}$$

O pascal, porém, é uma unidade de pressão relativamente pequena; por exemplo, a pressão de 1 Pa equivale aproximadamente àquela que uma camada fina de manteiga exerce sobre uma fatia de pão. Por isso é preferível trabalhar em kPa (quilopascal).

$$1 \text{ kPa} = 10^3 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ kPa} = 7,5 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ kPa} = 9,87 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

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

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

Pressão

O conceito de pressão responde a todas essas perguntas; além disso, é de extrema importância para a Química. Sempre que fazemos um experimento acerca do comportamento da matéria e de suas transformações, precisamos anotar em que condições de temperatura e pressão o experimento foi feito, caso contrário pode ficar muito difícil alguém conseguir reproduzi-lo.

E como surgiu o conceito de pressão?

Um problema técnico observado pelo físico e astrônomo Galileu Galilei (1564-1642) era a impossibilidade de se bombear água para uma altura superior a 10,3 metros.

Para explicar esse fenômeno, o físico Evangelista Torricelli (1608-1647) propôs que o ar exerceria pressão sobre o solo equivalente àquela exercida por uma coluna de água de 10,3 metros de altura.

Torricelli propôs também uma melhoria experimental que facilitou muito o estudo físico da pressão: em vez de contrabalançar a pressão do ar com uma enorme coluna de água, utilizou o mercúrio, que é cerca de 13,6 vezes mais denso que a água e conseqüentemente forma uma coluna 13,6 vezes menor.

A IUPAC e o SI adotam o pascal, Pa, como unidade de pressão: 1 pascal é a pressão exercida por uma força de 1 newton, uniformemente distribuída sobre uma superfície plana de 1 metro quadrado de área, perpendicular à direção da força.

Experimento de Torricelli

Em 1643, Torricelli fez o seguinte experimento: encheu um tubo de vidro fechado (como um tubo de ensaio) com mercúrio metálico até a borda. Colocou em uma cuba (espécie de bacia) uma boa quantidade de mercúrio. Em seguida tampou a extremidade aberta do tubo e o inverteu, com a extremidade aberta submersa no mercúrio da cuba.

Observou então que o nível de mercúrio desceu no tubo até uma determinada altura, produzindo-se vácuo em sua extremidade superior, enquanto o nível de mercúrio contido na cuba subiu até um certo ponto. Quando o sistema entrou em equilíbrio, a altura da coluna de mercúrio no tubo de Torricelli indicou a pressão atmosférica local.

Fazendo-se esse experimento no nível do mar, verifica-se que o mercúrio desce no tubo até a marca de 76 cm ou 760 mm. O que faz o mercúrio dentro do tubo parar de descer e se estabilizar em determinada altura é justamente a pressão que o ar atmosférico exerce sobre a superfície existente na cuba. Torricelli também observou que a altura da coluna de mercúrio medida em um mesmo local não era sempre constante, mas variava ligeiramente durante o dia e a noite. Concluiu, então, que essas variações mostravam que a pressão atmosférica podia se alterar e que o sistema que ele inventou – denominado barômetro – era capaz de medir essas flutuações.

A pressão atmosférica depende da massa de ar existente no local. Conforme a altitude local aumenta, o ar vai ficando cada vez mais rarefeito (a massa de ar diminui), portanto a pressão atmosférica vai se tornando progressivamente menor.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

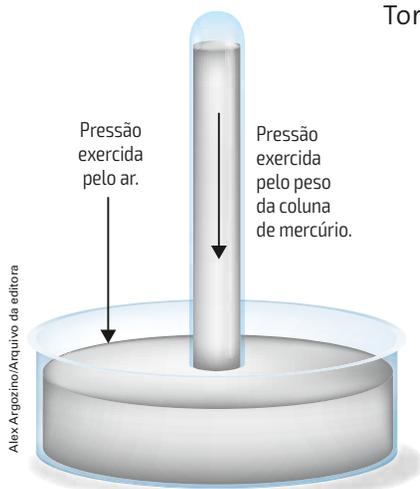


Ilustração esquemática do experimento de Torricelli

Exercício resolvido

3 (Enem) Para realizar um experimento com uma garrafa PET cheia d'água, perfurou-se a lateral da garrafa em três posições a diferentes alturas. Com a garrafa tampada, a água não vazou por nenhum dos orifícios, e, com a garrafa destampada, observou-se o escoamento da água conforme ilustrado na figura.



Como a pressão atmosférica interfere no escoamento da água, nas situações com a garrafa tampada e destampada respectivamente?

a) Impede a saída de água, por ser maior que a pressão interna; altera a velocidade de escoamento, que é proporcional à pressão atmosférica na altura do furo.

- b) Impede a saída de água, por ser maior que a pressão interna; altera a velocidade de escoamento, que é proporcional à pressão atmosférica na altura do furo.
- c) Impede a entrada de ar, por ser menor que a pressão interna; altera a velocidade de escoamento, que é proporcional à pressão atmosférica na altura do furo.
- d) Impede a saída de água, por ser maior que a pressão interna; regula a velocidade de escoamento, que só depende da pressão atmosférica.
- e) Impede a saída de água, por ser menor que a pressão interna; não muda a velocidade de escoamento, que só depende da pressão da coluna de água.

Resolução

- I. Com a garrafa tampada a pressão atmosférica exerce uma força de fora para dentro da garrafa, impedindo que a água saia pelos orifícios laterais.
- II. Com a garrafa destampada a pressão atmosférica continua exercendo uma força de fora para dentro da garrafa, tanto através dos orifícios laterais como na extremidade superior. Como são forças idênticas em direções contrárias, elas se anulam, e a água sai dos orifícios devido apenas à pressão da coluna líquida contida na garrafa.

Alternativa **a**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

13 (Enem) Em nosso cotidiano, utilizamos as palavras “calor” e “temperatura” de forma diferente de como elas são usadas no meio científico. Na linguagem corrente, calor é identificado como “algo quente” e temperatura mede a “quantidade de calor de um corpo”. Esses significados, no entanto, não conseguem explicar diversas situações que podem ser verificadas na prática. Do ponto de vista científico, que situação prática mostra a limitação dos conceitos corriqueiros de calor e temperatura?

- X a) A temperatura da água pode ficar constante durante o tempo em que estiver fervendo.
- b) Uma mãe coloca a mão na água da banheira do bebê para verificar a temperatura da água.
- c) A chama de um fogão pode ser usada para aumentar a temperatura da água em uma panela.
- d) A água quente que está em uma caneca é passada para outra caneca a fim de diminuir sua temperatura.
- e) Um forno pode fornecer calor para uma vasilha de água que está em seu interior com menor temperatura do que a dele.

14 (Etec-SP) “Os estudos dos efeitos da altitude sobre a *performance* física começaram a ser realizados depois dos Jogos Olímpicos de 1968. A competição realizada na Cidade do México, a 2400 metros, registrou nas corridas de média e longa distância o triunfo de atletas de países montanhosos, como Tunísia, Etiópia e Quênia, enquanto australianos e americanos, os favoritos, mal conseguiam alcançar a linha de chegada.”

Disponível em: <http://veja.abril.com.br/idade/exclusivo/perguntas_respostas/altitudes/index.shtml>. Acesso em: 12 set. 2010.

Os americanos e australianos não tiveram sucesso nas provas, pois, nas condições atmosféricas da Cidade do México, não estavam adaptados:

- X a) à diminuição da pressão atmosférica e à consequente rarefação do ar.
- b) ao aumento da pressão atmosférica e à consequente diminuição do oxigênio.
- c) à diminuição da resistência do ar e ao consequente aumento da pressão atmosférica.

- d) à diminuição da pressão atmosférica e ao consequente aumento da oxigenação do sangue.
 e) ao aumento da insolação no clima de montanha e ao consequente aumento de temperatura no verão.

15 (Pasp) Com a finalidade de estudar o comportamento térmico de substâncias, foram aquecidas diferentes quantidades de água e óleo. Elas foram colocadas sob a ação de uma chama, com fluxo de calor constante, e nas mesmas condições ambientais. A tabela abaixo contém os dados obtidos no experimento.

Tempo (s)	t (°C) Água/200g	t (°C) Água/400g	t (°C) Óleo/200g
0	18	18	18
30	23	20	28
60	27	23	40
90	32	25	50
120	36	27	59
150	40	29	69

Tendo como base os dados apresentados na tabela, assinale a alternativa INCORRETA:

- a) Nas mesmas condições de aquecimento e para a mesma massa, a temperatura do óleo aumenta mais rapidamente do que a da água.
 b) Para uma dada massa de água, a temperatura varia proporcionalmente ao tempo de aquecimento.
 c) Para uma dada massa de água, a temperatura varia de modo proporcional ao calor recebido da chama.
 x d) Para a mesma quantidade de calor recebido, quanto maior a massa da substância aquecida, maior é a variação de temperatura por ela sofrida.
 e) O tipo de substância e a massa são fatores que influem na variação da temperatura durante o aquecimento.

16 A pressão é definida como “força aplicada por unidade de área” e expressa em N/m². Outra unidade de medida de força comumente utilizada (embora não seja do SI) é o quilograma-força (kgf). Por definição, o kgf é a força com que a Terra atrai uma massa de 1 kg. A rigor, 1 kgf = 9,80665 N ou 1 kgf ≈ 10 N (0,1 kgf ≈ 1 N). Para saber qual é a força que o ar atmosférico exerce sobre nosso corpo, no nível do mar, teríamos de calcular quantos N/m² são equivalentes a 760 mmHg. Fator de conversão: 1 N/m² = 7,5 · 10⁻³ mmHg:

$$1 \text{ N/m}^2 \text{ ————— } 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mmHg}$$

$$x \text{ ————— } 760 \text{ mmHg}$$

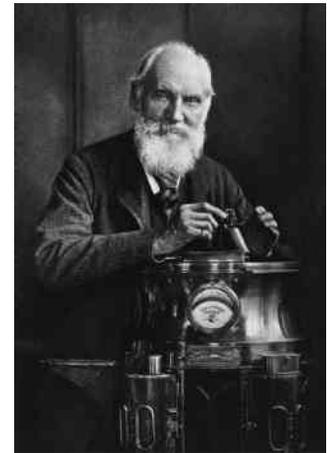
$$x = \frac{760 \cdot 1}{7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mmHg}} \Rightarrow x = 101333 \text{ N/m}^2$$

Considerando a área média do corpo humano igual a ≈ 1 m²:

$$101333 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \Rightarrow 101333 \text{ N ou } 10133,3 \text{ kgf.}$$

A força que o ar atmosférico exerce sobre nosso corpo é de cerca de 10 000 kg ou 10 toneladas. Explique por que não somos esmagados por essa força imensa.

17 Lorde Kelvin verificou experimentalmente que, quando um gás é resfriado de 0 °C para -1 °C, por exemplo, ele perde uma fração de sua pressão igual a 1/273,15. Raciocinou então que na temperatura de -273,15 °C a pressão do gás se tornaria nula, ou seja, a energia cinética das partículas do gás seria igual a zero. Kelvin denominou a temperatura -273,15 °C de zero absoluto. Os cientistas já conseguiram obter temperaturas muito próximas ao zero absoluto e observaram que os materiais adquirem propriedades realmente interessantes nessas condições. Por exemplo, um material numa temperatura próxima ao zero absoluto praticamente não oferece resistência à passagem de corrente elétrica porque a energia cinética de suas partículas se torna extremamente baixa; é assim que se obtém um supercondutor.



Lorde Kelvin

Identifique a alternativa em que a conversão de unidades é INCORRETA:

- a) 0 °C é igual a 273,15 K.
 b) -100 °C é igual a 173,15 K.
 x c) 26,85 K é igual a 300 °C.
 d) 500 K é igual a 226,85 °C.
 e) 300 K é igual a 26,85 °C.

18 Faça as conversões de unidade pedidas a seguir em relação à temperatura e à pressão:

- a) 100 °C para K.
 b) 298 K para °C.
 c) 31,16 kPa para mmHg (pressão atmosférica no topo do monte Everest: 8 882 m de altitude).
 d) 0,69 atm para kPa (pressão atmosférica em Quito, no Equador: 2 851 m de altitude).

FOI NOTÍCIA!



Sabesp faz investimento milionário em questionada técnica para fazer chover

Enquanto alega necessidade de garantir o equilíbrio econômico-financeiro para justificar a alta na conta de água, a Sabesp (Companhia de Saneamento Básico do Estado de São Paulo) mantém um negócio de mais de R\$ 8 milhões com [...] uma empresa que oferece uma técnica de indução de chuvas artificiais. Especialistas [...] dizem, porém, que o método não é eficaz.

De acordo com documentos da Sabesp obtidos via Lei de Acesso à Informação, a companhia já fechou quatro contratos com a empresa. [...].

Nos dois anteriores, com vigência 2007/2008 e 2009/2013, respectivamente, foram repassados R\$ 4,3 milhões — já somados os reajustes. Desde 2007, portanto, a [empresa] recebeu quase R\$ 7 milhões da Sabesp.

Até o fim deste ano, a Sabesp terá repassado R\$ 12,5 milhões sem ter feito nenhum tipo de contrato de licitação. A empresa alega que não era necessário abrir esse processo, pois a [empresa] possui patente de tecnologia utilizada. Ou seja, ela seria a única empresa detentora desse tipo de tecnologia e, consequentemente, a única capaz de prestar o serviço.

Para o professor livre-docente do IAG-USP (Instituto de Astronomia, Geofísica e Ciências Atmosféricas

da Universidade de São Paulo), Augusto Jose Pereira Filho, a Sabesp contratou a empresa para não ser acusada de não fazer nada diante da crise de abastecimento de água.

[...]

A nuvem deve ter uma densidade adequada para que ocorra a precipitação, mas, segundo Carlos Augusto Morales Rodriguez, do IAG-USP, a meteorologia tem dificuldades para identificar as nuvens em condições para a efetivação do processo.

'O radar meteorológico usado pela empresa contratada pela Sabesp não é capaz de identificar a nuvem que está em processo de precipitação, mas, sim, as nuvens que já estão chovendo. Portanto a técnica da empresa é ineficaz, já que, quando o avião entra na nuvem, ela já está chovendo', explica Rodriguez.

Rodriguez afirma ainda que a empresa fez a semeadura no sistema Cantareira como se o local tivesse nuvens do tipo quente. 'O Estado de São Paulo é composto por nuvens frias e, para acelerar a precipitação, era necessário uma técnica adequada para esta região, como o uso de iodeto de prata e gelo-seco', explica. [...]"

ANDRADE, Tamires. 28 maio 2015. Disponível em: <<http://noticias.uol.com.br/cotidiano/ultimas-noticias/2015/05/28/sabesp-faz-investimento-milionario-em-questionada-tecnica-para-fazer-chover.htm>>. Acesso em: 16 jul. 2015.

Você acabou de ler um artigo sobre uma empresa contratada para induzir chuvas. Você sabe o que pode ser usado para semear (induzir) chuva? Como essa técnica funciona e como afeta o meio ambiente?



Avião com equipamento para semeadura de nuvens para indução de chuva. Estados Unidos da América, 2014.

1) Propriedades que definem a matéria

Ao longo do tempo, foi-se observando que existem materiais cujas propriedades variam para cada amostra, mesmo quando observadas em condições rigorosamente constantes de pressão e temperatura. Alguns exemplos desses materiais são o álcool hidratado, a gasolina, a madeira, o mármore, o minério de ferro e o ar atmosférico.

A densidade do álcool hidratado, por exemplo, varia de acordo com a porcentagem de água e de álcool etílico que constitui a mistura.

Outros materiais, porém, como a água destilada, o álcool etílico anidro (isento de água), o iodo, o ouro, o silício, o oxigênio, o gás carbônico e o metano, apresentam propriedades constantes quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão.

Por exemplo, a água destilada apresenta densidade constante e igual a $1,0 \text{ g/cm}^3$ (a $3,98 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm), e o álcool etílico anidro apresenta densidade constante e igual a $0,816 \text{ g/cm}^3$ (a $15,56 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm).

Para saber por que isso acontece e o que isso significa precisamos estudar outras propriedades da matéria, que podem ser:

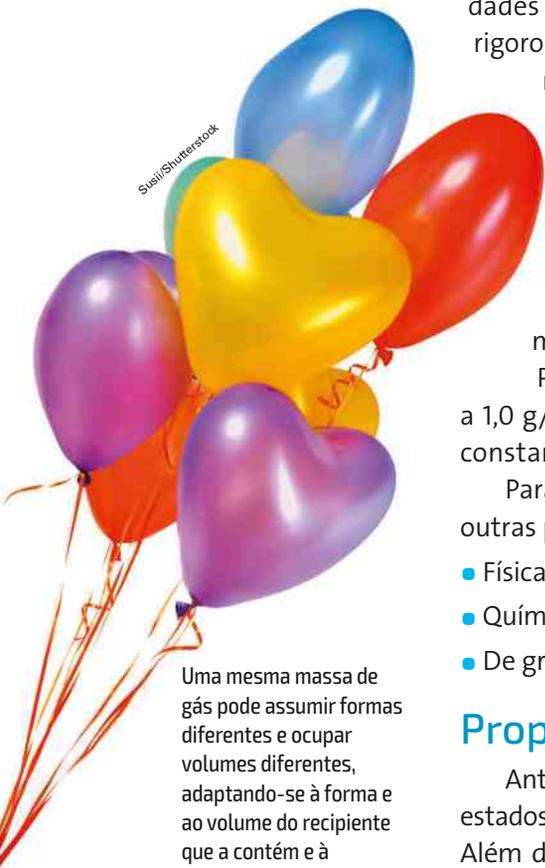
- Físicas: temperatura de fusão, de ebulição e solubilidade;
- Químicas: relacionadas com as transformações que a matéria é capaz de sofrer;
- De grupo: acidez, basicidade ou neutralidade.

Propriedades físicas

Antes de iniciar o estudo das propriedades físicas, é necessário lembrar os estados de agregação da matéria que você já conhece desde o Ensino Fundamental. Além disso, esse é um tema que está bastante presente em nosso dia a dia; por exemplo, no contato com a água nos estados sólido (gelo), líquido e de vapor.

Note que a matéria:

- no estado sólido possui forma e volume próprios;
- no estado líquido possui forma variável e volume próprio;
- no estado de vapor ou gás possui forma e volume variáveis.



Uma mesma massa de gás pode assumir formas diferentes e ocupar volumes diferentes, adaptando-se à forma e ao volume do recipiente que a contém e à elasticidade do material de que é feito o recipiente.



Lascas de gelo (água sólida).



Gota de água líquida

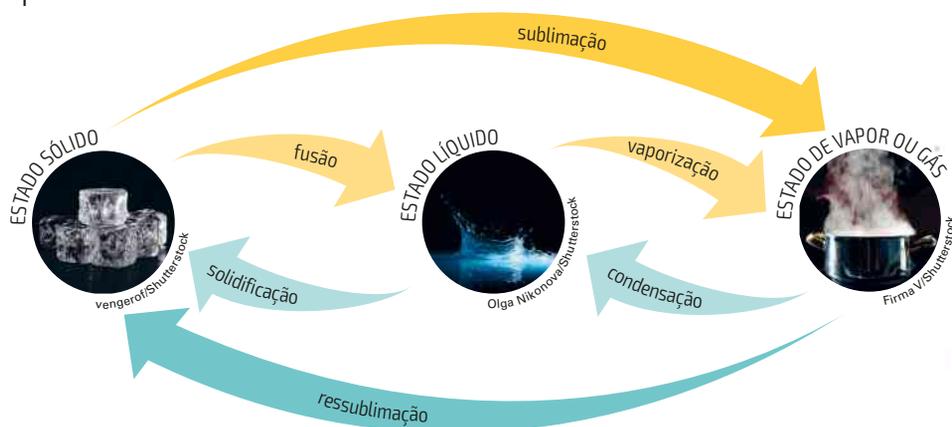


Representação típica do vapor de água (o vapor de água não é visível).

Se a água líquida for levada para o congelador, ela vai passar para o estado sólido (gelo), e se a água líquida for aquecida continuamente, vai ocorrer a formação de vapor, que se espalhará por todo o ambiente.

Essas observações podem ser repetidas, com praticamente todos os materiais, em laboratórios, sob condições controladas.

O esquema a seguir mostra um resumo dos três estados de agregação da matéria usando a água como exemplo, e o nome das mudanças de um estado para o outro.



Mudanças de estado da matéria. Nas fotos o exemplo da água.

Temperaturas de fusão e de ebulição

A matéria em geral sofre variação de temperatura quando absorve calor do ambiente que a rodeia ou cede calor a ele. Porém há determinados tipos de matéria em que a mudança de estado de agregação ocorre sem que haja variação de sua temperatura (sob pressão constante).

Nesses casos, a temperatura exata em que ocorre a mudança de estado do material de sólido para líquido é denominada **temperatura de fusão**, e a temperatura exata em que ocorre a mudança de estado do material de líquido para de vapor é denominada **temperatura de ebulição**.

Essa temperatura é específica para cada tipo de material e depende apenas da pressão atmosférica local.

- A temperatura de fusão – que caracteriza a passagem do estado sólido para o estado líquido – é a mesma que a temperatura de solidificação (processo inverso, de líquido para sólido).
- A temperatura de ebulição – que caracteriza a passagem do estado líquido para o estado de vapor – é a mesma que a temperatura de condensação (processo inverso, de vapor para líquido).

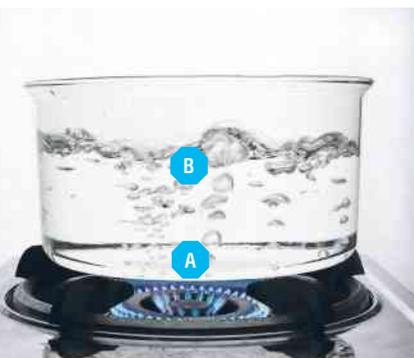
A tabela a seguir traz exemplos de alguns materiais que possuem temperaturas de fusão e de ebulição constantes.

Temperaturas de fusão e ebulição de diversos materiais		
Materiais	Temperaturas de fusão/°C	Temperaturas de ebulição/°C
Água	0	100
Benzeno	5,5	80,1
Álcool etílico	-114	78,4
Amônia	-77,7	-33,4
Cloreto de sódio	800,4	1413
Mercúrio	-38,87	356,9
Ferro	1535	3 000

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).



Água em fusão



Steven Coling/Shutterstock

Água em ebulição

Ebulição e evaporação

A **ebulição** e a **evaporação** são tipos de vaporização.

A evaporação é um processo que ocorre à temperatura ambiente (em qualquer temperatura e pressão, embora se torne progressivamente mais intensa em temperaturas mais altas e pressões mais baixas). Já a ebulição ocorre a uma determinada temperatura (que varia com a pressão atmosférica local) e é característica de certas espécies de matéria.

Por exemplo, quando fornecemos energia térmica (calor) a certa quantidade de água líquida, ocorre um aumento da quantidade de energia térmica da massa de água que está no fundo do recipiente (indicado pela letra **A** na foto ao lado), fazendo com que ela suba para a superfície, pois se torna menos densa. A massa de água que estava logo acima (indicado pela letra **B** na foto ao lado) desce então para o fundo (por ser mais densa) e passa a sofrer o aquecimento mais intenso.

Ao chegar à superfície, onde a temperatura é menor, essa massa de água (**A**) perde energia e volta para baixo, sendo substituída pela massa de água que ficou no fundo (**B**) e que agora está com maior energia térmica, reiniciando o ciclo. Esse tipo de transmissão de calor é chamado de **convecção**.

Quando a temperatura de ebulição é atingida, começam a se formar bolhas de vapor de água em meio à água líquida no fundo do recipiente. Essas bolhas sobem até a superfície e estouram, liberando o vapor de água para o ambiente. A partir desse momento, a energia fornecida para aquecer o sistema é utilizada apenas para promover a mudança de estado, de líquido para vapor. A temperatura não se altera durante a mudança de estado de agregação.

Diferença entre vapor e gás

Talvez você esteja estranhando o fato de falarmos em “estado de vapor”, e não em “estado gasoso”. É que existe uma diferença importante entre vapor e gás.

Sabemos que, em geral, é possível mudar o estado de agregação da matéria por aumento de pressão.

Por volta de 1880, o químico irlandês Thomas Andrews (1813-1885) demonstrou a existência de uma temperatura crítica, característica de cada espécie de matéria, acima da qual é impossível fazê-la mudar do estado gasoso para o estado líquido apenas por aumento de pressão, qualquer que seja a pressão exercida sobre ela. Nessa situação, a única forma de promover a mudança de estado é diminuir a temperatura.

Essa temperatura crítica diferencia os conceitos de vapor e gás.

- A matéria está no estado de vapor quando sua temperatura está abaixo da temperatura crítica.
- A matéria está no estado gasoso quando sua temperatura está acima da temperatura crítica.

Por exemplo, a água líquida passa para o estado de vapor a 100°C sob pressão de 1 atm ou 760 mmHg. Somente quando toda a água estiver no estado de vapor, a temperatura volta a aumentar (desde que o fornecimento externo de calor seja mantido). O vapor de água, aquecido a 200°C , por exemplo, pode ser liquefeito se determinada pressão (bastante elevada) for exercida sobre o sistema. Contudo, para temperaturas acima de 374°C (temperatura crítica da água), não é mais possível liquefazê-la apenas por aumento de pressão: acima dessa temperatura a água se apresenta no estado gasoso.

A. Parramón/AP Photo



O gás de cozinha é mantido no estado líquido dentro do botijão (sob pressão) e só muda para o estado gasoso quando abrimos a válvula do botijão e a pressão diminui.

Sublimação

A transformação de estado sólido para gasoso é denominada **sublimação**. O exemplo mais conhecido é o do chamado gelo-seco (**gás carbônico sólido**), que, sob pressão atmosférica, passa diretamente para o estado gasoso. Esse efeito do gelo-seco é muito utilizado em teatro, *shows*, cinema e televisão. Há vários outros materiais que também podem sofrer sublimação quando levemente aquecidos, como a naftalina (utilizada para evitar traças em armários), o iodo, a cânfora, etc.

Liofilização

Uma aplicação da sublimação é a técnica da liofilização para a conservação de alimentos e preparo de bebidas, como o café solúvel.

Os alimentos de origem vegetal e animal contêm água em porcentagem muito elevada (acima de 70%), e a eliminação dessa água por liofilização permite obter um produto seco que, devidamente embalado, pode ser conservado por um longo tempo a temperatura ambiente. Assim, embora seja um processo dispendioso, a conservação perfeita a temperatura ambiente acaba por tornar o processo economicamente vantajoso porque elimina a necessidade de refrigeração.

O processo de liofilização pode ser dividido em quatro etapas principais (os valores de pressão e temperatura indicados a seguir são apenas um exemplo geral do processo, podendo variar conforme a indústria e o alimento tratado).

1ª etapa: o alimento a ser liofilizado é enviado a um departamento que faz um preparo prévio, como limpeza, retirada de pele ou de casca e corte em pedaços pequenos.

2ª etapa: o alimento é introduzido em túneis de resfriamento para ser submetido a um congelamento rápido (entre $-30\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$). Desse modo, consegue-se transformar a água que ele contém em finas agulhas de gelo. No caso de hortaliças e carnes, o congelamento rápido é importante, porque as finas agulhas de gelo que se formam não danificam a estrutura celular (como ocorreria em um congelamento lento, em que se formariam grandes cristais de gelo).

3ª etapa: sublimação dos cristais de água sólida. Para isso, coloca-se o alimento congelado (entre $-17,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $-30\text{ }^{\circ}\text{C}$) em câmaras estanques (vedadas), onde é feito um vácuo parcial baixando-se a pressão para valores entre 0,5 mmHg e 0,6 mmHg, no período de sublimação máxima, e depois para 0,1 mmHg e 0,08 mmHg para finalizar o processo. É a pressão baixa que promove a passagem direta da água do estado sólido (gelo) para o estado de vapor.

Um equipamento anexo à câmara estanque encarrega-se – sem perturbar o processo – de retirar e condensar separadamente o vapor de água à medida que ele vai se formando.

4ª etapa: no final, um fornecimento de energia radiante eleva a temperatura para valores entre $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $60\text{ }^{\circ}\text{C}$, com o objetivo de eliminar a umidade residual.

A diminuição da pressão e o aquecimento são prolongados por certo tempo a fim de garantir a eliminação de qualquer traço de umidade. Esse é um cuidado muito importante, pois o teor de água residual é que determina a qualidade e a conservação do produto. Outro aspecto da liofilização é a diminuição de volume e de massa do alimento; no final do processo, a massa cai entre 1/10 e 1/4 do valor original.

Frutas liofilizadas





Chuva

Sundraw Photography/Shutterstock

Ciclo da água

As transformações de estado de agregação que a água sofre na natureza em razão das variações de temperatura e de pressão que ocorrem no meio ambiente são denominadas **ciclo da água**.

Essas transformações são constantes, cíclicas e vitais para a manutenção da vida no planeta.

Resumidamente, podemos descrever o ciclo da água da seguinte maneira: a água da superfície de rios, lagos e oceanos recebe energia do Sol e passa do estado líquido para o estado de vapor – sofre **evaporação**. Esse mesmo processo ocorre nos seres vivos (animais e vegetais) pela transpiração.

A pressão atmosférica e a temperatura diminuem com a altitude. Assim, o vapor de água da atmosfera, ao atingir determinadas altitudes onde a temperatura é inferior a 0 °C, passa do estado de vapor para o estado líquido (sofre **condensação** ou **solidificação**), formando as nuvens que são aerossóis, ou seja, são formadas por gotículas de água no estado líquido e, em alguns casos (como nas nuvens de tempestade), de pedacinhos minúsculos de gelo em suspensão, dispersos no ar atmosférico.

Dependendo das condições climáticas do local e da altitude que a nuvem alcança, por causa dos movimentos ascendentes das correntes de ar, a água das nuvens pode precipitar no estado **líquido** (chuva) ou no estado **sólido** (granizo).

A chuva se forma quando, em razão da temperatura e da pressão atmosférica, as gotículas de água das nuvens passam a colidir e a se agrupar, formando gotas grandes, que caem pela ação da gravidade.

A formação do **granizo** ocorre nas nuvens do tipo cúmulo-nimbo. No interior dessas nuvens, as frequentes correntes de ar elevam o núcleo de água condensado a uma altitude em que a temperatura se torna muito inferior ao ponto de solidificação da água (cerca de 15 km da superfície). Essas gotículas de água líquida passam então para o estado sólido e caem pela ação da gravidade, agregando ainda mais água em torno delas. Eventualmente esse agregado pega outra corrente de ar ascendente e sobe, congelando as gotas de água que acabaram de se juntar e formando cristais de gelo com tamanhos variados, que acabam precipitando pela ação da gravidade.

Quando as condições atmosféricas provocam a fusão de materiais gasosos constituintes do ar atmosférico na superfície dos cristais de gelo em precipitação, forma-se um **floco de neve**, que, por isso, tem um aspecto esbranquiçado, e não vítreo, como as pedras de granizo.

A água que cai na forma de chuva, de granizo ou de neve volta em parte para os oceanos, rios e lagos e também para os continentes, podendo ser absorvida pelo solo para formar reservatórios subterrâneos de água.

Ao receber energia solar, a água superficial evapora, e o ciclo recomeça, de modo que o volume total de água no planeta pode ser considerado constante nos últimos 500 milhões de anos.



Neve acumulada nos galhos da árvore

Leonid Ikan/Shutterstock



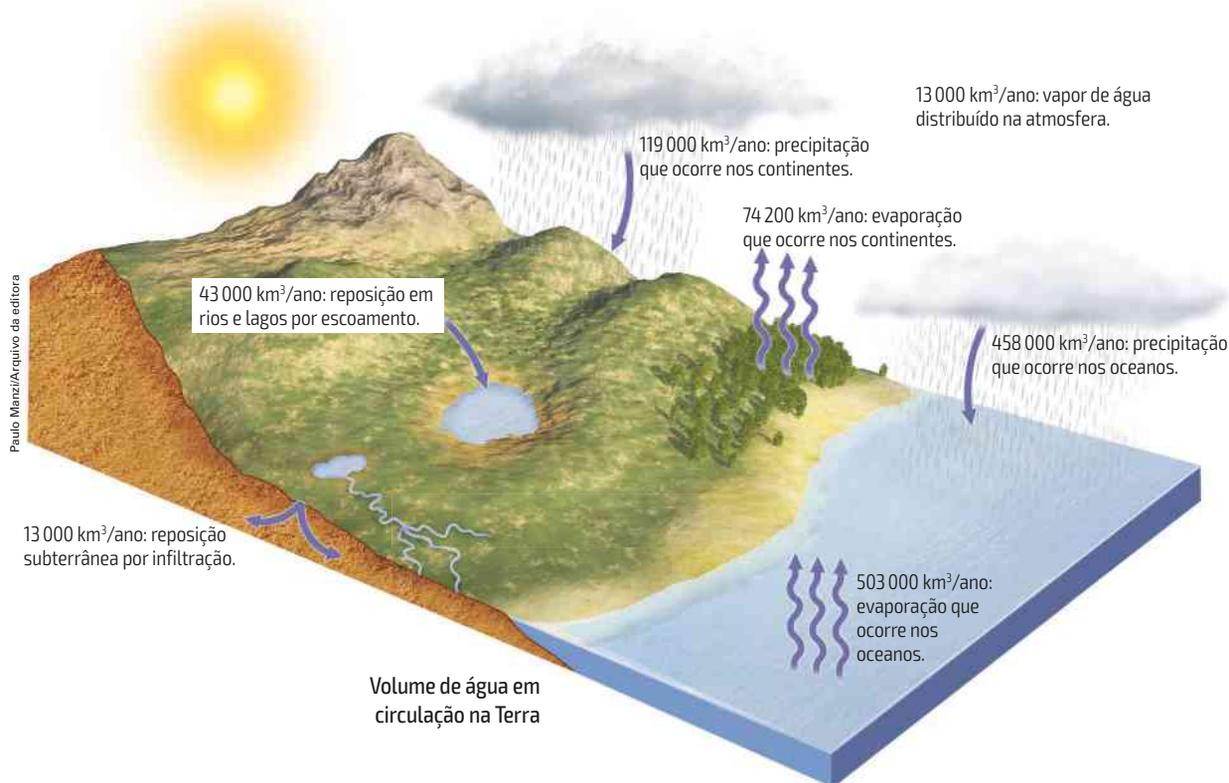
Granizo

swa182/Shutterstock

O volume de água em circulação depende do ciclo hidrológico – precipitação, escoamento e fluxo de águas subterrâneas.

A ilustração a seguir mostra o volume de água em circulação na Terra em km^3/ano ($1 \text{ km}^3 = 1 \text{ bilhão de m}^3$).

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



O volume estimado de água em nosso planeta é de aproximadamente 1,4 bilhão de km^3 . De modo aproximado, podemos considerar que esse volume de água se encontra distribuído da maneira como mostra a tabela a seguir.

Distribuição da água no planeta			
Reservatórios	Volume aproximado de água em km^3	% aproximada da água total	Tempo médio de permanência
Oceanos	1 320 000 000	96,11	4 mil anos
Glaciares	29 000 000	2,13	de 10 anos a 1 000 anos
Água subterrânea	8 300 000	0,61	de 2 semanas a 10 mil anos
Lagos	125 000	0,009	de 2 semanas a 10 anos
Mares interiores	105 000	0,008	4 mil anos
Umidade do solo	67 000	0,005	de 2 semanas a 1 ano
Atmosfera	13 000	0,001	10 dias
Rios	1 250	0,0001	de 2 semanas a 10 anos
Biosfera	600	0,00004	1 semana
Volume de água total	1 360 000 000	100%	—

Fontes: NACE, U. S. Geological survey, 1967. KARMANN, I. Ciclo da água: água subterrânea e sua ação geológica. *Decifrando a Terra*. 2. ed. reimp. São Paulo: Oficina de Textos, 2003. p. 113-115.

Exercício resolvido

1 (Unicamp-SP) Colocando-se água bem gelada num copo de vidro, em pouco tempo este fica molhado por fora, devido à formação de minúsculas gotas de água. Para procurar explicar esse fato, propuseram-se as duas hipóteses seguintes:

- A) Se aparece água do lado de fora do copo, então o vidro não é totalmente impermeável à água. As partículas de água, atravessando lentamente as paredes de vidro, vão formando minúsculas gotas.
- B) Se aparece água do lado de fora do copo, então deve haver vapor de água no ar. O vapor de água, entrando em contato com as paredes frias do copo, se condensa em minúsculas gotas.

Qual hipótese interpreta melhor os fatos? Como você justifica a escolha?

Resolução

A hipótese que melhor interpreta os fatos é a B.

De fato, o ar atmosférico contém vapor de água (entre 0,1% e 2,8%). Quando o vapor de água entra em contato com as paredes frias do copo, ocorre uma transferência de energia na forma de calor do vapor de água do ar para a parte externa do copo, e o vapor de água se condensa, formando diversas gotículas de água líquida.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 Outro fenômeno que envolve a mudança de estado de agregação de líquido para vapor é a **calefação**, que é caracterizada pela passagem da fase líquida para a fase de vapor em uma temperatura superior à temperatura de ebulição do material.

Por exemplo, quando gotas de água caem sobre uma chapa metálica aquecida a uma temperatura superior a 100 °C (temperatura de ebulição da água), essas gotas se vaporizam quase instantaneamente, emitindo um chiado característico. Nesse caso, a água sofreu calefação.

Explique o que determina se a água, por exemplo, está sofrendo ebulição, evaporação ou calefação.

2 Veja a seguir as temperaturas de fusão e de ebulição, em °C, sob pressão de 1 atm, de algumas substâncias. Com base nessas informações, responda aos itens a seguir.

Substância	Fusão/°C	Ebulição/°C
Oxigênio	-218,4	-183,0
Amônia	-77,7	-33,4
Metanol	-97,0	64,7
Acetona	-94,6	56,5
Mercúrio	-38,87	356,9
Alumínio	660,0	2 056,0

- a) Indique o estado de agregação de cada substância da tabela, considerando que ela esteja em um ambiente a 25 °C e a 1 atm.
- b) Que materiais podem ser encontrados no estado de agregação sólido a -100 °C?

- c) Que materiais estão no estado de agregação líquido a 60 °C?
- d) Que materiais são encontrados no estado de agregação de vapor a 2 500 °C?
- e) Que materiais estão no estado de agregação gasoso a 20 °C?

3 (Vunesp-SP) Qual o estado físico (sólido, líquido ou gasoso) dos materiais da tabela abaixo quando eles se encontram no deserto da Arábia, à temperatura de 50 °C e pressão de 1 atm?

Material	Fusão (°C)	Ebulição (°C)
clorofórmio	-63	61
éter etílico	-116	34
etanol	-117	78
fenol	41	182
pentano	-130	36

4 (Univale-SC) O café solúvel é obtido a partir do café comum dissolvido em água. A solução é congelada e, a seguir, diminui-se bruscamente a pressão. Com isso, a água em estado sólido passa direta e rapidamente para o estado gasoso, sendo eliminada do sistema por sucção. Com a remoção da água do sistema, por esse meio, resta o café em pó e seco. Neste processo foram envolvidas as seguintes mudanças de estado físico:

- a) solidificação e condensação.
- b) solidificação e sublimação.
- c) congelamento e condensação.
- d) congelamento e gaseificação.
- e) solidificação e evaporação.

5 (UFF-RJ) Joseph Cory, do Instituto Technion de Israel, montou um equipamento que consiste em uma série de painéis plásticos que coletam o orvalho noturno e o armazenam num depósito situado na base do coletor. Um coletor de 30 m² captura até 48 L de água potável por dia. Dependendo do número de coletores, é possível produzir água suficiente para comunidades que vivem em lugares muito secos ou em áreas poluídas. A inspiração de Joseph foi baseada nas folhas das plantas, as quais possuem uma superfície natural de “coleta” do orvalho noturno.

É correto afirmar que a formação do orvalho resulta de:

- I. uma mudança de estado físico chamada condensação;
- II. uma transformação química chamada sublimação;
- III. uma transformação físico-química chamada oxirredução;
- IV. uma transformação química chamada vaporização;
- V. uma mudança de estado físico chamada sublimação.

Está(ão) correta(s) a(s) afirmativa(s):

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

X

6 (Enem) Com base em projeções realizadas por especialistas, prevê-se, para o fim do século XXI, aumento de temperatura média, no planeta, entre 1,4 °C e 5,8 °C. Como consequência desse aquecimento, possivelmente o clima será mais quente e mais úmido, bem como ocorrerão mais enchentes em algumas áreas e secas crônicas em outras. O aquecimento também provocará o desaparecimento de algumas geleiras, o que acarretará o aumento do nível dos oceanos e a inundação de certas áreas litorâneas. As mudanças climáticas previstas para o fim do século XXI:

- a) provocarão a redução das taxas de evaporação e de condensação do ciclo da água.
- b) poderão interferir nos processos do ciclo da água que envolvem mudanças de estado físico.
- c) promoverão o aumento da disponibilidade de alimento das espécies marinhas.
- d) induzirão o aumento dos mananciais, o que solucionará os problemas de falta de água no planeta.
- e) causarão o aumento do volume de todos os cursos de água, o que minimizará os efeitos da poluição aquática.

X

7 (Enem) O Sol participa do ciclo da água, pois, além de aquecer a superfície da Terra dando origem aos ventos, provoca a evaporação da água dos rios, lagos e mares. O vapor da água, ao se resfriar, condensa em minúsculas gotinhas, que se agrupam formando nuvens, neblinas ou névoas úmidas. As nuvens podem ser levadas pelos ventos de uma região para outra. Com a condensação e, em seguida, a chuva, a água volta à superfície da Terra, caindo sobre o solo, rios, lagos e mares. Parte dessa água evapora retornando à atmosfera, outra parte escoar superficialmente ou infiltra-se

no solo, indo alimentar rios e lagos. Esse processo é chamado de ciclo da água.

Considere as seguintes afirmativas:

- I. A evaporação é maior nos continentes, uma vez que o aquecimento ali é maior do que nos oceanos.
 - II. A vegetação participa do ciclo hidrológico por meio da transpiração.
 - III. O ciclo hidrológico condiciona processos que ocorrem na litosfera, na atmosfera e na biosfera.
 - IV. A energia gravitacional movimenta a água em seu ciclo.
 - V. O ciclo hidrológico é passível de sofrer interferência humana, podendo apresentar desequilíbrios.
- a) Somente a afirmativa III está correta.
 - b) Somente as afirmativas III e IV estão corretas.
 - c) Somente as afirmativas I, II e V estão corretas.
 - d) Somente as afirmativas II, III, IV e V estão corretas.
 - e) Todas as afirmativas estão corretas.

X

8 (UFJF-MG) Atualmente, é comum encontrar, nas prateleiras de supermercados, alimentos desidratados, isto é, isentos de água em sua composição. O processo utilizado na desidratação dos alimentos é a liofilização. A liofilização consiste em congelar o alimento à temperatura de -197 °C e depois submeter o alimento congelado a pressões muito baixas. Na temperatura de -197 °C, a água contida no alimento encontra-se na fase sólida e, com o abaixamento de pressão, passa diretamente para a fase vapor, sendo então eliminada.

Assinale a afirmação correta:

- a) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação química, produzindo hidrogênio e oxigênio, que são gases.
- b) No processo de liofilização, a água passa por um processo físico conhecido como evaporação.
- c) No processo de liofilização, o alimento sofre decomposição, perdendo água.
- d) No processo de liofilização, a água sofre decomposição.
- e) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação física denominada sublimação.

X

9 (Cefet-MG) Quando se fornece calor a uma porção de água em uma panela, sua temperatura se eleva até que começa a ferver. Entretanto, mesmo com a chama acesa, a temperatura do líquido em ebulição não se altera. Isso ocorre porque a energia recebida pela água é:

- a) usada para converter a água líquida em vapor de água.
- b) utilizada para aumentar a velocidade das partículas da água.
- c) transferida ao vapor para elevar a temperatura do mesmo.
- d) utilizada pela água para acelerar a velocidade das partículas.

Solubilidade

Além de ser uma propriedade física importante na identificação dos materiais, a solubilidade também nos ajuda a responder a algumas questões, como:

- O gás escapa mais facilmente de um refrigerante gelado ou de um que esteja a temperatura ambiente?
- O açúcar se dissolve mais facilmente em água quente ou em água gelada? (Pense em café quente e suco gelado.)
- Um aumento de pressão pode aumentar a solubilidade (capacidade de se dissolver) de uma matéria na outra?

A solubilidade é a capacidade que um material (denominado soluto) possui de se dissolver em determinada quantidade de outro material (denominado solvente).

Alguns materiais são solúveis em outros, em qualquer proporção, como a água e o álcool etílico. Existem também materiais que praticamente não se misturam, como a água e o óleo; nesse caso, dizemos que são imiscíveis. Na maioria dos casos, no entanto, existe uma quantidade máxima de soluto que é capaz de se dissolver em certa quantidade de solvente, a uma determinada temperatura e, às vezes, pressão.

Essa quantidade é denominada **coeficiente de solubilidade (CS)**.

Às vezes o aumento de temperatura aumenta a solubilidade de um material em outro; outras vezes, diminui. O mesmo ocorre com a pressão.

Vamos ver alguns exemplos?

A dissolução do açúcar comum (sacarose) na água aumenta com o aumento da temperatura. Ou seja, é possível aumentar a quantidade de sacarose dissolvida na água aumentando-se a temperatura do sistema. A tabela a seguir apresenta o **coeficiente de solubilidade da sacarose** em função da temperatura.



A capacidade de dissolução da sacarose na água aumenta em função da temperatura.

Coeficiente de solubilidade da sacarose em água

Temperatura/°C	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
CS (g sacarose/100 g de água)	179,2	190,5	203,9	219,5	238,1	260,4	287,3	320,5	362,1	415,7	487,2

Já o **coeficiente de solubilidade do hidróxido de cálcio** (cal hidratada) na água diminui com o aumento da temperatura; portanto, para aumentar a quantidade de hidróxido de cálcio dissolvido numa quantidade fixa de água, é necessário diminuir a temperatura.

Observe os dados na tabela a seguir.

Coeficiente de solubilidade do hidróxido de cálcio em água

Temperatura/°C	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
CS (g hidróxido de cálcio/100 g de água)	0,185	0,176	0,165	0,153	0,141	0,128	0,116	0,106	0,094	0,085	0,077

Fonte das tabelas: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6th ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Note que, no caso de soluções de soluto sólido ou líquido em solvente líquido, utilizamos uma relação de massas de soluto e solvente, pois a massa é uma grandeza que não varia com a temperatura (o volume varia).

Desse modo, em uma **relação de massas**, os dados que indicam a quantidade de um material capaz de se dissolver em outro são constantes para cada valor de temperatura.

A variação de **pressão** não tem influência significativa na dissolução de **soluto sólido** ou **líquido** em **solvente líquido**, mas é muito importante na solubilidade de **solutos gasosos** em **solventes líquidos**.

A variação da solubilidade com a pressão é bastante útil no transporte de substâncias gasosas. O acetileno (etino), por exemplo, usado como combustível em maçaricos, pode ser transportado com segurança dissolvido em acetona, dentro de cilindros de aço e sob pressão.

- Sob pressão de 1 atm é possível dissolver 27 g de gás acetileno em 1 L de acetona líquida.
- Aumentando-se a pressão para 12 atm, a solubilidade do acetileno aumenta para 320 g em 1 L de acetona.

Nesse caso, o aumento de pressão multiplica em mais de dez vezes a quantidade de gás transportada com segurança. Para utilizar o acetileno, basta abrir a válvula do cilindro que contém a solução. A pressão vai diminuir, e o acetileno será liberado.

A 20 °C, sob pressão de 1 atm, a solubilidade do gás carbônico em água pura é de 0,86 L de gás carbônico por litro de água. A 0 °C, a solubilidade do gás carbônico praticamente dobra, passando ao valor de 1,7 L de gás por litro de água. Por isso, o gás escapa mais facilmente da água à temperatura ambiente.



Patryk Kosmider/Shutterstock

Solvente universal

A água é conhecida como solvente universal, pois nela se dissolvem solutos gasosos, líquidos e sólidos, sendo um excelente veículo para o transporte de princípios ativos em medicamentos, cosméticos e produtos de limpeza, além de transportar nutrientes e possibilitar diversos processos biológicos.

A maioria das substâncias utilizadas em medicamentos, cosméticos, produtos de limpeza, etc. (como um princípio ativo indicado no combate à tosse, um corante de base para o rosto ou um perfume para amaciante de roupas) não pode ser usada pura, precisa de um veículo – a água – para ser transportada para o interior do organismo, para a superfície da pele ou para as fibras do tecido, já que o sistema circulatório dos animais utiliza a água como meio de distribuição de substâncias.

O problema é que a água se torna o destino final de todo poluente que é lançado não apenas diretamente nesse meio, mas também no ar e no solo. Isso significa que as substâncias resultantes da queima de combustíveis fósseis, liberadas pelos escapamentos de ônibus e caminhões ou pelas chaminés industriais, acabam dissolvidas na água da chuva, sendo levadas para rios, lagos, represas e oceanos.

O lixo despejado no solo também é arrastado pelas águas das chuvas, muitas vezes para corpos de água, ou se infiltra na terra, contaminando os lençóis freáticos.

Exercício resolvido

2 Veja a seguir a variação do coeficiente de solubilidade (CS) do nitrato de potássio em função da temperatura (sob pressão de 1 atm).

Os dados encontram-se em gramas de nitrato de potássio por 100 g de água.

t/°C	0	10	20	30	40	50
CS	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5

- Como o CS do nitrato de potássio varia em função da temperatura?
- O que ocorre se adicionarmos 50 g de nitrato de potássio em 100 g de água a 30 °C?
- Qual a maior massa de nitrato de potássio que é possível dissolver em 200 g de água a 40 °C?

Resolução

- O CS do nitrato de potássio aumenta com o aumento da temperatura.

- Ao adicionarmos 50 g de nitrato de potássio em 100 g de água a 30 °C, 4,2 g de nitrato de potássio forma um corpo de chão no recipiente, pois essa quantidade se apresenta em excesso, já que a 30 °C o coeficiente de solubilidade dessa substância é de 45,8 g em 100 g de água.
- Sabemos que a 40 °C é possível dissolver 63,9 g de nitrato de potássio em 100 g de água.

100 g de água $\xrightarrow{\text{dissolvem}}$ 63,9 g

200 g de água $\xrightarrow{\text{dissolvem}}$ x

$$x = \frac{200 \cdot 63,9}{100} \Rightarrow x = 127,8 \text{ g}$$

Ou: se em 100 g de água, a 40 °C, dissolve-se até 63,9 g de nitrato de potássio, em 200 g de água pode-se dissolver no máximo 127,8 g de nitrato de potássio, isto é, o dobro da quantidade que pode ser dissolvida em 100 g de água, à mesma temperatura.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

10 Veja a seguir a variação do coeficiente de solubilidade (CS) do hidróxido de cálcio em função da variação da temperatura (a 1 atm). Os dados encontram-se em miligramas de hidróxido de cálcio por 100 g de água.

t/°C	0	10	20	30	40	50	60	70
CS	185	176	165	153	141	128	116	106

- O hidróxido de cálcio pode ser considerado muito solúvel, pouco solúvel ou praticamente insolúvel em água?
- Se a água é predominantemente líquida na faixa de temperatura e pressão fornecidas, por que os dados mostram 100 g de água e não 100 mL de água?
- O que ocorre se adicionarmos 200 mg de hidróxido de cálcio em 100 g de água a 20 °C?

11 A solubilidade do oxigênio na água diminui com o aumento da temperatura. Sob pressão de 1 atm, a 0 °C, a solubilidade desse gás é de 14,63 mg/L. A 20 °C, a solubilidade decresce para 9,08 mg/L, e a 25 °C chega a 8,11 mg/L. Essa característica do oxigênio torna ainda mais preocupante o problema da poluição térmica que ocorre quando uma usina termelétrica ou nuclear utiliza as águas de um rio ou do mar no seu sistema de refrigeração, devolvendo essa água ao meio ambiente a uma temperatura maior do que ela tinha antes de ser captada.

Em relação a esse problema, indique:

- O que ocorre com o oxigênio dissolvido na água de rios e mares sujeitos à poluição térmica?
- Quais as consequências da poluição térmica para os seres vivos que habitam o local?

12 Veja a seguir a solubilidade de vários sais em água, a temperatura ambiente, em g/100 mL. Assinale a alternativa que indica, respectivamente, o sal mais solúvel em água e o sal menos solúvel em água nessa temperatura.

Composto	Solubilidade em g/100 mL
Nitrato de prata	260
Sulfato de alumínio	160
Cloreto de sódio	36
Nitrato de potássio	52
Brometo de potássio	64

- mais solúvel: cloreto de sódio; menos solúvel: nitrato de prata.
- mais solúvel: nitrato de prata; menos solúvel: brometo de potássio.
- mais solúvel: sulfato de alumínio; menos solúvel: nitrato de potássio.
- mais solúvel: nitrato de potássio; menos solúvel: brometo de potássio.
- mais solúvel: nitrato de prata; menos solúvel: cloreto de sódio.

2) Propriedades químicas

Você já se perguntou como são obtidos todos os materiais que utilizamos em nosso dia a dia? Qual é a sua origem? Por que determinado material *A* pode se transformar em um material *B*, mas não pode se transformar em um material *C*?

As respostas a todas essas perguntas estão relacionadas às propriedades químicas da matéria.

Cada tipo de matéria possui propriedades químicas que a caracterizam e determinam as transformações que ela é capaz de sofrer.

O estudo dessas transformações – como reproduzi-las, como criá-las, como potencializá-las, como evitá-las, como direcioná-las, como torná-las mais lentas ou mais rápidas – é o principal objetivo da Química.

O trabalho do químico é estudar a natureza da matéria e procurar entender as transformações que ela sofre, testar meios de reproduzi-las em laboratório (em pequena escala) e introduzir alguma modificação para ressaltar ou obter as propriedades que interessam para determinada aplicação.

Mais tarde, o engenheiro químico vai adaptar o processo para a indústria, que vai reproduzi-lo em larga escala.



Como se faz queijo?



De onde vem o concreto?



Como se faz papel?



Há vários indícios que evidenciam a chance de ter ocorrido uma transformação química. Esses indícios não são conclusivos, ou seja, não bastam para afirmar se ocorreu uma transformação química, mas indicam uma grande probabilidade de isso ter ocorrido.

A seguir, sugerimos alguns experimentos simples em que realmente ocorrem transformações químicas. Na escola, com auxílio do professor, tente elaborar esses experimentos e registre os indícios de transformações químicas que encontrar.

Experimento



CUIDADO!
Responsabilidade
é tudo!

Dica de segurança

Cuidado ao manipular o óxido de cálcio.
A água de cal não pode ser ingerida.

Indícios de transformações químicas

Parte 1: Preparação da água de cal

Material necessário

- 200 mL de água
- cal virgem (óxido de cálcio)
- 1 copo de plástico de 300 mL
- 1 pires de vidro ou de cerâmica
- 3 filtros de papel (do tipo utilizado para coar café)
- 1 porta-filtro
- 1 bule de cerâmica ou de vidro
- 1 colher de sopa de plástico
- 1 garrafa PET pequena, transparente, vazia, limpa e com tampa
- 1 termômetro de uso culinário (opcional)

Guarde metade da água de cal para utilizarmos mais tarde, em outros experimentos.

Como fazer

Coloque 200 mL de água no copo. Adicione 2 colheres de sopa de cal, mexa cuidadosamente e verifique a temperatura do copo pelo lado externo tocando-o com as mãos ou, se tiver o termômetro, meça a temperatura da solução.

O que você observa?

Tampe o copo com o pires e deixe a solução decantar até o dia seguinte. Sem agitar o copo para que o precipitado branco depositado no fundo não se misture muito com o líquido (sobrenadante), passe a solução pelos filtros de papel. Antes, coloque-os um dentro do outro no porta-filtro e encaixe no bule. Guarde o líquido límpido na garrafa PET tampada, pois voltaremos a usá-lo mais algumas vezes.

Descarte de rejeitos

Os filtros de papel com a cal hidratada podem ser encaminhados ao aterro sanitário (lixo comum).

Parte 2: Soprando a água de cal

Material necessário

- 100 mL de água de cal (metade do que foi obtido na parte 1 deste experimento)
- 1 copo de vidro
- 1 canudo de plástico

Como fazer

Coloque cerca de 100 mL de água de cal no copo. Coloque o canudo no copo e assope por um tempo. O que você observa?

Parte 3: Carbonato de cálcio e vinagre

Material necessário

- 1 copo de vidro
- 1 colher de sopa
- líquido obtido no experimento anterior
- vinagre

Como fazer

Adicione uma colher de sopa de vinagre no líquido obtido no experimento anterior. O que você observa?

Descarte de rejeitos

O líquido que sobrou pode ser descartado no esgoto.

Investigue

1. Indique os principais indícios que você observou e que podem apontar a ocorrência de uma transformação química.
2. Pesquise e explique, com base na parte 3 do experimento, por que dizem que o ambiente de uma casa recém-caiada apresenta um ar bastante fresco e agradável.



A reportagem da página 27 fala da possibilidade de induzir chuvas artificiais sobre o sistema Cantareira. Você sabe o que pode ser usado para semear (induzir) chuva? Como essa técnica funciona e como afeta o meio ambiente?

Como vimos na página 32, a chuva se forma quando, em razão da temperatura e da pressão atmosférica, as gotículas de água das nuvens passam a colidir e a se agrupar, formando gotas grandes, que caem pela ação da gravidade.

Assim, para semear (induzir) chuva é necessário bombardear a nuvem com algum agente aglutinante que faça as gotículas de água se agruparem formando gotas com no mínimo 0,1 mm de diâmetro, que não podem mais flutuar e caem.

A descoberta de que é possível produzir chuvas artificiais foi feita pelo químico americano Irving Langmuir (1881-1957). Em 1946 foi feito o primeiro bombardeio de nuvens com minúsculas partículas de iodeto de prata pulverizadas de um avião.

O iodeto de prata é um composto amarelo e fotossensível (se decompõe na presença de luz). Uma característica importante é que sua estrutura cristalina é muito similar à do gelo (água sólida). Por isso, quando partículas de iodeto de prata são semeadas em nuvens supergeladas, com temperaturas abaixo de -6°C , aglutinam o vapor de água com os cristais, produzindo chuva.

Até hoje, agricultores de regiões frias utilizam o método para semear nuvens do tipo *cumulus congestus*, provocando chuvas e evitando a precipitação de granizo, que destrói as plantações.

Ocorre que a chuva artificial semeada com iodeto de potássio tem algumas consequências indesejáveis. Uma delas é a grande quantidade de prata dispersa no local.

Se o processo é repetido regularmente, a prata começa a se acumular em organismos vegetais e

animais, o que pode causar argiria, uma condição em que a pele e os olhos adquirem de forma permanente um tom azulado (ou azul acinzentado).

Além disso, o iodeto de prata é uma substância tóxica, que pode causar anemia, fraqueza e perda de peso. Para manuseá-lo é necessário o uso de equipamento de proteção individual.

Em função disso, o uso de iodeto de prata para semear chuva está proibido nos Estados Unidos desde 1980.

Devido ao problema foram desenvolvidos outros métodos de semear chuvas utilizando-se, por exemplo, dióxido de carbono sólido (gelo-seco), cloreto de sódio (sal de cozinha), pó de carvão e até mesmo água líquida.

O único método que não causa nenhum problema ao meio ambiente é o último, justamente o método adotado pela empresa contratada para semear chuva no sistema Cantareira.

A ideia é utilizar um avião bimotor com um reservatório de 300 litros de água potável acoplado, para entrar na nuvem e pulverizar água pura.

As gotículas de água já existentes na nuvem unem-se às novas pulverizadas pelo avião, formando gotas maiores, que devem precipitar na forma de chuva após 15 ou 20 minutos.

Para cada litro de água semeado, segundo a empresa contratada, são produzidos cerca de 500 mil litros de água de chuva ou 50 caminhões-pipa.

Todavia, o método parece não ter sido eficaz, pois o sistema Cantareira só começou a se recuperar em fevereiro de 2014, quando passou a chover naturalmente quase todos os dias.

Delfim Martins/Pulsar Imagens

Estiagem no reservatório Jaraguá com captação do volume morto, Sistema Cantareira. São Paulo, setembro de 2014.

De onde vem... para onde vai?



Óxido de cálcio

A cal virgem, ou óxido de cálcio, é retirada do calcário, um mineral de carbonato de cálcio (calcita), que também constitui o mármore. Há jazidas de calcário por todo o Brasil. As principais se localizam nas regiões Sudeste, Centro-Oeste e Sul, tendo São Paulo, Paraná e Mato Grosso do Sul como os maiores produtores. A extração da rocha de calcário e a obtenção da cal podem ser resumidas nas seguintes etapas:

- Localiza-se a jazida e faz-se o descafeamento (retirada do material estéril) que cobre a rocha.
- A rocha calcária exposta é fragmentada utilizando-se explosivos como dinamite.
- Escavadeiras hidráulicas carregam as rochas fragmentadas em caminhões para encaminhá-las ao britador primário (britador de mandíbulas).
- Pela força do impacto, o britador de mandíbulas quebra as rochas, diminuindo seu tamanho.

- A pedra calcária britada é peneirada e classificada em vários tamanhos, sendo uma parte transferida para os fornos de calcinação.
- Indústrias de maior porte utilizam fornos verticais com altura entre 14 metros e 18 metros, cuja fonte de energia é o eucalipto, para decompor o calcário (carbonato de cálcio), que é calcinado (sofre decomposição térmica) a uma temperatura de 900 °C a 950 °C, originando a cal virgem (óxido de cálcio) em pedra.
- A cal virgem em pedra é, depois, enviada para um britador secundário que vai pulverizá-la para, em seguida, ser armazenada em um silo.

A cal pode ser considerada o produto manufaturado mais antigo da humanidade. Há registros do uso desse produto que datam de antes de Cristo. Um exemplo de uso da cal é a muralha da China (construída aproximadamente em 3000 a.C.), onde

Mario Friedlander/Pulsar Imagens



Vista aérea de jazida de calcário na margem da BR-070 em Mirassol D'Oeste (MT), 2014.

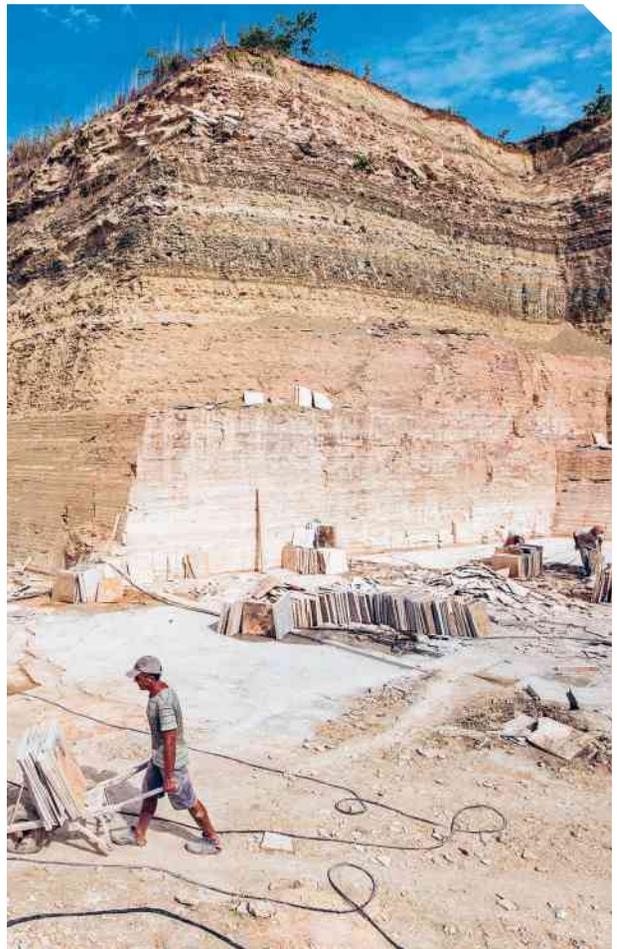
é possível encontrar, em alguns trechos da obra, uma mistura de terra argilosa e cal.

Pela diversidade de aplicações, a cal está entre os dez produtos de origem mineral de maior consumo no planeta. Estima-se que sua produção mundial esteja em torno de 145 milhões de toneladas por ano. É usada como bactericida em estâbulos e canis; como removedor de impurezas (escórias) nas indústrias siderúrgicas; no tratamento de resíduos industriais; nas indústrias de papel e celulose; e no setor de construção civil (constituindo em média 65% do cimento *Portland*, o mais usado atualmente).

O processo que descrevemos para a fabricação da cal é o que ocorre em grandes indústrias. Há, porém, um pequeno grupo de produtores artesanais espalhados pelo Brasil que trabalham em condições insalubres, prejudicando a própria saúde, a saúde da população local e o meio ambiente.

O exemplo mais significativo é o que ocorre em Frecheirinha, município localizado a 286,3 km de Fortaleza, na porção noroeste do estado do Ceará, que possui uma população de cerca de 12 mil habitantes e condições climáticas adversas às do clima semiárido, como precipitações irregulares e ciclos de seca que se repetem a cada oito ou doze anos.

Nesse município, próximo à BR-222, o processamento da cal é feito em fornos circulares, construídos artesanalmente e sem autorização dos órgãos ambientais para funcionamento. É um trabalho que se caracteriza pela informalidade. A rocha calcária é extraída ilegalmente, quebrada a marteladas e empilhada dentro do forno. O forno carregado necessita de cerca de 3 toneladas de lenha para decompor o calcário e produzir a cal. A queima dessa lenha, também extraída de forma irregular, emite fumaça preta e fuligem, que podem ser avistadas de longe, durante dias, ininterruptamente. É um cenário desolador em que os proprietários dificilmente são encontrados, e os trabalhadores orientados a não falar sobre o assunto.



Rogério ReisPulsar/Imagens

Área de extração de calcário em Santana do Cariri, Ceará, 2015.

O grande mercado consumidor dos produtos fabricados em Frecheirinha é o Piauí, onde são comercializados 80% da produção local, seguido do Maranhão, Pará e algumas cidades do Ceará.

Segundo o estudo de John Kennedy Candeira Andrade, disponível em <www.teses.ufc.br/tde_busca/arquivo.php?codArquivo=1624> (acesso em: 17 jul. 2015), os trabalhadores são submetidos a uma "jornada de trabalho de até 12 horas em turnos diurnos e noturnos, sendo que 72% dos trabalhadores não têm carteira assinada. [...]"

Trabalho em equipe

Em grupos de cinco ou seis integrantes, redijam um texto discutindo se a importância da cal para a sociedade justifica o que acontece nas caieiras.

Depois os grupos vão, um a um, expor suas conclusões para a classe, de modo que todos, por meio de um debate, cheguem a um consenso (se possível) sobre o tema.

3) Propriedades de grupos

Alguns materiais possuem determinadas propriedades, por exemplo, podem ser ácidos, básicos ou neutros.

Para identificar essas propriedades, os químicos utilizam indicadores, como soluções ou papéis que mudam de cor conforme entram em contato com um meio ácido, básico ou neutro.

Os materiais do grupo ácido possuem características em comum, como o sabor azedo (que você conhece do limão ou do vinagre). Os materiais do grupo básico (alcalino), por sua vez, possuem em comum o sabor adstringente e cáustico (semelhante ao da banana ou ao do caqui quando verdes).

Quanto ao sabor das substâncias neutras, o melhor exemplo que temos é o da água potável.

Observe, entretanto, que ficar provando o sabor dos materiais que você não conhece para identificar a que grupo pertencem não é uma boa ideia.

Muitos materiais são perigosos e tóxicos.

A solução de bateria de carro, por exemplo, contém ácido sulfúrico que, em determinadas concentrações, pode carbonizar a matéria orgânica, isto é, se ingerido, pode transformar sua língua em carvão. Logo, para saber se um material é ácido, básico ou neutro, escolha os indicadores.

Há vários que você pode preparar ou adquirir, como mostrado nos exemplos abaixo:

● **Extrato alcoólico de flores de hibisco**

Coloque 5 pétalas de flores para cada 2 colheres de sopa de álcool etílico 92,8 °GL. Deixe a solução descansar por 1 hora ou até que as pétalas percam a cor. Guarde-a coada em um frasco limpo e com tampa.

● **Extrato alcoólico de beterraba**

Junte uma beterraba pequena cortada em fatias finas a 100 mL de álcool etílico 92,8 °GL. Deixe descansar por 1 hora e guarde a solução coada em um frasco limpo e tampado.

● **Fenolftaleína (adquirida apenas em lojas de materiais para laboratório)**

Em 7 de maio de 2002, a Agência de Vigilância Sanitária (Anvisa) proibiu a venda de laxantes contendo essa substância:

“Nenhum medicamento vendido no Brasil poderá ter em sua fórmula a substância laxante fenolftaleína [...]. A decisão é da Anvisa, com base em resolução do FDA [Food and Drug Administration, órgão norte-americano que controla a venda de alimentos e remédios nos EUA], [...] que aponta risco de a substância causar câncer nas pessoas.”

Disponível em: <www.portaldodoconsumidor.gov.br/noticia.asp?busca=sim&id=315>. Acesso em: 27 jul. 2015.

Outro indicador é o extrato de repolho, que é muito utilizado em estudos escolares, pois proporciona uma mudança de cor bastante acentuada e é capaz de indicar vários graus de acidez e basicidade. Vamos prepará-lo?

A flor de hibisco, originária da China, é bastante comum nos jardins e praças da região Sudeste do Brasil.



Panu Ruangjan/Shutterstock



Extrato de repolho roxo: indicador ácido-base

Material necessário

- 1/2 repolho roxo de tamanho médio
- água
- 1 panela
- 1 garrafa PET transparente de 250 mL, limpa e com tampa
- 1 conjunto de jarra e peneira que se encaixem uma na outra
- 1 frasco com conta-gotas limpo e seco
- 6 copos de vidro pequenos
- 6 etiquetas brancas ou pedaços de esparadrapo

Líquidos que serão testados

- vinagre branco
- água de chuva
- água de cal (você pode utilizar a que sobrou do experimento anterior)
- solução de bicarbonato de sódio
- refrigerante tipo soda
- desinfetante com amoníaco

Se quiser, teste também água destilada (comprada em posto de gasolina), suco de limão, saliva, água do mar, solução de leite de magnésia, solução de água e sabão em pedra, solução de água e sabonete, solução de água e xampu, solução de água e comprimido antiácido, solução de água e aspirina, etc.

Como fazer

Corte o repolho em pedaços pequenos, coloque-os na panela e cubra-os com água. Leve ao fogo e deixe ferver até que a água se reduza a praticamente metade do volume inicial. Desligue o fogo, tampe a panela e espere esfriar. Apoie a peneira na jarra e coe o conteúdo da panela. Passe a solução da jarra para a garrafa PET.

Coloque a solução de extrato de repolho roxo nos copos até cerca de 1/3 da capacidade (20 mL). Escreva nas etiquetas o nome dos líquidos que serão testados e cole nos copos.

Se necessário, o extrato de repolho roxo pode ser conservado em geladeira por algum tempo.



Adicione o conteúdo de um conta-gotas cheio de vinagre branco ao copo que possui a respectiva etiqueta. Observe e registre suas conclusões. Faça o mesmo em relação aos outros líquidos.

Não se esqueça de lavar muito bem o conta-gotas antes de testar cada material para que não haja alteração nos resultados.

Investigue

1. Classifique os materiais que você testou em um dos grupos indicados no quadro abaixo, conforme a cor da solução observada.

Cor da solução de extrato de repolho roxo	Grupo
Vermelho	Ácido forte
Rosa	Ácido moderado
Roxo	Ácido fraco
Azul	Neutro
Verde	Base fraca
Verde-amarelo	Base forte

2. Os métodos mais comuns de extração de pigmentos são a maceração e a decocção. Pesquise e indique o método utilizado na extração do pigmento do repolho roxo.



CUIDADO!
Responsabilidade é tudo!

Dica de segurança

O preparo do extrato de repolho roxo deve ser feito somente pelo professor, tomando extremo cuidado com o fogo e certificando-se de que não há materiais inflamáveis por perto. Os alunos podem fazer os testes em grupos.

Exercício resolvido

3 (Ufscar-SP) Considere os processos:

- I. Transformação de uma rocha em pó através de pressão.
- II. Revelação de filme.
- III. Desaparecimento de bolinhas de naftalina colocadas no armário para matar traças.
- IV. Obtenção de querosene a partir do petróleo.
- V. Corrosão de uma chapa de ferro.

São exemplos de transformações químicas os processos:

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

Resolução

- I. Transformação física, transformação de estado bruto para pó.
 - II. Transformação química.
 - III. Transformação física, mudança de estado sólido para vapor (sublimação).
 - IV. Transformação física, separação por destilação, com base na diferença de ponto de ebulição.
 - V. Transformação química.
- Alternativa **b**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

13 (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 sublinhado 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.

14 (Unicamp-SP) Nos Jogos Olímpicos de Beijing houve uma preocupação em se evitar a ocorrência de chuvas durante a cerimônia de abertura. Utilizou-se o iodeto de prata no bombardeamento de nuvens nas vizinhanças da cidade para provocar chuva nesses locais e, assim, evitá-la no Estádio Olímpico. O iodeto de prata tem uma estrutura cristalina similar à do gelo, o que induz a formação de gelo e chuva sob condições específicas. Sobre a estratégia utilizada em Beijing, veiculou-se na imprensa que “o método não altera a composição da água da chuva”. Responda se essa afirmação é correta ou não e justifique.

15 (UPM-SP) Embora as picadas de vespas e de formigas provoquem dor e lesão, na picada de vespa é injetada uma substância básica, enquanto na picada de formiga é injetada uma substância ácida. Para amenizar o edema provocado por essas picadas e neutralizar o veneno, pode-se colocar, no local picado por cada um dos insetos, uma gase umedecida, respectivamente, com:

- a) salmoura e suco de limão.
- b) vinagre e amoníaco.
- c) suco de laranja e salmoura.
- d) solução de bicarbonato de sódio e vinagre.
- e) leite de magnésia e amoníaco.

16 (Fuvest-SP) Verifica-se alteração na cor do chá-mate ao se adicionarem gotas de limão.

- a) Como isso se explica?
- b) Como retornar à cor original?

Conselho: não beba o chá ao fim da experiência.

17 (Enem) Entre os procedimentos recomendados para reduzir acidentes com produtos de limpeza, aquele que deixou de ser cumprido, na situação discutida na 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.

FOI NOTÍCIA!



Dióxido de carbono na atmosfera bate recorde de concentração

Membros da Agência Nacional Oceânica e Atmosférica (NOAA), órgão dos Estados Unidos, divulgaram nesta semana que a concentração mundial de dióxido de carbono (CO_2) atingiu uma média recorde de 400 partes por milhão [0,04% em volume] no último mês de março.

Trata-se de um recorde histórico.

Segundo o climatologista Pieter Tans, especialista em ciclo do carbono e líder da *Global Greenhouse Gas Reference Network* (Rede Global Sobre os Gases de Efeito Estufa), esse índice é preocupante por mostrar que a quantidade de dióxido de carbono global só aumenta ano a ano, sem retrocesso. 'Alcançar essa média crítica de 400 partes por milhão em todo o mundo era mesmo apenas uma questão de tempo', disse Tans.

Nesta semana, em um relatório divulgado em Paris, o Banco Mundial traçou três metas essenciais para que o mundo zere as emissões de CO_2 até 2100 (e, assim, evite uma possível catástrofe mundial no fim deste século): medidas para facilitar a transição energética dos países mais pobres; políticas de longo prazo para balancear o clima; e a regulamentação dos preços do carbono.

O CO_2 é um perigoso gás estufa que hoje é majoritariamente resultado de atividades humanas, como desmatamento e queima de combustíveis fósseis (como petróleo e carvão). Quando produzido em grande quantidade contribui para o aumento das temperaturas globais e para um desarranjo climático."

VEJA, 12 maio 2015. Disponível em: <<http://veja.abril.com.br/noticia/ciencia/co2-na-atmosfera-bate-recorde-de-concentracao>>. Acesso em: 21 jul. 2015.

O ano de 2014 foi o mais quente do planeta desde o início dos registros, em 1880, de acordo com análises separadas da Agência Nacional Oceânica e Atmosférica dos Estados Unidos (NOAA) e da Nasa, apresentadas em 16 de janeiro de 2015.

Você acabou de ler um artigo sobre o aumento de dióxido de carbono, um gás estufa, na atmosfera. Você sabe o que é um gás estufa, ou seja, um gás responsável pelo efeito estufa?

1) Classificação dos materiais

Um material qualquer é considerado uma **substância** quando observamos que suas propriedades químicas, de grupo e físicas, como densidade, solubilidade e temperaturas de fusão e de ebulição apresentam valores que praticamente não variam de uma amostra para outra, quando medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Um material qualquer é considerado uma **mistura** quando observamos que suas propriedades químicas, de grupo e físicas variam significativamente de uma amostra para outra mesmo quando medidos nas mesmas condições controladas de pressão e temperatura.

Vamos ver alguns exemplos de cada caso?

Substâncias

Podemos dizer que cada substância é identificada por um conjunto de propriedades próprias. Não existem duas substâncias que tenham entre si todas as propriedades exatamente iguais.

Como exemplos de substância, podemos citar:

- água destilada,
- álcool anidro,
- oxigênio,
- gás carbônico,
- cloreto de sódio,
- mercúrio,
- ferro.

É muito raro encontrar uma substância isolada na natureza. Geralmente as substâncias são encontradas misturadas umas às outras.

O termo *água destilada* está relacionado ao processo de destilação, um processo de obtenção da água com elevado teor de pureza. Estudaremos esse processo na página 66.

Fotos: Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo



A bauxita (minério de ferro) é uma mistura da qual se obtém a substância alumínio.

Alumínio fundido

Diagramas de mudança de estado de agregação

Quando uma substância muda de estado de agregação sob pressão constante, a temperatura permanece a mesma até o final do processo.

Considere, por exemplo, a água no estado sólido sob pressão de 1 atm. Se a aquecermos lentamente, sua temperatura vai aumentar em função do tempo.

Quando a temperatura atingir 0 °C (temperatura de fusão da água sob 1 atm), inicia-se a mudança do estado sólido para o estado líquido. Enquanto toda a água não passar para o estado líquido, a temperatura não muda (todo o calor recebido é usado na mudança de estado). Temos então o **primeiro patamar**.

Patamar de um diagrama de mudança de estado é o intervalo de tempo no qual a temperatura se mantém constante durante a mudança de estado de agregação.

Quando toda a água tiver passado para o estado líquido, a temperatura voltará a subir progressivamente até atingir 100 °C (que é a temperatura de ebulição da água a 1 atm). A 100 °C coexistem os estados líquido e de vapor. Enquanto toda a água não passar para o estado de vapor, a temperatura não se modifica, o que dá origem ao **segundo patamar**, como mostra o diagrama 1.

Isso também ocorre no sentido inverso, ou seja, se partirmos da água no estado de vapor e a resfriarmos lentamente, a temperatura do vapor vai diminuindo com o passar do tempo.

Ao atingir a temperatura de 100 °C (temperatura de condensação da água sob 1 atm), inicia-se a mudança do estado de vapor para o estado líquido, originando um **primeiro patamar**.

Somente quando toda a água tiver passado para o estado líquido a temperatura voltará a baixar. A 0 °C a água começa a se solidificar, e a temperatura permanece constante até que toda a água tenha passado para o estado sólido, dando origem a um **segundo patamar**, como mostra o diagrama 2.

O diagrama da mudança de estado da água, de vapor para sólido, possui um patamar em 100 °C e outro em 0 °C.

Lembre-se de que, para cada substância, a temperatura de fusão é igual à temperatura de solidificação, e a temperatura de ebulição é igual à temperatura de condensação. O que vai definir uma mudança de estado ou outra é o fato de o sistema estar sendo aquecido ou resfriado.

Diagrama 1: aquecimento da água

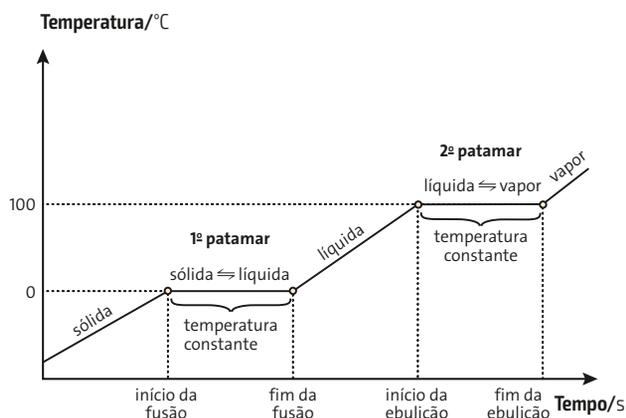
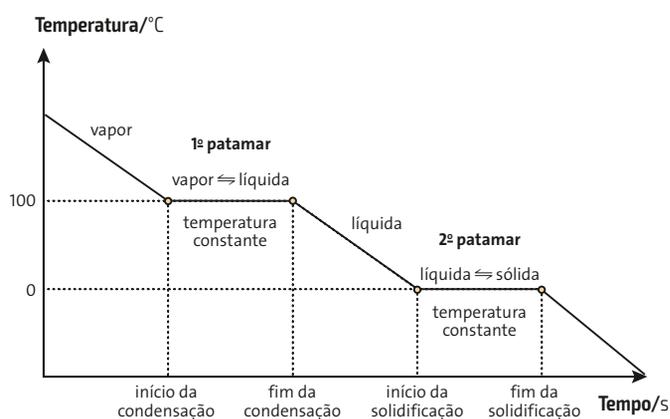


Diagrama 2: resfriamento da água





O aço é um material resistente, durável e reciclável, com inúmeras aplicações no cotidiano, como na fabricação de carros, utensílios e eletrodomésticos.

Misturas

Quando o material não possui todas as propriedades definidas e bem determinadas, ou quando as propriedades de um material variam mesmo com as condições de temperatura e pressão mantidas constantes, dizemos que esse material é uma mistura.

Como exemplos de mistura, podemos citar:

- aço (98,5% de ferro e 1,5% de carbono em massa);
- petróleo (várias substâncias, como metano, etano, eteno, propano, butano, pentano, hexano, isoctano, em porcentagens variadas);
- madeira (celulose, lignina, álcool pirolenhoso, água, ácido acético e outras substâncias em porcentagens variadas);
- granito (quartzo, mica e feldspato em proporções variadas);
- ar atmosférico (78% de gás nitrogênio, 20% de gás oxigênio, 1% de gás argônio, 1% de outros gases, em volume).

Diagramas de mudança de estado

O que caracteriza um material como mistura é o fato de suas propriedades não serem constantes.

Durante a mudança de estado de agregação de uma mistura ocorre **variação da temperatura**, resultando num diagrama de mudança de estado em função do tempo, **sem nenhum patamar**.

Por exemplo, aquecendo-se um recipiente com uma mistura de água e cloreto de sódio (sal de cozinha) na fase sólida, observamos que a temperatura vai aumentando com o passar do tempo.

Quando se inicia a passagem de sólido para líquido (fusão), a temperatura continua subindo (embora de modo mais lento). Isso também ocorre na passagem de líquido para vapor (ebulição).

O diagrama 1 mostra como varia a temperatura em função do tempo para o **aquecimento** de uma mistura comum, e o diagrama 2 mostra como varia a temperatura em função do tempo para o **resfriamento** também de uma mistura comum (como água e cloreto de sódio).

Note que a temperatura varia durante todo o tempo em que ocorrem as transformações de estado.

Individualmente, a 1 atm de pressão:

- a temperatura de fusão da água é 0 °C;
- a temperatura de fusão do cloreto de sódio é 800,4 °C;
- a temperatura de ebulição da água é igual a 100 °C;
- a temperatura de ebulição do cloreto de sódio é 1 413 °C.

Mas, se essas substâncias estão juntas formando uma mistura, elas interferem no comportamento uma da outra, e não ocorre a formação de patamares.

Diagrama 1: aquecimento de uma mistura comum

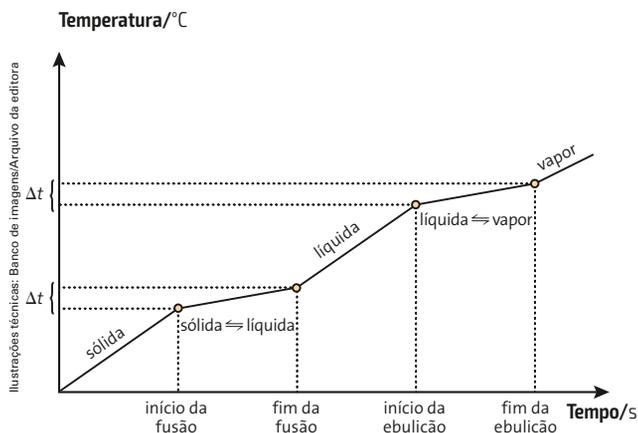
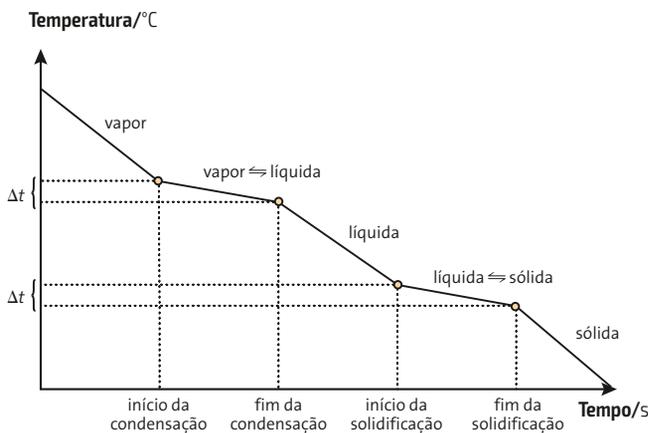


Diagrama 2: resfriamento de uma mistura comum





Misturas eutéticas e azeotrópicas

Para as substâncias, as temperaturas de fusão (ou solidificação) e ebulição (ou condensação) permanecem constantes durante toda a mudança de estado de agregação.

Para as misturas em geral, as temperaturas de fusão (ou solidificação) e ebulição (ou condensação) aumentam ou diminuem, respectivamente, conforme a mudança de estado se processa.

Existem, porém, algumas misturas bem específicas que possuem apenas um patamar: na fusão/solidificação ou na ebulição/condensação. É o caso das misturas homogêneas eutéticas e das misturas homogêneas azeotrópicas, sobre as quais você vai ler a seguir.

Misturas homogêneas eutéticas

São misturas com composição definida que possuem temperatura de fusão (ou de solidificação) constante, mas temperatura de ebulição (ou de condensação) variável com o tempo.

Por exemplo, uma liga metálica feita com 40% de cádmio e 60% de bismuto forma uma mistura eutética com temperatura de fusão constante igual a 140 °C, a 1 atm.

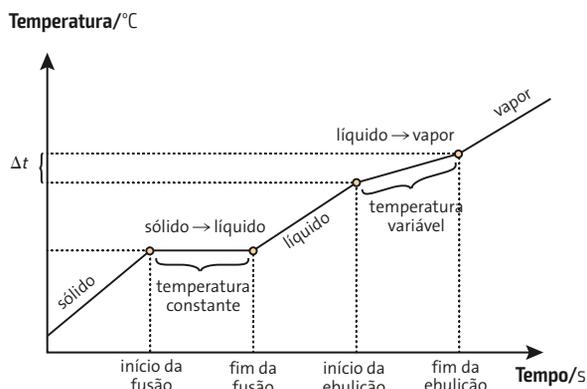
Note que não é a mistura em qualquer proporção de cádmio e bismuto que forma mistura eutética, mas sim a mistura de exatamente 40% de cádmio e 60% de bismuto.

Isoladamente, temos:

- temperatura de fusão do cádmio = 320,9 °C;
- temperatura de fusão do bismuto = 271,3 °C.

O diagrama da mudança de estado de agregação em função do tempo de uma mistura eutética tem **um único patamar, na fusão ou na solidificação**.

Diagrama de mudança de estado de uma mistura eutética



Misturas homogêneas azeotrópicas

São misturas com composição definida que possuem temperatura de ebulição (ou de condensação) constante, mas a temperatura de fusão (ou de solidificação) variável com o tempo.

Por exemplo, a mistura com exatamente 96% de álcool etílico e 4% de água (% em volume) tem temperatura de fusão variável e temperatura de ebulição constante, igual a 78,2 °C.

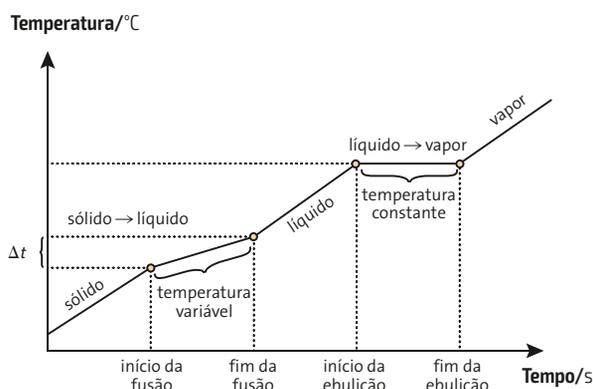
Essa mistura é vendida na farmácia como álcool hidratado 96 °GL (graus Gay-Lussac).

Isoladamente, temos:

- temperatura de ebulição da água = 100 °C;
- temperatura de ebulição do álcool etílico = 78,4 °C.

O diagrama da mudança de estado de agregação em função do tempo de uma mistura azeotrópica apresenta **um único patamar, na ebulição ou na condensação**.

Diagrama de mudança de estado de uma mistura azeotrópica



Exercício resolvido

1 (Unicamp-SP) Uma amostra de água a $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ é tirada de um congelador e colocada num forno a $150\text{ }^{\circ}\text{C}$. Considere que a temperatura da amostra varie lentamente com o tempo e que seja idêntica em todos os seus pontos. A pressão ambiente é 1 atm . Esquematize um gráfico mostrando como a temperatura da amostra varia com o tempo. Indique o que ocorre em cada região do gráfico.

Resolução

No gráfico esquematizado ao lado, as regiões em destaque representam:

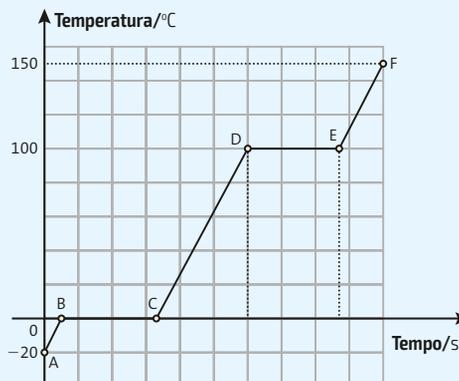
A \rightarrow B: Aquecimento da água sólida.

B \rightarrow C: Fusão da água sólida (sistema sólido-líquido).

C \rightarrow D: Aquecimento da água líquida.

D \rightarrow E: Ebulição da água líquida (sistema líquido-vapor).

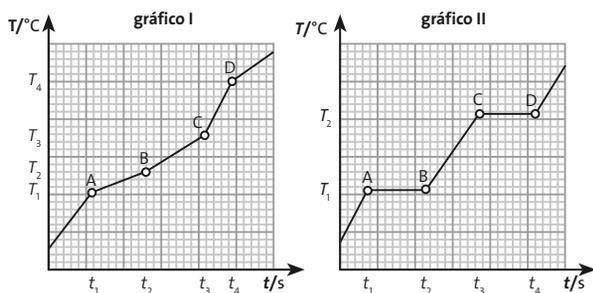
E \rightarrow F: Aquecimento da água na fase de vapor.



Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 (UFG-GO) Os gráficos I e II esquematizados a seguir representam a variação de temperatura de dois sistemas distintos em função do tempo de aquecimento, mostrando as temperaturas em que ocorrem as transições de fases.

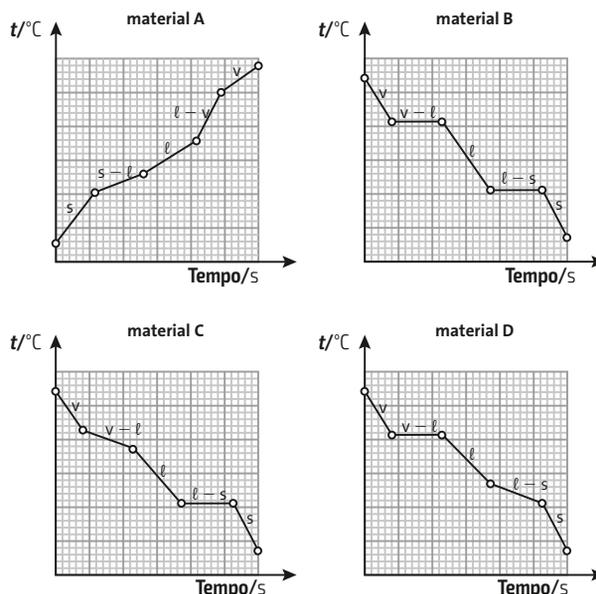


Pela análise desses gráficos, é correto afirmar:

- 01. Para temperaturas inferiores a T_1 , podem coexistir duas fases em ambos os sistemas.
- X 02. No sistema II existe uma fase sólida, no ponto A, à temperatura T_1 , enquanto no ponto B existe uma fase líquida à mesma temperatura.
- X 04. No sistema II só ocorrem duas fases às temperaturas T_1 e T_2 .
- 08. Representam as transições de fases que podem ocorrer em sistemas que contêm duas substâncias pelo menos.
- X 16. No ponto B, no ponto C e entre ambos, no sistema II, existe uma única fase líquida.
- X 32. Acima do ponto D há uma única fase de vapor em aquecimento, em ambos os sistemas.

2 Os diagramas a seguir indicam a variação da temperatura em função do tempo para a mudança de estado de agregação dos materiais A, B, C e D.

Indique se esses materiais são substâncias, misturas comuns, misturas eutéticas ou misturas azeotrópicas e se está ocorrendo aquecimento ou resfriamento.



3 (Ufes) Qual é a alternativa em que só aparecem misturas?

- a) Grafite, leite, água oxigenada, fósforo vermelho.
- b) Ferro, enxofre, mercúrio, ácido muriático (clorídrico).
- c) Areia, açúcar, granito, metanol.
- d) Vinagre, álcool absoluto, água do mar, gás amoníaco.
- X e) Ar, granito, vinagre, água sanitária.

2) Fases de um material

A palavra *fase* vem do grego *phasis*, que significa 'aparência, aspecto visual'.

Se um material possui aparência uniforme e propriedades constantes em toda a sua extensão, ele é constituído de uma única fase. Já se a aparência de um material não é uniforme e suas propriedades variam quando medidas em pontos diferentes de sua extensão, ele possui mais de uma fase.

Cada fase de um material é identificada pela aparência uniforme e pelas propriedades constantes em toda a sua extensão.

Às vezes conseguimos distinguir as fases de um material a olho nu, mas outras vezes ficamos em dúvida: o sangue, o leite, o suco de laranja natural possuem só uma fase?



Bolsa de sangue



Leite

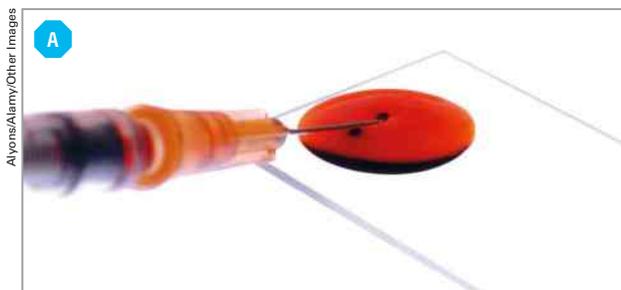


Suco de laranja

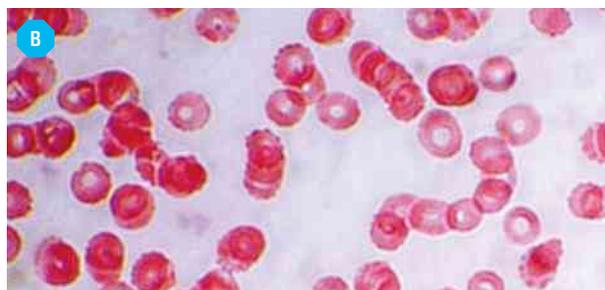
A primeira foto acima mostra uma bolsa de sangue humano, e as fotos abaixo mostram o aspecto de um **esfregaço*** de sangue humano em uma lâmina de análise, e a observação do sangue humano em ultramicroscópio.

Podemos concluir que o sangue apresenta um aspecto desigual que não pode ser percebido a olho nu, mas é claramente visível ao ultramicroscópio (assim como o leite e o suco de laranja), portanto é constituído de mais de uma fase.

* **Esfregaço** é uma camada uniforme (nem muito fina nem muito espessa) do material a ser analisado ao microscópio, como sangue disperso sobre uma lâmina de vidro.



A) Sangue disperso sobre uma lâmina de vidro; B) Observação do sangue ao ultramicroscópio (ampliação de 300x).



Para estabelecer um critério único que pudesse ser utilizado no mundo todo sem dar margem a dúvidas, os cientistas basearam essa classificação principalmente em dois aparelhos sofisticados: o ultramicroscópio e a ultracentrífuga.

Veja no quadro a seguir como são classificados os materiais em relação às características que apresentam.

Classificação dos materiais			
	Homogêneo – Solução	Heterogêneo – Dispersão grosseira	Heterogêneo – Dispersão coloidal
Estado de agregação	Sólido, líquido ou gasoso.	Sólido, líquido ou gasoso.	Sólido, líquido ou gasoso.
Número de fases	Possui uma única fase (monofásico).	Possui mais de uma fase (bifásico, trifásico, etc.).	Possui mais de uma fase.
Aspecto visual	Uniforme, mesmo em um ultramicroscópio.	As fases podem ser observadas a olho nu ou em um microscópio comum.	As fases podem ser observadas apenas em um ultramicroscópio.
Propriedades físicas	Constantes em toda sua extensão.	Não são constantes, dependem da proporção da mistura.	Não são constantes, dependem da proporção da mistura.
Diâmetro das partículas do soluto	Inferior a 1 nanômetro (ou a 10^{-9} m).	Igual ou superior a 100 nanômetros (ou a 10^{-7} m).	Varia entre 1 nm e 100 nm (ou entre 10^{-9} m e 10^{-7} m).
Separação dos componentes	Não podem ser separados nem por uma ultracentrífuga.	Podem ser separados pela ação da gravidade ou por uma centrífuga comum.	Só podem ser separados por uma ultracentrífuga.
Exemplos	Ouro 18 quilates; latão (zinco + cobre); água + álcool etílico; água + sal dissolvido; nitrogênio + oxigênio.	Qualquer substância mudando de estado de agregação, como: água + gelo ou ferro sólido + ferro derretido. Água + areia; granito (mica + quartzo + feldspato).	Sangue; leite; suco de laranja natural; maionese; gelatina.



Sistema A: composto de água líquida, água sólida e areia.



Sistema B: composto de óleo, água líquida e melado.

Fases de um material heterogêneo

É importante observar que as fases de um material heterogêneo podem ser contínuas ou descontínuas.

- Uma fase é dita contínua quando não se apresenta separada em partes, ou seja, quando é ininterrupta. Por exemplo: água líquida.
- Uma fase é dita descontínua quando se apresenta separada em partes distintas. Por exemplo: cubos de gelo (água sólida).

Assim, se analisarmos o seguinte sistema A ao lado, composto de água líquida + cubos de gelo + areia em grãos (dióxido de silício), concluímos que ele é constituído respectivamente de uma fase contínua (água líquida) e duas fases descontínuas (cubos de gelo e areia em grãos).

Número de componentes de um material heterogêneo

O número de componentes de um material ou sistema heterogêneo é igual ao número de substâncias de que ele é formado.

O número de componentes não é necessariamente igual ao número de fases do sistema.

Observe, por exemplo, os sistemas A e B nas imagens ao lado.

- A. Água (sólida e líquida) + areia (dióxido de silício): três fases e dois componentes.
 B. Óleo + água + melado: três fases e três componentes.

Exercício resolvido

- 2** Considere as afirmações a seguir sobre misturas:
- Os gases de qualquer densidade sempre formam misturas homogêneas.
 - Água e sal de cozinha formam misturas homogêneas em qualquer proporção.
 - O álcool hidratado é uma mistura homogênea.
- Pode-se dizer que é(são) correta(s) a(s) afirmação(ões):
- I e III.
 - I e II.
 - II e III.
 - I.
 - III.

Resolução

- Errado. Gases sempre tendem a formar misturas homogêneas exceto quando suas densidades forem muito diferentes, como, por exemplo, o hexafluoreto de urânio, UF_6 ($d = 5,09 \text{ g/cm}^3$), misturado com hélio, He ($d = 0,1785 \text{ g/cm}^3$).
 - Errado, pois quando se atinge o coeficiente de solubilidade da água em relação ao sal de cozinha, este último se depositará no fundo do recipiente.
 - Correto.
- Alternativa **e**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

- 4** (Vunesp-SP) O rótulo de uma garrafa de água mineral está reproduzido a seguir:

Composição química provável	
Sulfato de cálcio	0,0038 mg/L
Bicarbonato de cálcio	0,0167 mg/L

Com base nessas informações, podemos classificar a água mineral como:

- substância pura.
- substância simples.
- mistura heterogênea.
- mistura homogênea.
- suspensão coloidal.

5 (UFMG) Com relação ao número de fases, os sistemas podem ser classificados como homogêneos ou heterogêneos. As alternativas correlacionam adequadamente o sistema e sua classificação, exceto:

- Água de coco/heterogêneo.
- Laranjada/heterogêneo.
- Leite/homogêneo.
- Poeira no ar/heterogêneo.
- Água do mar filtrada/homogêneo.

6 (PUCC-SP) Uma liga de prata e mercúrio é aquecida com a finalidade de separar os componentes. Considerando a liga uma mistura homogênea, quantas fases existem no sistema, à temperatura de $356,7 \text{ }^\circ\text{C}$?

Dados:

Componentes	Ponto de fusão ($^\circ\text{C}$)	Ponto de ebulição ($^\circ\text{C}$)
Hg	-38,9	356,7
Ag	960,5	2 100

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

7 (EEM-SP) “Uma única substância (substância pura) sempre constituirá um sistema monofásico.” Justifique se a afirmação é sempre correta.

8 (Fameca-SP) Em um sistema fechado que contém água líquida, cloreto de sódio dissolvido, cloreto de sódio não dissolvido, 2 cubos de gelo e os gases nitrogênio e oxigênio não dissolvidos na água líquida existem:

- 4 fases e 4 componentes.
- 3 fases e 3 componentes.
- 4 fases e 3 componentes.
- 3 fases e 4 componentes.
- 2 fases e 5 componentes.

9 (Unicap-PE) As seguintes afirmativas referem-se a substâncias e a misturas. Assinale a coluna I para correto e a coluna II para errado.

I – II

0 – 0 A água do mar é uma substância.

1 – 1 O bronze (liga de cobre e estanho) é uma mistura.

2 – 2 O etanol é uma substância.

3 – 3 O oxigênio é uma mistura

4 – 4 O ar é, praticamente, uma mistura de oxigênio e nitrogênio.

Resposta: 0-coluna II; 1-coluna I; 2-coluna I; 3-coluna II e 4-coluna I.

10 (UFPI) Adicionando-se excesso de água à mistura formada por sal de cozinha, areia e açúcar, obtém-se um sistema:

- homogêneo, monofásico.
- homogêneo, bifásico.
- heterogêneo, monofásico.
- heterogêneo, bifásico.
- heterogêneo, trifásico.

11 (UPM-SP) É característica de substância pura:

- ser solúvel em água.
- ter constantes físicas definidas.
- ter ponto de fusão e ponto de ebulição variáveis.
- sofrer combustão.
- ser sólida à temperatura ambiente.

3 Separação de misturas

Você recicla seu lixo? Sabe como funciona uma usina de reciclagem? Já parou para pensar em todos os processos realizados para que você receba água potável em sua casa? Já ouviu falar sobre como se obtêm os derivados do petróleo (gasolina, óleo *diesel* e querosene)? E sabe como os hospitais conseguem oxigênio em caso de emergência?

Os processos de separação de misturas nos fornecem a resposta para todas essas perguntas e são caracterizados por procedimentos básicos e importantes feitos rotineiramente em laboratórios químicos para controle de matérias-primas e para análise e obtenção de substâncias.

Esses processos também são utilizados em diversos ramos industriais, como no refinamento de petróleo, no processamento de ar atmosférico e de minérios e em prestações de serviços, como no tratamento do lixo e da água de que tanto necessitamos.

Vamos conhecer alguns desses processos agora?

Reciclagem do lixo

Todo resíduo proveniente das atividades humanas ou naturais, gerado nos centros urbanos, é considerado lixo. Conforme sua origem – domiciliar, industrial, hospitalar, agrícola –, o lixo deve ser reciclado ou encaminhado para um tratamento ou disposição final adequada.

O lixo domiciliar – de residências, bares, lanchonetes, restaurantes, repartições públicas, lojas, supermercados, feiras e comércio – contém basicamente sobras de alimentos, embalagens plásticas, papéis, papelões, metais, vidros, trapos, etc. Esse lixo é o que apresenta potencial de reciclagem, ou seja, **capacidade de voltar ao ciclo de produção do qual foi descartado**. Entretanto, a maior parte dele ainda é encaminhada para aterros sanitários ou até mesmo para lixões a céu aberto.

Segundo pesquisa feita pela Associação Brasileira de Empresas de Limpeza Pública e Resíduos Especiais (Abrelpe), em 2003, cada pessoa produzia 955 gramas de lixo por dia. Em 2013 esse número passou para 1223 g de lixo por dia, por pessoa. O crescimento foi de 28,09%, quase o triplo do avanço populacional no mesmo período (9,6%).

"O setor de reciclagem movimenta cerca de R\$ 12 bilhões por ano. Mesmo assim, o País perde em torno de R\$ 8 bilhões anualmente por deixar de reciclar os resíduos que são encaminhados aos aterros ou lixões, segundo estudo do Instituto de Pesquisa Econômica Aplicada (Ipea) encomendado pelo Ministério do Meio Ambiente. Isso porque o serviço só está presente em 8% dos municípios brasileiros."

Disponível em: <www.brasil.gov.br/meio-ambiente/2012/04/reciclagem-atinge-apenas-8-porcento-dos-municipios-brasileiros>. Acesso em: 24 jul. 2015.

Além da importância econômica, a reciclagem ameniza problemas ambientais graves, pois diminui a necessidade de extração de matéria-prima, o que reduz a poluição atmosférica e das águas e economiza energia (diminuindo a necessidade de construção de hidrelétricas).

Sofia Colombini/Acervo da fotógrafa



A catação é um método rudimentar de separação de misturas que se baseia na diferença de tamanho e de aspecto das partículas de uma mistura de sólidos granulosos. Nele a separação dos componentes da mistura é feita com as mãos ou com o auxílio de uma pincça. Na mistura de feijão e impurezas, utiliza-se a catação para separá-los.

A coleta seletiva de lixo é uma das etapas do processo de reciclagem, pois permite a separação de materiais recicláveis (papéis, vidros, latas e plásticos) do lixo orgânico.

Esse processo de separação do lixo é denominado catação e pode ser feito em casa, na escola ou na própria usina de processamento de lixo em alguns centros urbanos.

Nas usinas de processamento do lixo, a separação dos **materiais inertes*** (plásticos, metais, vidros, papel, papelão e outros, que serão encaminhados para a reciclagem) da matéria orgânica aproveitável (que será encaminhada para a compostagem) e dos rejeitos (que serão encaminhados para o aterro sanitário) é feita por meio de equipamentos eletromecânicos.

* **Materiais inertes** são aqueles que não reagem entre si e não reagem em condições ambientais com os componentes da água e do ar atmosférico.

Nilton Cardini/Folhapress



A. Demotes/Photononstop/Latinstock



A primeira etapa de processamento do lixo consiste em separar o lixo orgânico (que será enviado à compostagem) do lixo reaproveitável (vidros, latas, papelão, plástico), que é enviado à reciclagem.

Peneiração (ou tamisação) é um processo pelo qual se separam misturas de sólidos granulados com partículas de tamanhos diferentes com uma peneira.

As instalações de tratamento físico do lixo apresentam os seguintes módulos: balança, fosso de recepção, esteiras, transportadores, esteiras de catação manual, trituração, **peneiração** e pátio de compostagem.

Inicialmente o lixo é pesado e enviado a uma esteira, onde passa por um processo de catação manual, que separa os materiais inertes.

Em seguida, passa por um eletroímã ou por uma bobina imantada para a separação dos materiais metálicos (com propriedades magnéticas) por atração. Estes são levados para longe da ação do campo magnético por outra esteira e caem em uma saída do separador. O material orgânico segue para a compostagem.

Reciclagem de papel e de papelão

Em 2012 a produção de papel no Brasil foi de aproximadamente 10,4 milhões de toneladas. Desse total, foram reciclados 45,7% (uma taxa que tem se mantido estável desde 2009).

Fonte dos dados: <www.reverta.com.br/5/>. Acesso em: 1 ago. 2015.

Há vários fatores que interferem no tempo de decomposição dos materiais que vão para o lixo: o tipo específico do material (tipo de plástico, de vidro ou de papel, por exemplo); o lugar em que foi descartado (solo, mar, rio, aterro sanitário, lixão); as condições do lugar (presença ou ausência de oxigênio, exposição ou não ao sol, à chuva, ao contato com outros materiais, etc.). Por exemplo, em condições ideais, uma folha de jornal leva de duas a seis semanas para se decompor. Nos Estados Unidos, porém, já foram encontrados, em aterros, jornais da década de 1950 ainda em condições de serem lidos.

Estima-se que a reciclagem do papel diminuiu a poluição do ar em cerca de 73%, e das águas, em cerca de 44%. A economia de energia atinge 71%.

Para fazer uma tonelada de papel, a indústria derruba vinte eucaliptos, que demoram sete anos para crescer. Um estudo realizado pelo Midwest Research Institute, dos Estados Unidos, mostrou que a reciclagem do papel poderia reduzir em até 100% a necessidade de matéria-prima virgem, ou seja, o papel poderia ser novamente produzido sem que nenhuma árvore precisasse ser derrubada.

Em relação à reciclagem de papel e de papelão:

- São recicláveis: jornais, revistas, folhas de caderno, formulários de computador, caixas e papelões em geral, papéis brancos, aparas de papel, fotocópias, cartazes velhos e folhas de papel toalha molhadas de água.
- Não são recicláveis: etiquetas adesivas, papel-carbono, fitas-crepe, papel higiênico usado, guardanapos usados, folhas de papel toalha sujas de alimento, papéis de fax, papéis metalizados e papéis parafinados.

Reciclagem de metais

O alumínio é o maior alvo da reciclagem de metais, já que é possível reduzir o consumo de bauxita (minério utilizado na produção do alumínio) em cerca de 90%.

Segundo a Abal (Associação Brasileira do Alumínio), o Brasil reciclou 508 mil toneladas de alumínio em 2012. Nesse ano também foi mantida a liderança mundial de reciclagem de latas de alumínio, com um índice de 97,9%, que corresponde a cerca de 267,1 mil toneladas recicladas. A fabricação de latinhas recicladas polui 86%, menos ar e 76% menos água, garantindo uma economia de energia de 95%.

A energia gasta para reciclar uma tonelada de latas equivale a apenas 5% da necessária para produzir a mesma quantidade de alumínio a partir da bauxita. Além disso, para obter uma tonelada de alumínio, a indústria metalúrgica retira da natureza quatro toneladas de bauxita.

Em relação à reciclagem dos metais:

- Também são recicláveis lata de folha de flandres (latas de aço), sucata de ferro e cobre.
- Não são recicláveis: clipes, esponja de aço e grampos.

A reciclagem das latas de aço também possui um bom mercado.

Segundo a Cempre (Compromisso Empresarial para Reciclagem), em 2012 foram produzidos 35,2 milhões de toneladas de aço. Cerca de 9 milhões de toneladas de sucata foram utilizados para a produção desse aço (25,8%), ou seja, 47% das latas de aço consumidas no país no período.

As latas de aço são feitas de folhas de flandres. Suas principais características são a resistência, a inviolabilidade e a opacidade.



Evgeny Tomnev/Shutterstock

As folhas de flandres são compostas de ferro e de uma pequena parte de estanho (0,20%) e crômio (0,007%) — materiais que protegem contra a ferrugem e evitam por mais de dois anos a decomposição de alimentos.

Reciclagem do vidro

O vidro pode ser 100% reciclado inúmeras vezes, pois é feito da fusão de minerais como areia, barrilha, calcário e feldspato. Agregar cacos de vidro à fusão dos minerais ajuda a preservar o meio ambiente.

O Brasil produz, em média, 980 mil toneladas de embalagens de vidro por ano, utilizando 45% de matéria-prima reciclada na forma de cacos, obtidos, parte como refugo nas fábricas e parte da coleta seletiva.

Fonte dos dados: <<http://cempre.org.br/artigo-publicacao/ficha-tecnica/id/6/vidro>>. Acesso em: 1º ago. 2015.

Porém, o risco na hora de manusear o vidro nas cooperativas de reciclagem e o seu baixo valor (16 vezes mais barato que as latas de alumínio) geralmente não compensa o ganho com a reciclagem.

A reciclagem do vidro tem reduzido a extração de matéria-prima (areia) da natureza em até 55%, diminuindo a emissão de poluentes em 6% e o consumo de energia em 32%.

Nem todos os vidros são adequados à reciclagem.

- São recicláveis: garrafas em geral, copos e recipientes de vidro para alimentos.
- Não são recicláveis: espelho, vidro plano, vidro de lâmpada, cerâmica, porcelana e tubo de televisor. Em geral, não podem ser reciclados os vidros que se encontram misturados a outros materiais, como os espelhos e certos tipos de lâmpadas que possuem uma película metálica, cuja separação (ainda) é economicamente inviável.

Reciclagem de plásticos

O consumo aparente (produção + importações – exportações) de plásticos no Brasil atingiu 7127 mil toneladas em 2012. Desse total, o índice de plásticos reciclados nesse ano foi de 21%. Esse índice sobe para 58,9% quando consideramos especificamente a reciclagem de PET.

Fonte dos dados: <http://file.abiplast.org.br/download/estatistica/perfil2012_versao_eletronica.pdf>. Acesso em: 1º ago. 2015.

- São recicláveis: copos de plástico, vasilhas plásticas, embalagens de refrigerante (PET), de material de limpeza, de margarina, canos e tubos.
- Não são recicláveis: cabo de panela, tomada, embalagens de biscoito (constituídas de uma mistura de papel e plásticos metalizados).

O maior mercado de reciclagem no Brasil é o da **reciclagem primária**, que se baseia na regeneração de um único tipo de plástico separadamente. Esse mercado absorve 5% do plástico consumido no país e, em geral, é associado à produção industrial pré-consumo, ou seja, ao reaproveitamento das aparas produzidas na própria indústria durante a fabricação de um produto.

Um mercado crescente é o da **reciclagem secundária**, que consiste no processamento de plásticos, misturados ou não, entre os mais de quarenta existentes no mercado.

Novas tecnologias já estão disponíveis para possibilitar o uso simultâneo de diferentes resíduos plásticos, sem que haja incompatibilidade entre eles e a consequente perda de resistência e qualidade. A chamada “madeira plástica”, feita com a mistura de vários plásticos reciclados, é um exemplo.

Já a **reciclagem terciária**, que consiste na aplicação de processos químicos para recuperar os plásticos do lixo, fazendo-os voltar ao estágio químico inicial, ainda não é feita no Brasil.



Homem carregando embalagens plásticas para reciclagem.



artcasta/Shutterstock

Tratamento da água

Vimos que nos últimos 500 milhões de anos o volume de água do planeta, estimado em $\approx 1,4$ bilhão de km^3 , pode ser considerado constante. Mas então por que se fala tanto que a água é um recurso escasso?

Na realidade a escassez é de água potável, ou seja, de água disponível para consumo humano. O planeta tem muita água salgada (96,11%) e pouca água doce, presa em geleiras, lagos e rios e no subsolo (2,75%).

Calcula-se que a cada 1000 L de água existentes no planeta, apenas 6,15 L estejam potencialmente disponíveis para uso humano.

A agricultura utiliza 69% da água doce disponível. A indústria utiliza 23%. Apenas 8% da água disponível é destinada ao suprimento doméstico: para beber, cozinhar alimentos, para higiene pessoal, higiene da casa, etc.

E se considerarmos a poluição e a degradação crescente das fontes de água doce, superficiais e subterrâneas, a quantidade disponível desse importante recurso natural se torna ainda menor.

Para atender à demanda crescente de alimentos, em razão do crescimento populacional, a ONU acredita que nos próximos anos o uso de água na agricultura aumente. Se isso ocorrer, a oferta de água para suprimento doméstico deverá diminuir ainda mais.

O Brasil possui 12% da água doce disponível no mundo, mas 9,6% encontra-se na região amazônica e atende a 5% da população; e 2,4% encontra-se distribuída no resto do país e atende a 95% da população.

Esse fato, aliado ao descaso das autoridades, faz que 50% da população brasileira não tenha acesso a água tratada.

Um dos problemas mais sérios causados por essa situação é a poluição biológica, que ocorre por causa da presença de microrganismos patogênicos, especialmente na água doce. Várias doenças como a cólera, a febre tifoide, a diarreia e a hepatite A são transmitidas pela água.

O tratamento e a desinfecção da água destinada ao abastecimento público, bem como a coleta e o tratamento do esgoto, são medidas responsáveis pelo aumento da expectativa de vida da população moderna. Mas, considerando que 4 bilhões de pessoas em todo o mundo ainda não têm acesso a água potável tratada, e que quase 3 bilhões de pessoas vivem em áreas sem coleta ou tratamento do esgoto, fica claro por que ocorrem 250 milhões de casos de doenças transmitidas pela água por ano, e 10 milhões resultam em mortes (50% de crianças).

Só no Brasil estima-se que de 80% a 90% das internações hospitalares ocorrem por causa de doenças transmitidas pela água.

Uma esperança para melhorar essa situação é a utilização racional do aquífero Guarani, considerado a maior reserva de água doce e potável do mundo, que fica a 2 mil metros de profundidade.

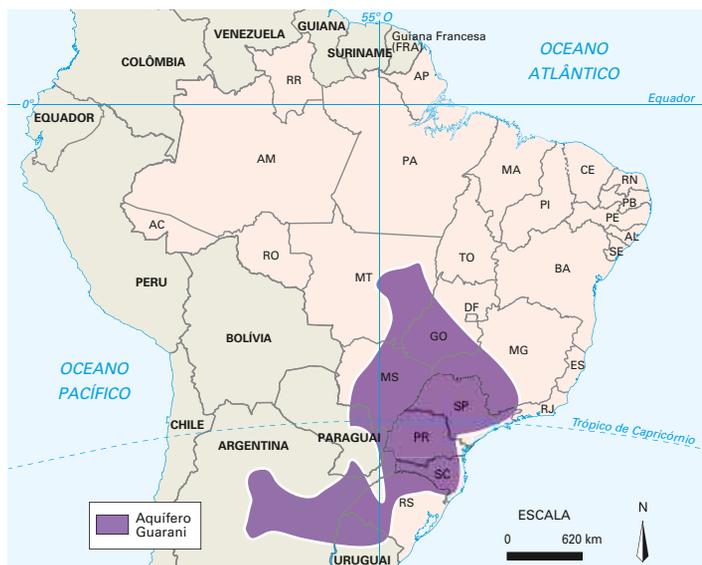
Infelizmente, já há indícios da construção de mais de 2 mil poços clandestinos para extração das águas do aquífero.

O problema de utilizar a água do mar – além da crescente poluição – é a grande quantidade de sais dissolvidos, principalmente cloreto de sódio. O ser humano pode ingerir água com no máximo 5 g de sal por kg de água (os oceanos apresentam uma quantidade 7 vezes maior). Se uma pessoa beber apenas água do mar, ela morrerá, porque o organismo não tem meios para eliminar todo o sal ingerido.

A água do mar também não pode ser usada na agricultura ou na indústria, pois o excesso de sal mataria as plantações, deterioraria maquinários, entupiria válvulas e explodiria caldeiras. Assim, para poder utilizar a água do mar, é necessário primeiro retirar-lhe o sal, mas custa caro porque requer gasto de energia.

A extração de água sem controle legal pode levar à exaustão da fonte. Além disso, já foi constatada a poluição e a contaminação dessas águas. Se essa situação não for controlada rapidamente, seu uso futuro estará comprometido.

O aquífero Guarani



Banco de imagens/Arquivo da editora

O aquífero Guarani localiza-se no centro-leste do continente sul-americano, abrangendo uma área próxima de 1,2 milhão de km², que se estende por quatro países: Brasil, 840 mil km²; Argentina, 225 mil km²; Paraguai, 71,7 mil km²; e Uruguai, 58,5 mil km². No Brasil, estende-se por oito estados: Mato Grosso do Sul, 213,2 mil km²; Rio Grande do Sul, 157,6 mil km²; São Paulo, 155,8 mil km²; Paraná, 131,3 mil km²; Goiás, 55 mil km²; Minas Gerais, 51,3 mil km²; Santa Catarina, 49,2 mil km²; e Mato Grosso, 26,2 mil km².

Adaptado de: IBGE. Atlas nacional do Brasil. IBGE: Rio de Janeiro, 2010.

Água para consumo humano

O tratamento de água destinada a consumo humano é feito em Estações de Tratamento de Água (ETA), e as etapas desse tratamento estão apresentadas, resumidamente, no quadro a seguir.

Tratamento de água		
Etapas	Objetivos	Processos
Coagulação ou floculação	Separar da água as impurezas de natureza coloidal.	Adicionam-se coagulantes químicos (óxido de cálcio e sulfato de alumínio) que promovem a aglutinação das partículas em suspensão, facilitando sua deposição sob a forma de flóculos.
Sedimentação ou decantação	Separar da água os flóculos de impurezas formados na etapa anterior.	A água é enviada para grandes tanques de sedimentação, onde fica retida por cerca de quatro horas para que os flóculos formados se depositem no fundo, deixando a água límpida na superfície.
Filtração em leito de areia e cascalho	Livrar a água das partículas que não foram eliminadas nas etapas anteriores.	A água que sai do tanque de sedimentação transborda para tanques menores e mais profundos, constituídos de uma camada de areia (75 cm) e outra de cascalho (30 cm) depositadas sobre uma base de tijolos especiais com orifícios drenantes.
Arejamento da água	Introduzir gás oxigênio, que atua removendo os possíveis sabores e odores desagradáveis da água.	A água é geralmente pulverizada ou projetada em fios através do ar.
Esterilização ou cloração	Eliminar os microrganismos patogênicos que não ficaram retidos nas etapas anteriores.	A água é encaminhada a tanques de cloração, onde é realizada a desinfecção biológica com cloro, mantendo um nível residual adequado para assegurar que se mantenha potável até chegar ao consumidor.



Filipe Frazao/Shutterstock

Geralmente as ETAs também fazem o arejamento da água, que tem como objetivo introduzir gás oxigênio, O_2 (g), que atua removendo o gosto ruim e o cheiro desagradável eventualmente presentes na água. Nesse processo, a água é geralmente pulverizada ou projetada em fios através do ar.

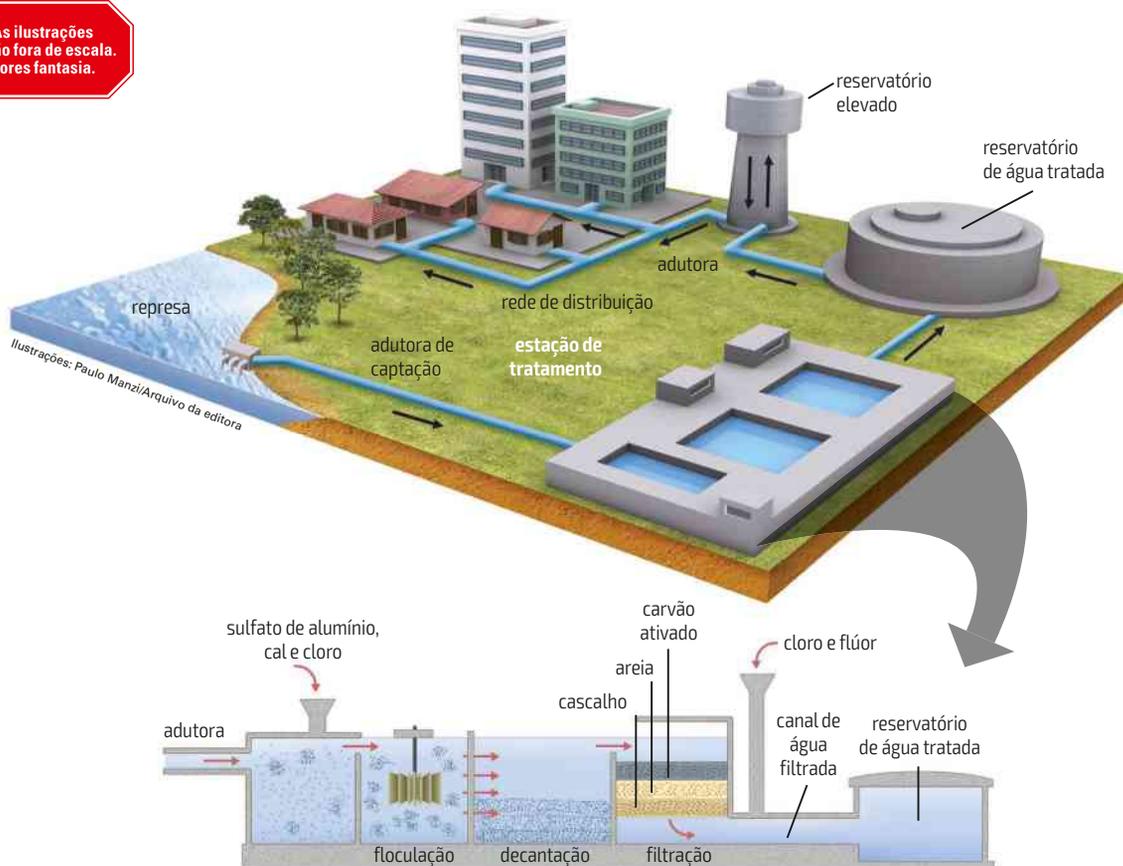
A água captada pelas ETAs para tratamento e posterior distribuição provém de rios, represas, lagos ou do subsolo, e está sujeita a poluição. É por isso que, antes de ser distribuída para as residências, a água precisa passar pelos tratamentos descritos na tabela da página 68. Dessa forma é possível melhorar seu aspecto e eliminar os tipos mais comuns de contaminantes.

Dependendo das condições geográficas do local, a captação da água proveniente dos mananciais é feita aproveitando-se a ação da gravidade ou, quando isso não é possível, com o auxílio de bombas que elevam a água captada a um nível de cerca de seis metros acima do manancial. Assim, a água é levada a correr pela ação da gravidade por meio de um sistema de grades que faz uma filtração prévia (como uma peneiração), impedindo a passagem de peixes, plantas e detritos.

A quantidade de água de um rio ou de uma represa depende da quantidade de chuva na região e, portanto, da estação climática. Durante um período de estiagem, o nível de água costuma baixar muito. Quando isso ocorre, normalmente falta água na cidade. Por isso, é necessário armazenar a água durante os períodos de chuva, para que ela não venha a faltar na época da estiagem. Isso é feito em reservatórios próprios ou, algumas vezes, em barragens e açudes.

Para que a água possa ser distribuída por toda a cidade, são construídas canalizações feitas com tubos de grande diâmetro, denominadas adutoras, que podem ter dezenas de quilômetros de comprimento.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Esquema geral de tratamento e distribuição de água potável.

Na maioria das cidades, a água é bombeada para reservatórios, que ajudam a regular sua distribuição e que costumam ficar no alto de colinas ou no topo de torres. A força da gravidade aumenta a pressão da água nos condutos principais.



As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Decantação e filtração no laboratório de Química

No laboratório de Química sempre trabalhamos em pequena escala, ou seja, com pequenas quantidades de substâncias ou misturas para testar determinados procedimentos que, uma vez aprovados, são adaptados para a indústria, que trabalha em larga escala (com grandes quantidades de matéria).

Para separar os componentes de dispersões grosseiras do tipo líquido-líquido, como água e óleo, por exemplo, pode-se utilizar um aparelho denominado **funil de bromo ou funil de decantação** (1), no qual espontaneamente os líquidos se separam, de tal forma que o mais denso se acomoda por baixo e o menos denso, por cima.

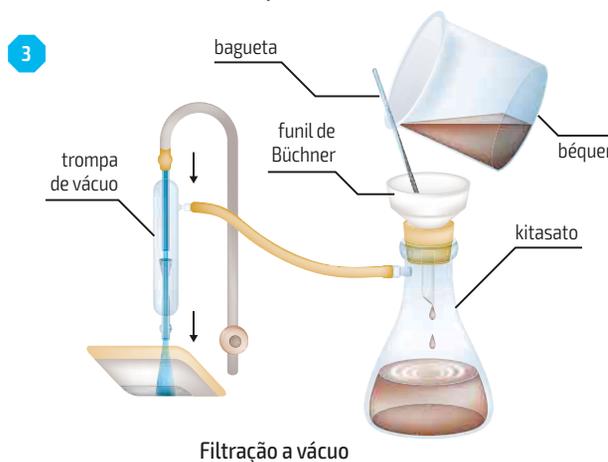
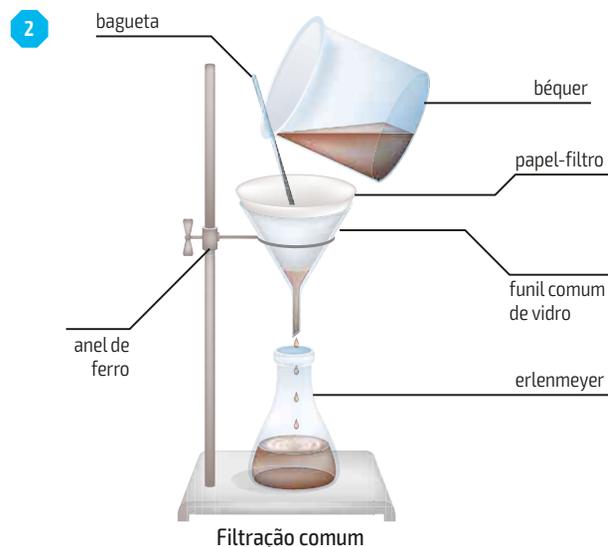
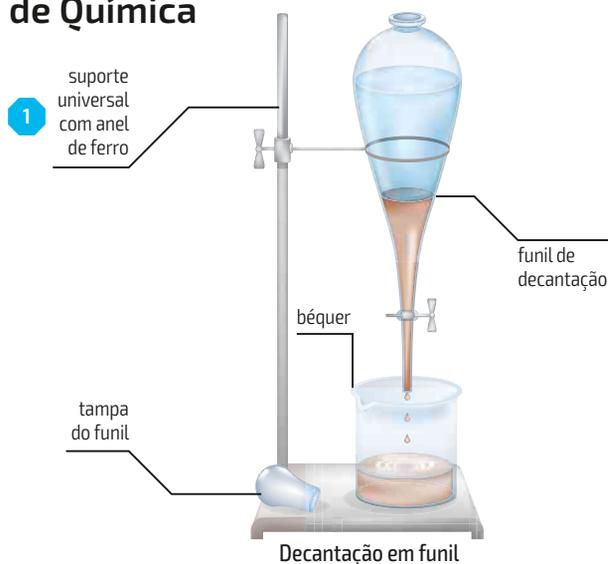
A torneira é aberta cuidadosamente, com o funil de decantação destampado, deixando-se o líquido mais denso escoar até ser totalmente recolhido em um erlenmeyer ou béquer posicionado logo abaixo da saída do funil, fechando-se a torneira antes que o líquido menos denso comece a escoar. Quando restar apenas um líquido no funil de decantação, ele deve ser retirado pela parte superior do funil para evitar contaminação.

Quando é necessário separar dois componentes de uma mistura por filtração, é possível, em laboratório, realizar uma filtração comum ou uma filtração a vácuo.

A **filtração comum** (2) é semelhante àquela que utilizamos em casa **para fazer café**, ou seja, separa misturas de líquido com um sólido não dissolvido. Nesse caso, o tamanho das partículas do sólido é relativamente grande e ele fica retido pelo papel-filtro, que deixa passar o líquido. O líquido atravessa o papel-filtro (pregueado ou dobrado), que fica apoiado sobre um funil. O sólido fica retido no funil e o líquido é recolhido em um erlenmeyer.

A **filtração a vácuo** (3) é utilizada para separar misturas de um líquido com um sólido não dissolvido quando o tamanho das partículas do sólido não é muito grande e elas formam uma pasta, "entupindo" os poros do papel-filtro caso seja feita uma filtração comum.

O kitasato é ligado a uma trompa de vácuo por onde circula água corrente. A água corrente arrasta o ar do interior do kitasato, provocando um vácuo parcial. Como a pressão atmosférica fora do kitasato passa a ser maior que a pressão no interior desse recipiente, o ar atmosférico entra pelos poros do papel-filtro, arrastando o líquido e tornando a filtração mais rápida.



Ilustrações: Alex Argozino/Arquivo da editora

Exercício resolvido

3 (Unicamp-SP) Deseja-se fazer a separação dos componentes da pólvora negra, que é constituída de nitrato de sódio, carvão e enxofre. Sabe-se que o nitrato de sódio é solúvel em água, o enxofre é solúvel em dissulfeto de carbono, enquanto o carvão é insolúvel nesses solventes. Proponha um procedimento para realizar essa separação.

Resolução

Adiciona-se água aos componentes da pólvora. A água dissolve o nitrato de sódio. Por filtração, a solução aquosa de nitrato de sódio é separada da mistura de carvão e enxofre. Por destilação, o nitrato de sódio é separado da água. Adiciona-se dissulfeto de carbono à mistura de carvão e enxofre. O dissulfeto de carbono dissolve o enxofre. Por filtração, separa-se o carvão da solução. Por destilação, o dissulfeto de carbono é separado do enxofre.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

12 (PUC-MG) Numa coleta seletiva de lixo, foram separados os seguintes objetos: uma revista, uma panela de ferro, uma jarra de vidro quebrada e uma garrafa de refrigerante PET. Assinale o objeto que causa maior prejuízo ambiental por ser de difícil reciclagem.

- a) Revista
- b) Panela de ferro
- c) Jarra de vidro quebrada
- d) Garrafa de refrigerante PET

13 Um lixão é uma área de disposição final de resíduos sólidos em que não há nenhuma preparação anterior do solo ou sistema de tratamento para o chorume (líquido que escorre do lixo). O chorume penetra pela terra levando substâncias contaminantes para o solo e para o lençol freático. Algumas pessoas vivem em lixões, criando porcos que se alimentam de comida que encontram no lixo, e assim ficam sujeitas a todo tipo de doenças. Faça uma pesquisa na internet sobre a situação da disposição final do lixo no Brasil, a quantidade de lixões existentes e a relação das pessoas com esses lixões e depois escreva um texto de pelo menos 15 linhas discutindo o problema. Proponha algumas medidas por parte da sociedade e do governo para mudar essa situação.

14 (Vunesp-SP) Todos os dias, o lixo é produzido em todas as cidades. Existem formas mais adequadas para o encaminhamento desses resíduos. Isso trará benefício econômico e ambiental. Por exemplo, restos de alimentos, lixo hospitalar (de clínicas médicas e odontológicas) e resíduos sólidos (vidros, plásticos, papéis, metais) devem ser encaminhados, respectivamente, para:

- a) usina de compostagem, aterro sanitário e reciclagem.
- b) biodigestor, lixão e usina de compostagem.
- c) usina de compostagem, incineração e reciclagem.
- d) incineração, incineração e lixão.
- e) lixão, incineração e biodigestor.

15 (Fuvest-SP) A obtenção de água doce de boa qualidade está se tornando cada vez mais difícil devido ao

adensamento populacional, às mudanças climáticas, à expansão da atividade industrial e à poluição. A água, uma vez captada, precisa ser purificada, o que é feito nas estações de tratamento. Um esquema do processo de purificação é:

A → B → C → D → E → F

em que as etapas B, D e F são:

- B – adição de sulfato de alumínio e óxido de cálcio,
- D – filtração em areia,
- F – fluoretação.

Assim sendo, as etapas A, C e E devem ser, respectivamente,

- a) filtração grosseira, decantação e cloração.
- b) decantação, cloração e filtração grosseira.
- c) cloração, neutralização e filtração grosseira.
- d) filtração grosseira, neutralização e decantação.
- e) neutralização, cloração e decantação.

16 (UFPI) A água potável consumida pela população de Teresina é captada do rio Parnaíba e tratada nas estações de tratamento de água da AGESPISA, denominadas ETA I, ETA II, ETA III e ETA IV, produzindo um volume mensal médio de 6 bilhões de metros cúbicos de água tratada. Uma das etapas do tratamento de água consiste na aglutinação de partículas, as quais, por possuírem dimensões reduzidas e baixa densidade, apresentam dificuldade de sedimentação. Esta etapa é denominada:

- a) aeração.
- b) decantação.
- c) floculação.
- d) sifonação.

17 (UFPB) O sal grosso obtido nas salinas contém impurezas insolúveis em água. Para se obter o sal livre dessas impurezas, os procedimentos corretos são:

- a) catação, dissolução em água e decantação.
- b) separação magnética, destilação e dissolução em água.
- c) sublimação, dissolução em água e peneiração.
- d) dissolução em água, filtração simples e evaporação.
- e) dissolução em água, decantação e sublimação.

Liquefação e destilação do ar atmosférico

O ar é formado por uma mistura de várias substâncias no estado gasoso, principalmente nitrogênio, oxigênio e argônio.

A tabela a seguir fornece a composição em porcentagem de volume do ar atmosférico seco. Essa proporção se mantém praticamente constante até uma altitude 10 000 km a partir da superfície da Terra.

Composição do ar atmosférico seco	
Gás	Porcentagem
Nitrogênio	78,08
Oxigênio	20,95
Argônio	0,93
Dióxido de carbono	0,035
Neônio	0,0018
Hélio	0,00052
Metano	0,00014
Kriptônio	0,00010
Óxido nitroso	0,00005
Hidrogênio	0,00005
Ozônio	0,000007
Xenônio	0,000009

Fonte: <<http://fisica.ufpr.br/grimm/aposmeteo/cap1/cap1-2.html>>. Acesso em: 5 ago. 2015.

Os principais componentes do ar atmosférico (oxigênio, nitrogênio e argônio) apresentam diversas aplicações, por isso a separação em escala industrial é vantajosa.

Industrialmente a separação dos componentes do ar atmosférico é feita por um processo chamado destilação fracionada, que separa os componentes da mistura liquefeita de acordo com a sua temperatura de ebulição: nitrogênio ($-195,8\text{ }^{\circ}\text{C}$), argônio ($-185,7\text{ }^{\circ}\text{C}$) e oxigênio ($-183,0\text{ }^{\circ}\text{C}$).

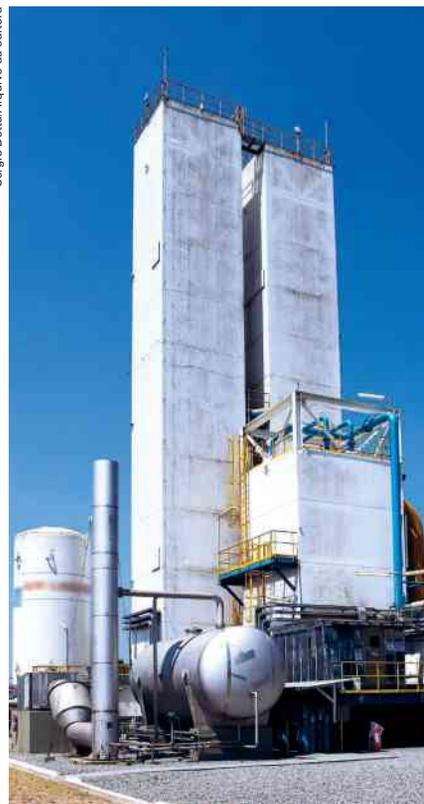
Para liquefazer o ar atmosférico é necessário submetê-lo simultaneamente a um resfriamento e a um aumento de pressão. Uma pressão maior faz que uma mesma quantidade do gás passe a ocupar um volume menor, ajudando a promover a passagem de gás para líquido.

Vimos que toda substância (ou mistura) possui uma temperatura crítica acima da qual não sofre liquefação por compressão, qualquer que seja o aumento de pressão a que for submetida.

Para o ar atmosférico, considera-se que a temperatura crítica é de $-140\text{ }^{\circ}\text{C}$ sob pressão de 40 atm. Nessas condições de temperatura e pressão inicia-se a liquefação do ar. Em temperaturas superiores não é possível liquefazer completamente o ar atmosférico, qualquer que seja a pressão utilizada. Para obter essa temperatura, a indústria dispõe de máquinas refrigerantes muito eficientes ligadas a dispositivos especiais de compressão e expansão.

O ar liquefeito é então submetido a uma destilação fracionada, ou seja, começa a receber calor gradativamente, de modo que apenas o componente que apresenta a menor temperatura de ebulição (o nitrogênio) se vaporize, separando-se dos demais, e assim sucessivamente.

Sérgio Dotta/Arquivo da editora



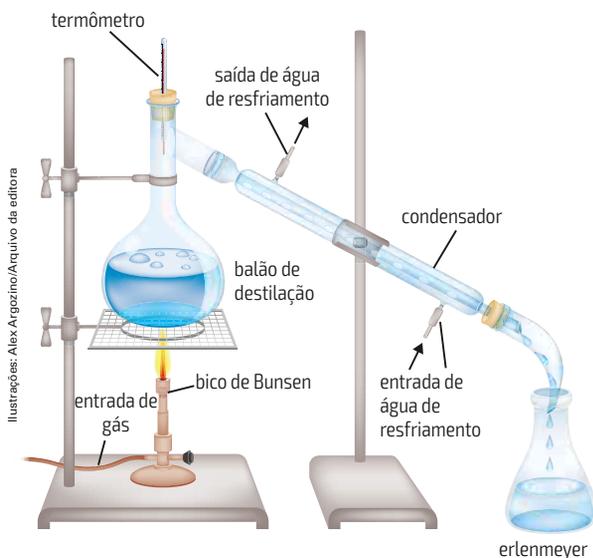
Torre industrial de destilação fracionada do ar atmosférico em Mauá (SP).



Destilação no laboratório de Química

Há dois tipos de destilação que comumente são feitas no laboratório: a destilação simples e a destilação fracionada.

A **destilação simples** é utilizada para separar misturas homogêneas do tipo sólido-líquido.



Aparelhagem de destilação simples: note que as mangueiras de látex conectadas ao condensador não aparecem na ilustração.

A mistura é colocada no balão de destilação, que é aquecido sobre tela de amianto na chama de um bico de Bunsen (ou numa manta elétrica, caso a mistura seja inflamável). Quando a temperatura de ebulição do líquido é atingida, o vapor desse componente segue para o tubo interno do condensador, que é mantido resfriado pela circulação contínua de água fria pelas paredes externas. Essa água de resfriamento entra por uma mangueira de látex – conectada simultaneamente à torneira de uma pia e à parte de baixo do condensador – e sai pela parte de cima do condensador por uma outra mangueira de látex conectada ao ralo da pia para que a água seja despejada. Ao encontrar as paredes frias do condensador, o vapor se condensa (passa novamente para o estado líquido) e é recolhido em um erlenmeyer posicionado na saída do condensador. O processo continua até que todo

o líquido seja destilado e se separe da mistura. O sólido (componente de maior temperatura de ebulição) fica retido no balão.

A **destilação fracionada** é usada para separar misturas homogêneas não azeotrópicas do tipo líquido-líquido nas quais os componentes possuem diferentes temperaturas de ebulição.

Os líquidos entram em ebulição quase ao mesmo tempo, mas seus vapores são forçados a passar por um caminho difícil na coluna de fracionamento ou entre bolinhas de porcelana, cacos de cerâmica ou de vidro, de modo que só a substância de menor temperatura de ebulição vence esses obstáculos e vai para o condensador, enquanto a de maior temperatura de ebulição retorna ao balão.



Destilação fracionada

Exemplo: os componentes da gasolina, como o hexano e o octano (cujas respectivas temperaturas de ebulição a 1 atm são: 69 °C e 126 °C).

A destilação fracionada também é o método utilizado na separação dos componentes do petróleo.

RETOMANDO A NOTÍCIA



A reportagem da página 47 fala sobre o recorde de concentração de dióxido de carbono na atmosfera ter ultrapassado o patamar de 400 ppm (0,04% em volume) no mundo inteiro, alertando para o perigo desse gás estufa. Você sabe o que é um gás estufa, ou seja, um gás responsável pelo efeito estufa?

Se a atmosfera terrestre fosse composta apenas de nitrogênio, oxigênio e argônio, toda a radiação infravermelha emitida pela Terra, depois de ser aquecida pelo calor proveniente do Sol, seria enviada diretamente para o espaço, e a temperatura média do planeta, que hoje é de cerca de 15 °C, seria em torno de -18 °C (33 °C menor). Isso significa que teríamos um planeta congelado e inabitável para a maioria das espécies conhecidas.

E por que isso não acontece? Justamente porque existem na atmosfera vapor de água e gases, como o dióxido de carbono, o metano, o monóxido de nitrogênio e o ozônio, que, apesar de estarem presentes em quantidades ínfimas, são capazes de formar uma camada de proteção – como a de um vidro de uma estufa – que retém parte da radiação infravermelha emitida pela Terra, possibilitando a existência das mais variadas espécies de vida.

Além disso, essa camada de gases e de vapor de água reflete parte do calor emitido pelo Sol.

A questão é que as atividades humanas, como a queima de combustíveis fósseis para a obtenção da energia que movimenta as indústrias e os meios de transporte, e a criação de rebanhos bovinos e caprinos para abate, têm liberado uma enorme quantidade de gases que potencializam o efeito estufa para a atmosfera (no caso, gás carbônico e gás metano, respectivamente). O gado doméstico produz mais metano do que os animais selvagens. Uma vaca produz cerca de 50 L de metano por dia. O gado comercial e as ovelhas produzem no mundo cerca de 100 milhões de toneladas desse gás por ano.

Além do gás carbônico e do metano, há outros gases, como o monóxido de dinitrogênio, que também contribuem para potencializar o efeito estufa natural.

Com o efeito estufa natural potencializado, a temperatura média do planeta tende a aumentar e, com isso, o número de furacões, de tempestades, de enchentes e suas consequências devastadoras também tende a crescer.

A ilustração está fora de escala.
Cores fantasia.



Alcx Argozino/Arquivo da editora

A: A radiação solar atravessa a atmosfera e aquece a superfície terrestre.

B: Uma parte dessa radiação solar é refletida pela superfície da Terra de volta ao espaço.

C: Outra parte da radiação solar refletida pela superfície da Terra não consegue deixar a atmosfera por causa da camada de gases de efeito estufa e é novamente refletida para a superfície da Terra.



Os céticos do aquecimento global

O professor de climatologia da Universidade de São Paulo (USP), Ricardo Augusto Felício, é um dos poucos céticos quanto ao aquecimento global no Brasil. Para o docente, o fenômeno não passa de uma mentira, já que não existem provas científicas de que a Terra está aquecendo.

[Veja a seguir parte de uma entrevista que concedeu a um jornal em 30/7/2012.]

Por que o senhor afirma que o aquecimento global não existe?

Quando o Painel Intergovernamental sobre Mudanças Climáticas (IPCC, sigla em inglês) quer dizer que a Terra esquentou $0,74\text{ }^{\circ}\text{C}$ em 150 anos é o mesmo que contar uma piada aos climatologistas sérios. As temperaturas já variaram muito mais do que $3\text{ }^{\circ}\text{C}$ ou $5\text{ }^{\circ}\text{C}$ há cerca de 5 mil anos atrás. Em outros períodos, a Geologia nos retrata valores de mais de $8\text{ }^{\circ}\text{C}$. Ao mesmo tempo, dependendo da escala verificada, as variações podem ser grandes ou pequenas e não ocorrem ao mesmo tempo, nos mesmos lugares. Em certas partes, pode-se observar que as temperaturas subiram, em outras, que baixaram. Falar em média é uma verdadeira abstração, que esconde uma gama rica de fenômenos e variações. Não se pode entender clima assim. Só no último século, as temperaturas subiram e desceram duas vezes. Isso faz parte da variabilidade climática e não há nada de errado.

Existem provas de que o aquecimento global existe?

Mostrar coisas derretendo não é prova de aquecimento global, pois, do contrário, mostrar coisas congelando seria prova de resfriamento global. Confunde-se as observações localizadas dos fenômenos e extrapola-se isso para o globo. Não é assim. É importante ressaltar que mostrar os fenômenos, observá-los, relatá-los, são etapas do conhecimento científico. Agora, atribuir causa a eles assim do nada é que se torna estranho demais.

Note que não é porque observamos melhor o planeta e seus fenômenos, através do nosso aparato tecnológico, que provamos que mudaram, pois as séries são muito pequenas, e muito menos que é o homem a sua causa. Nesses termos, podem apenas achar, supor, imaginar que aconteceu "aquecimento global" pela observação dos dados. Porém, pior ainda, só poder acreditar, crer, ter fé, que foi causado pela atividade dos humanos no planeta. Não há prova de que o homem fez alguma alteração climática global. Qualquer afirmação desse tipo não passa de uma distorção do método científico consagrado.

Se o aquecimento global não existe, quais são as consequências do efeito estufa?

O "efeito estufa" é uma física planetária impossível. Em uma estufa, o ar está sob controle, ficando aquecido e não se misturando com o ar externo. É aprisionado e não consegue criar os vórtices, turbilhões e movimentos. Ao mesmo tempo, se tiver vapor de água, este fica aprisionado.

Na atmosfera real, o ar quente sobe, provoca convecção, fenômenos, a dinâmica de fluidos está liberada. É o mesmo exemplo de se estar dentro do carro com tudo fechado e exposto ao Sol. O calor é infernal, mas ao abrir as janelas, imediatamente libera-se a dinâmica de fluidos e as temperaturas caem.

Gás em sistemas abertos não fica aprisionando calor. Ainda por cima, a física da reemissão de infravermelho pregada como religião é absurda, porque se essas moléculas emitissem a energia absorvida, isto ocorreria de maneira isotrópica, sendo a superfície da Terra um dos menores alvos.

Disponível em: <www.diarioregional.com.br/2012/07/30/editorias/noticias-gerais/meio-ambiente/o-aquecimento-global-e-mentira-diz-climatologista-da-usp/>. Acesso em: 27 jul. 2015.

Processos mecânicos de separação de misturas

Os processos mecânicos de separação de misturas são utilizados para separar misturas heterogêneas nos casos em que não for necessária nenhuma transformação física (como mudança de fase de agregação).

Muitos desses processos, apesar de parecerem rudimentares, encontram aplicações importantes nas colheitas de alimentos como trigo e arroz, na construção civil, na mineração de ouro, na purificação de minérios de enxofre, etc.

Veja no quadro a seguir as principais características e exemplos de alguns desses processos.

Processo	Separa misturas	Características	Exemplos
<p>Levitação</p> 	<p>Sólido-sólido, quando um dos componentes (em forma de pó) é facilmente arrastado por um líquido enquanto o outro componente mais denso, não o é.</p>	<p>Emprega-se uma corrente de água ou de outro líquido adequado para arrastar o componente menos denso (pulverizado).</p>	<p>Ouro e areias auríferas (pó).</p>
<p>Flotação</p> 	<p>Sólido-sólido, geralmente de minérios pulverizados da respectiva ganga (impurezas).</p>	<p>Adiciona-se óleo à mistura. O óleo adere à superfície das partículas do minério, tornando-o impermeável à água. Em seguida a mistura é lançada na água e submetida a uma forte corrente de ar. O ar provoca a formação de uma espuma, que reúne as partículas do minério, que assim se separa da ganga.</p>	<p>Sulfetos (em pó) da areia (ganga).</p>
<p>Dissolução fracionada</p> 	<p>Sólido-sólido com base na diferença de solubilidade dos sólidos em um determinado líquido.</p>	<p>O líquido adicionado dissolve apenas um dos sólidos que compõem a mistura. O componente que não dissolve é separado da solução por filtração.</p>	<p>Sal e areia podem ser separados pela adição de água.</p>
<p>Sedimentação fracionada</p> 	<p>Sólido-sólido cujos componentes apresentam uma acentuada diferença de densidade.</p>	<p>Adiciona-se à mistura de sólidos um líquido de densidade intermediária. O sólido mais denso se deposita no fundo do recipiente e o sólido menos denso flutua na superfície do líquido.</p>	<p>Areia e serragem.</p>

Exercício resolvido

- 4** (Fuvest-SP) Para a separação das misturas gasolina-água e nitrogênio-oxigênio, os processos mais adequados são, respectivamente:
- decantação e liquefação.
 - sedimentação e destilação.
 - filtração e sublimação.
 - destilação e condensação.
 - flotação e decantação.

Resolução

A água e a gasolina são líquidos praticamente imiscíveis, ou seja, não são solúveis um no outro, e podem ser separados por decantação.

O oxigênio e o nitrogênio são separados por liquefação e posterior destilação fracionada.

Alternativa **a**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

18 Sobre separação de misturas em laboratório, analise as alternativas abaixo. A resposta é a soma dos números das alternativas corretas.

- Os componentes do ar atmosférico podem ser separados diretamente por destilação fracionada.
- A tamisação é utilizada para separar sólidos cujo tamanho das partículas seja sensivelmente diferente.
- A levigação é usada para separar mistura de sólidos de diferentes densidades com uma corrente de água.
- A flotação é utilizada para separar sólidos de diferentes densidades utilizando-se óleo para aderir às partículas do sólido mais denso.
- A sedimentação fracionada baseia-se na diferença de solubilidades dos materiais na fase sólida em um determinado líquido.
- É possível separar uma mistura de arroz cru e açúcar adicionando-se água suficiente e filtrando a mistura em seguida. Esse procedimento envolve um processo mecânico e um processo físico.
- A mineração artesanal do ouro envolve um processo de levigação. **Soma: 127**

19 (Enem) Nos últimos 50 anos, as temperaturas de inverno na península antártica subiram quase 6 °C. Ao contrário do esperado, o aquecimento tem aumentado a precipitação de neve. Isso ocorre porque o gelo marinho, que forma um manto impermeável sobre o oceano, está derretendo devido à elevação de temperatura, o que permite que mais umidade escape para a atmosfera. Essa umidade cai na forma de neve. Logo depois de chegar a essa região, certa espécie de pinguins precisa de solos nus para construir seus ninhos de pedregulhos. Se a neve não derrete a tempo, eles põem seus ovos sobre ela. Quando a neve finalmente derrete, os ovos se encharcam de água e goram.

Scientific American Brasil, ano 2, nº 21, 2004, p. 86 (com adaptações).

A partir do texto anterior, analise as seguintes afirmativas.

- O aumento da temperatura global interfere no ciclo da água na península antártica.
 - O aquecimento global pode interferir no ciclo de vida de espécies típicas de região de clima polar.
 - A existência de água em estado sólido constitui fator crucial para a manutenção da vida em alguns biomas.
- É correto o que se afirma
- apenas em I.
 - apenas em II.
 - apenas em I e II.
 - apenas em II e III.
 - em I, II e III.

20 (Enem) De acordo com o relatório “A grande sombra da pecuária” (*Livestock's Long Shadow*), feito pela Organização das Nações Unidas para a Agricultura e a Alimentação, o gado é responsável por cerca de 18% do aquecimento global, uma contribuição maior que a do setor de transporte.



Disponível em: <www.compet.gov.br>. Acesso em: 22 jun. 2010.

A criação de gado em larga escala contribui para o aquecimento global por meio da emissão de:

- metano durante o processo de digestão.
- óxido nítrico durante o processo de ruminção.
- clorofluorcarbono durante o transporte da carne.
- óxido nítrico durante o processo respiratório.
- dióxido de enxofre durante o consumo de pastagens.

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foi “mudanças climáticas”.

Vários cientistas do IPCC (*Intergovernmental Panel on Climate Change*, ou Painel Intergovernamental para a Mudança de Clima) afirmam que as atividades humanas, como a queima de combustíveis fósseis para movimentar veículos, maquinários industriais e usinas termelétricas, assim como a criação de grandes rebanhos bovinos e caprinos para a exploração comercial e o abate, estão liberando uma quantidade imensa de gases na atmosfera, entre eles o gás carbônico, o metano e o monóxido de dinitrogênio, que possuem a propriedade de reter na atmosfera terrestre parte do calor emitido pelo Sol, atuando como o vidro de uma estufa, daí serem chamados de gases de efeito estufa (o certo seria dizer: gases responsáveis pelo efeito estufa).

Segundo esses cientistas, o efeito estufa seria responsável por uma série de alterações no clima da Terra, como o aumento da temperatura média do planeta, o derretimento das calotas polares, o aumento do nível dos oceanos, do número de furacões, tufões e ciclones, o surgimento de áreas de deserto e de ondas de calor ou de frio intensos fora de época.

Em contrapartida, conhecemos o ponto de vista de um cientista brasileiro que afirma que o “aquecimento global é mentira” e que o “efeito estufa não existe”. De acordo com esse e outros cientistas denominados céticos do aquecimento global, as emissões de gases decorrentes das atividades humanas não têm impacto sobre o clima da Terra, e os países desenvolvidos têm interesses políticos em propagar a ideia de que as atividades humanas estão causando as mudanças climáticas para desacelerar o desenvolvimento dos países de terceiro mundo. Se você pesquisar mais a respeito verá que essas afirmações têm o respaldo de muitos outros cientistas do mundo inteiro.

E em quem devemos acreditar? De que lado devemos ficar? Você ficou em dúvida?

Ótimo. Duvidar é o primeiro passo para crescer e aprender. Os passos seguintes são a curiosidade, a busca pela informação e a leitura.

A verdade é que não existe uma verdade única.

A poluição e a degradação ambiental são reais, mas interesses políticos sempre vão existir.

O importante é não ficarmos passivos diante de fenômenos e fatos que atingem nossa vida. Mas para mudar qualquer coisa precisamos nos armar de conhecimentos, como os apresentados nesta Unidade, que nos permitem entender e conhecer um pouco melhor o mundo em que vivemos, e assim tomar uma posição em relação aos assuntos que nos atingem, defendendo nossos interesses com base em conhecimentos reais e específicos.

E será que conseguimos esgotar o assunto “mudanças climáticas”? É claro que não. Entre os muitos tópicos que deixamos de abordar, no caso, propositadamente, encontramos o do gás ozônio, o tema central da próxima Unidade.

Segundo os cientistas do IPCC, o ozônio é o terceiro gás de maior potencial estufa, atrás somente do gás carbônico e do metano. Na troposfera (zona que abrange do nível do mar até cerca de 15 km de altitude), o ozônio tem ação poluente, é tóxico e bastante prejudicial ao desenvolvimento das plantas e à saúde dos animais. Já na estratosfera (entre 20 km e 35 km de altitude), o ozônio forma uma camada que protege a Terra dos raios ultravioleta do Sol, considerados atualmente a principal causa do aumento estatístico de câncer de pele na população.

O irônico é que na troposfera a quantidade de ozônio está aumentando, e na estratosfera, diminuindo.

Vamos estudar mais a respeito?



Peshkova/Shutterstock

Oxigênio e ozônio

Oxigênio e ozônio são duas substâncias simples formadas pelo mesmo elemento químico, ou seja, são alótropos. É provável que você já tenha estudado isso no Ensino Fundamental. Mas se não se recorda, não tem importância; vamos rever tudo detalhadamente, pois esses conceitos são fundamentais no estudo da Química.

Em relação ao meio ambiente, é importante saber que, como o gás oxigênio e o gás ozônio são formados pelo mesmo elemento químico (o oxigênio), essas substâncias podem se transformar uma na outra e que, quando isso ocorre da maneira natural e esperada, é muito bom, temos um ambiente limpo e protegido dos raios solares que podem ser prejudiciais à saúde. Mas quando essa transformação ocorre sem controle e fora de lugar, ficamos à mercê da poluição e da ação dos raios ultravioleta do Sol.

Vamos ver o que causa esse desequilíbrio e como podemos evitá-lo?

FOI NOTÍCIA!



Existe algum lugar do planeta que ainda não foi poluído?

[...] A poluição do ar acontece de diferentes formas. Uma das piores é o ozônio, que se forma de uma reação entre óxidos de nitrogênio e compostos orgânicos voláteis produzidos por carros e fábricas.

Os danos desta poluição são enormes. Só na Índia, perde-se US\$ 1,2 bilhão em colheitas por ano devido à poluição causada pelo ozônio. Estima-se que um milhão de pessoas morram de doenças decorrentes deste tipo de poluição.

O problema da poluição do ar é que é impossível fugir dela mesmo ao se afastar da sua fonte. Massas de ar transportam poluição por toda parte do planeta.

'O que observamos com muita frequência é que a poluição começa em um lugar e acaba em outro lugar muito distante', diz David Edwards, do Centro Nacional de Pesquisa Atmosférica do Sistema Terrestre, nos Estados Unidos.

Ele cita o exemplo da Malásia, que está desmatando parte de sua floresta para dar lugar a plantações de palmeiras de dendê. Quem está sofrendo com isso é Cingapura, que hoje registra vários problemas de visibilidade.

Mas há correntes que viajam bem mais longe. Incêndios de desmatamento na América do Sul e no Sul da África contaminam o ar em todo o hemisfério Sul.

Com isso, é possível dizer que nenhum ponto do planeta está imune à poluição do ar – e isso acaba contaminando o solo também.

Mas há lugares que registram ar mais limpo, se medido em partículas atmosféricas. É o exemplo do Polo Sul, o lugar mais isolado de centros populacionais do planeta e também que registra o ar mais limpo.

Mas cientistas alertam que há outros tipos de poluição que afetam mais a Antártida do que o resto do planeta. O buraco da camada de ozônio é maior nos polos, e isso faz com que manchas negras de carbono surjam na neve.

Cavernas profundas também costumam ter o ar mais limpo, desde que seu ar não tenha muito contato com o resto da atmosfera terrestre. [...]"

NUWER, Rachel. *BBC Future*. Disponível em: <www.bbc.com/portuguese/noticias/2014/11/141106_vert_fut_poluicao_dg>. Acesso em: 15 jun. 2015.

Poluição sobre a cidade de Santiago, no Chile, em 22 de junho de 2015, dia em que as autoridades declararam emergência ambiental por 24 horas.



A reportagem questiona a existência de algum lugar no planeta livre da poluição e aponta o ozônio como um dos piores poluentes atmosféricos. Você sabe o que é um poluente atmosférico e por que o ozônio é perigoso?



Equações químicas

No Capítulo 2 vimos que cada tipo de matéria possui determinadas propriedades químicas que a caracterizam e determinam as transformações que ela é capaz de sofrer.

E se você fez os experimentos da página 40, teve a oportunidade de presenciar algumas dessas transformações:

Parte 1. Na preparação da água de cal, a cal reage com a água e a temperatura aumenta. Ocorre uma transformação, ou reação química, que forma um produto, o hidróxido de cálcio, e libera energia (por isso a temperatura aumenta).

Parte 2. Ao soprar a água de cal, observamos que o líquido ficou esbranquiçado. Com o sistema em repouso ocorre a precipitação de um sólido. O gás carbônico soprado dentro do sistema reagiu com o hidróxido de cálcio e formou um produto, o carbonato de cálcio.

Parte 3. Ao misturar vinagre no carbonato de cálcio, um gás começa a borbulhar. O vinagre contém aproximadamente 4% de ácido acético, que reage com o carbonato de cálcio. Os produtos formados são o gás carbônico e o acetato de cálcio, um sal bastante solúvel em água.

Para tornar a descrição das transformações químicas mais prática, os químicos criaram a **equação química**, que é uma forma de representar as transformações (reações

químicas) de maneira mais simples e direta, colocando todas as informações em uma única linha, de modo que seja possível compreender rapidamente o que teríamos que descrever em várias palavras. Não parece bom?

Então vamos conhecer as **equações químicas** que ocorreram no experimento da página 40:

Parte 1: óxido de cálcio + água \longrightarrow hidróxido de cálcio

Parte 2: hidróxido de cálcio + gás carbônico \longrightarrow carbonato de cálcio

Parte 3: carbonato de cálcio + ácido acético \longrightarrow gás carbônico + acetato de cálcio

As substâncias cujos nomes foram escritos antes da seta são denominadas **reagentes**, a seta indica **transformação**, e as substâncias cujos nomes foram escritos depois da seta são denominadas **produtos**.

Uma transformação ou reação química pode ocorrer com um único reagente, entre dois reagentes ou entre vários reagentes, e pode formar um único produto, dois produtos ou mais.

Podemos mencionar na equação da reação química a forma principal de energia (luz, calor, eletricidade) que participou diretamente da reação.

Assim, na parte 1, poderíamos ter escrito:

óxido de cálcio + água \longrightarrow hidróxido de cálcio + calor

A equação química sempre mostra:
reagente(s) \longrightarrow produto(s)



O gás carbônico que liberamos na respiração turva a água de cal por causa da formação de carbonato de cálcio.

2) As reações químicas e a constituição da matéria

Há muito tempo o ser humano utiliza as propriedades químicas da matéria para obter produtos de seu interesse, como metais, cerâmicas, colas, cosméticos e fármacos, e se questiona a respeito da constituição da matéria. Por exemplo: se uma pedra de azurita (minério de cobre) pode se transformar em um metal avermelhado (cobre), do que essa matéria é constituída?

Várias **hipóteses**, ou seja, suposições para responder a esses questionamentos surgiram com os filósofos gregos, porém na época não podiam ser comprovadas.

Duas delas se destacam por serem bem antagônicas.

Uma foi proposta por volta de 450 a.C. por dois filósofos gregos, Demócrito e Leucipo, das regiões de Abdera e Mileto (da Grécia antiga). Eles imaginaram que, se pegássemos um corpo qualquer e fôssemos dividindo-o sucessivas vezes, haveria um momento em que essa divisão não seria mais possível. Nesse momento, teríamos chegado ao átomo (do grego *a*, 'não', e *tomo*, 'parte', o que significa 'sem partes, indivisível'). Essa foi a primeira hipótese da **matéria descontínua**, que não foi bem aceita, pois a ideia de **matéria contínua** proposta por outros filósofos ia ao encontro dos anseios da época, pois atribuía ao Universo uma ordem e uma simplicidade básicas, sob as quais era possível exercer certo domínio.

Assim, algum tempo depois, Aristóteles (384 a.C.-322 a.C.) – reconhecido atualmente como um dos mais importantes filósofos da humanidade –, com base nas ideias de outros filósofos, **levantou a hipótese** de que toda matéria seria formada por uma única essência, baseada em quatro qualidades primárias (quente, frio, seco e úmido) que se combinavam aos pares, formando os elementos terra, água, ar e fogo.

Essa hipótese de Aristóteles era sustentada pela **teoria do vitalismo** adotada na época, segundo a qual **toda matéria se comportava como um organismo vivo**. A extração de um metal de seu minério, por exemplo, era visto como um parto.

Para Aristóteles, todos os diferentes tipos de matéria, formados pelas combinações dos elementos terra, água, ar e fogo, poderiam ser convertidos uns nos outros, bastando para isso variar as quantidades relativas das quatro qualidades (quente, frio, seco e úmido) que entrariam em sua composição.

Essa ideia de que a matéria seria formada de uma única essência forneceu uma base sólida para uma atividade que começou a se desenvolver nessa época: a alquimia (que se manteve entre os anos 300 a.C. e 1500 d.C.).

Os alquimistas buscavam, entre outros objetivos, a transmutação dos metais, como a transformação do chumbo em ouro. Se toda a matéria tivesse a mesma essência, bastaria trocar as qualidades (quente, frio, seco e úmido) para transformar um metal em outro.

Somente por volta do século XVIII, época que atualmente é considerada o nascimento da Química moderna, as ideias que sustentavam a alquimia foram abandonadas de vez.

O estudo mais cuidadoso das reações químicas foi muito importante nesse sentido, principalmente os dois tipos específicos de reações que veremos a seguir: as reações de síntese e as de análise. Existem outros tipos de reações químicas que serão vistos no decorrer do curso.



Fios de cobre metálico

Globetrotter/Shutterstock/Glow Images



Azurita (minério de cobre)



Sciencephotos/Alamy/Latinstock

A queima do magnésio metálico produz uma luz branca e brilhante.

Reações de síntese

As reações de síntese ou composição ocorrem quando duas ou mais substâncias sofrem uma transformação que dá origem a uma única substância diferente, geralmente liberando energia.

Veja a seguir alguns exemplos comuns desse tipo de reação.

- Reação que ocorria no *flash* de máquinas fotográficas antigas para a liberação de energia luminosa:



- Reação de combustão completa do carbono grafita:



- Reação que ocorre ao preparar a cal hidratada para pintar uma parede (caiação):



Reações de análise

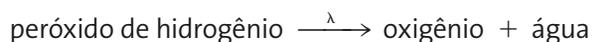
As reações de análise ou decomposição ocorrem quando uma única substância sofre uma reação química que dá origem a duas ou mais substâncias diferentes.

Veja a seguir alguns exemplos comuns desse tipo de reação.

- **Pirólise:** reação na qual a quebra (*lise*) da substância é provocada pelo aquecimento ou fogo (*piro*). É indicada por um triângulo (Δ) colocado em cima (ou embaixo) da seta.



- **Fotólise:** reação na qual a quebra (*lise*) da substância é provocada pela luz (*foto*). É indicada pela letra grega lambda (λ) colocada em cima (ou embaixo) da seta.



- **Eletrólise:** reação na qual a quebra (*lise*) da substância é provocada pela passagem de corrente elétrica (*eleto*). É indicada pela letra i em cima (ou embaixo) da seta.



Moises Fernandez/Alamy/Shutterstock

O peróxido de hidrogênio sofre decomposição na presença de luz. Para que isso não ocorra, ele deve ser guardado em um frasco opaco ou escuro.



Charles D. Winters/PhotoSearchers/Latinstock

Decomposição da água pela passagem de corrente elétrica.

Substâncias simples e substâncias compostas

Os cientistas observaram experimentalmente que as reações de análise não ocorriam com qualquer substância. Ou seja, existem substâncias que não podem ser decompostas formando novas substâncias.

carbono grafita \longrightarrow não sofre reação de análise

gás hidrogênio \longrightarrow não sofre reação de análise

gás oxigênio \longrightarrow não sofre reação de análise

Analisando esses fenômenos, fez-se a seguinte diferenciação:

- Substâncias compostas são as substâncias que podem sofrer reação de análise ou decomposição, como o carbonato de cálcio, o óxido de cálcio, o brometo de prata e a água.

As substâncias compostas normalmente são chamadas apenas de compostos ou compostos químicos.

- Substâncias simples são as substâncias que não podem sofrer reação de análise ou de decomposição, formando novas substâncias, como o carbono grafita, o gás hidrogênio e o gás oxigênio.

Na realidade, o conceito de substâncias simples e compostas que acabamos de expor atualmente é considerado errado, mas, se os cientistas tivessem medo de cometer erros, a ciência nunca teria evoluído. Errar e corrigir o erro são processos fundamentais na construção do conhecimento, como é discutido no boxe Curiosidade da página 78.



O carbonato de cálcio é o principal constituinte da concha dos moluscos.

Elementos químicos

A diferenciação inicial entre substância simples e composta levou os cientistas à seguinte conclusão: as **substâncias compostas** são constituídas de **dois ou mais elementos químicos diferentes**, já que, por reações sucessivas de decomposição, acabam produzindo substâncias simples diferentes. As **substâncias simples**, por sua vez, seriam constituídas de **um único elemento químico**.

Observe os exemplos a seguir:

- a água é uma substância composta formada por dois elementos diferentes, o hidrogênio e o oxigênio.
- o carbonato de cálcio é uma substância composta, formada por três elementos químicos diferentes, o cálcio, o carbono e o oxigênio.
- o óxido de cálcio é uma substância composta, formada por dois elementos químicos diferentes, o cálcio metálico e o oxigênio.
- o hidrogênio, H_2 , substância simples, possui apenas um elemento químico, o hidrogênio, H.
- o ozônio, O_3 , substância simples, possui apenas um elemento químico, o oxigênio, O.

Concluimos então que os **elementos químicos** são os **constituintes básicos** de todas as **substâncias**.

Note que muitas vezes o nome da substância simples é igual ao nome do elemento químico do qual ela é formada.



O jogo de interesses na evolução da Ciência

Uma hipótese é a afirmação de uma condição que se supõe ser verdadeira e que é tomada como ponto de partida para determinadas deduções.

A hipótese levantada pelos gregos de que a matéria seria descontínua (e que hoje sabemos ser verdadeira) não foi aceita por Aristóteles porque ela não atendia aos anseios religiosos e culturais da sociedade antiga.

A hipótese de matéria contínua tinha um caráter místico que se sustentava na teoria do vitalismo e agradava aos grupos que estavam no poder. Assim, Aristóteles a utilizou como ponto de partida para uma série de deduções sobre as quais a alquimia se desenvolveu.

São vários os exemplos em que a Ciência se desenvolve para atender aos anseios de determinado grupo da sociedade, e não da maneira lógica (e isso ainda acontece).

O *teflon*, por exemplo, hoje tão bem-vindo no revestimento das frigideiras, foi criado para fazer as juntas de vedação da bomba atômica.

Mas o conhecimento científico não está sempre atrelado a um jogo de interesses; muitas vezes as teorias são desenvolvidas com base no conhecimento existente, e, quando esse conhecimento é ampliado, as teorias são revistas.

Foi o que ocorreu em relação ao conceito de substâncias simples e compostas exposto anteriormente. Esse conceito representa uma das primeiras tentativas de classificação das substâncias. Com o passar do tempo, à medida que o conhecimento químico foi evoluindo, esse conceito teve de ser reformulado.

O gás ozônio, por exemplo, é uma substância simples que, em condições específicas, se decompõe formando o gás oxigênio, outra substância simples.

Ocorre que, na época em que esses conceitos foram formulados (por volta de 1773), os cientistas ainda não tinham conhecimento desse fenômeno, pois o ozônio só foi descoberto em 1785 pelo químico holandês Martinus van Marum (1750-1837).

Significa, então, que os conceitos vão mudando, evoluindo, à medida que adquirimos novos conhecimentos? Sim! E por que não falamos de uma vez do conceito mais atual (ainda que ele também possa evoluir um dia)?

Por dois motivos: primeiro porque precisamos adquirir uma certa base teórica para compreender de fato como surgiram esses conceitos e qual a importância deles em nosso dia a dia. Segundo porque, quando compreendemos os raciocínios que levaram à construção do conhecimento que temos hoje, estamos mais aptos a seguir raciocinando para construir novos conhecimentos.

É muito importante que você reconheça a Química como uma ciência dinâmica, em constante evolução.

As hipóteses, teorias e modelos que os cientistas elaboram para explicar e ilustrar essas teorias estão relacionadas ao conhecimento científico de uma determinada época, mas à medida que são feitas novas descobertas e o conhecimento científico evolui, os cientistas vão levantando outras hipóteses, elaborando novas teorias e criando outros modelos para explicar esses novos conhecimentos. Vamos acompanhar esse processo várias vezes ao longo deste livro.



O *teflon*, amplamente utilizado com antiaderente em panelas e frigideiras, foi desenvolvido para fazer as juntas de vedação da bomba atômica.



A reportagem da página 73 questiona se há algum lugar no planeta livre da poluição e aponta o ozônio como um dos piores poluentes atmosféricos. Você sabe o que é um poluente atmosférico e por que o ozônio é perigoso?

De acordo com a definição da Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental (Cetesb), "considera-se poluente atmosférico qualquer substância presente no ar e que, pela sua concentração, possa torná-lo impróprio, nocivo ou ofensivo à saúde, causando inconvenientes ao bem-estar público, danos aos materiais, à fauna e à flora ou prejudicial à segurança, ao uso e gozo da propriedade e às atividades normais da comunidade. [...]"

Para cada poluente medido é calculado um índice, que é um valor adimensional. Dependendo do índice obtido, o ar recebe uma qualificação, que é uma nota para a sua qualidade, além de uma cor, conforme apresentado na tabela abaixo.

Estrutura do índice de qualidade do ar						
Qualidade	Índice	Material particulado ($\mu\text{g}/\text{m}^3$) 24 h	Ozônio ($\mu\text{g}/\text{m}^3$) 8 h	Monóxido de carbono (ppm) 8 h	Dióxido de mononitrogênio ($\mu\text{g}/\text{m}^3$) 1 h	Dióxido de enxofre ($\mu\text{g}/\text{m}^3$) 24 h
N1 - Boa	0–40	0–25	0–100	0–9	0–200	0–20
N2 - Moderada	41–80	>25–50	>100–130	>9–11	>200–240	>20–40
N3 - Ruim	81–120	>50–75	>130–160	>11–13	>240–320	>40–365
N4 - Muito ruim	121–200	>75–125	>160–200	>13–15	>320–1130	>365–800
N5 - Péssima	>200	>125	>200	>15	>1130	>800

Fonte: <<http://ar.cetesb.sp.gov.br/padroes-de-qualidade-do-ar/>>. Acesso em: 6 ago. 2015.

Como mostra a tabela acima, quando o gás ozônio está concentrado na troposfera – camada que vai da superfície da Terra até cerca de 16 km de altura –, ele é considerado um grave poluente atmosférico, pois se trata de um gás tóxico, altamente bactericida e prejudicial à vida.

Porém, quando esse gás é encontrado na estratosfera, a cerca de 30 km da superfície terrestre, onde se encontra a camada de ozônio, ele é considerado vital para os seres vivos, pois é o único gás capaz de proteger a Terra da radiação ultravioleta do Sol.

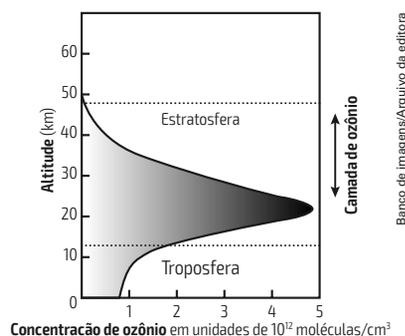
O ozônio se forma durante as tempestades de raios ou na descarga elétrica de aparelhos de alta tensão, cuja energia provoca a transformação do gás oxigênio em gás ozônio.

Na baixa atmosfera o ozônio se forma com a decomposição de gases de escape de veículos de transporte que, por mecanismos mais complexos, também acabam transformando oxigênio em ozônio.

O contato com o ozônio prejudica o crescimento de vegetais e plantas. Nos animais e seres humanos, ele provoca irritação nos olhos, comprometimento

da função pulmonar, agravamento de doenças respiratórias, como a asma, além de aumentar a suscetibilidade às infecções.

Alguns estudos têm demonstrado que o ozônio é capaz de provocar lesões nas células humanas, levando a alterações que podem ser responsáveis pelo aparecimento de tumores.



Disponível em: <www.uenf.br/uenf/centros/cct/gambiental/ar_concozonio.jpg>. Acesso em: 6 ago. 2015.

A concentração de gás ozônio é um pouco maior na estratosfera do que nas outras camadas da atmosfera. É na estratosfera que está localizada a camada de ozônio.

Exercício resolvido

1 (Vunesp-SP) A elevação da temperatura de um sistema produz, geralmente, alterações que podem ser interpretadas como sendo devidas a processos físicos ou químicos.

Medicamentos, em especial na forma de soluções, devem ser mantidos em recipientes fechados e protegidos do calor para que se evite:

- I. a evaporação de um ou mais de seus componentes;
- II. a decomposição e conseqüente diminuição da quantidade de composto que constitui o princípio ativo;
- III. a formação de compostos indesejáveis ou potencialmente prejudiciais à saúde.

Cada um desses processos – I, II, III – corresponde a um tipo de transformação, classificada, respectivamente, como:

- | | | |
|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|
| a) física, física e química. | c) química, física e física. | e) química, química e física. |
| b) física, química e química. | d) química, física e química. | |

Resolução

I. A evaporação é uma mudança de estado de agregação de líquido para vapor. Trata-se de um fenômeno físico, pois não ocorre transformação da matéria.

II. A decomposição é uma transformação química (como a que ocorre com o peróxido de hidrogênio na presença de luz).

III. A formação de um composto que não existia antes é uma transformação química.

Alternativa **b**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 Com base no que vimos na teoria e no conhecimento de Química que você adquiriu no Ensino Fundamental, classifique as reações relacionadas a seguir em síntese (composição) ou decomposição (análise) e indique o que significam os sinais em cima de algumas setas.

- a) nitrito de amônio $\xrightarrow{\Delta}$ água + nitrogênio
- b) óxido de sódio + água \longrightarrow hidróxido de sódio
- c) cloreto de sódio \xrightarrow{i} sódio metálico + gás cloro
- d) clorato de potássio $\xrightarrow{\Delta}$ cloreto de potássio + oxigênio
- e) cloreto de prata $\xrightarrow{\lambda}$ prata metálica + cloro

2 A seguir são fornecidas algumas equações de reações químicas. A esse respeito, indique a alternativa falsa.

- I. cloreto de prata \longrightarrow prata metálica + cloro
 - II. sódio metálico + gás oxigênio \longrightarrow óxido de sódio
 - III. óxido de cálcio + água \longrightarrow hidróxido de cálcio
 - IV. óxido de alumínio \longrightarrow alumínio metálico + oxigênio
 - V. gás carbônico \longrightarrow monóxido de carbono + oxigênio
- a) As reações I, IV e V representam uma análise química.
b) A reação I é uma fotólise.
c) A reação III ocorre com grande liberação de calor.
d) As reações II e III representam uma composição química.

- x** e) Os produtos das reações de análise são sempre substâncias simples.

3 Em relação às reações de síntese e de análise, assinale as afirmações corretas. A resposta deve ser igual à soma dos números das alternativas assinaladas. **Soma 15.**

- x** 01. Numa reação de síntese, duas substâncias distintas reagem formando um único produto. Essas reações podem ocorrer com liberação de energia.
- x** 02. A análise pode ser considerada um processo de identificação e determinação dos elementos que formam um composto.
- x** 04. Nas reações de análise, uma única substância recebe energia (térmica, luminosa, elétrica) e se transforma em duas ou mais substâncias diferentes.
- x** 08. As reações de análise podem ocorrer com absorção de energia.
16. As substâncias compostas podem sofrer reação de análise, mas não podem sofrer reação de síntese.
32. Hoje sabemos que, em determinadas condições, o ozônio sofre reação de decomposição formando oxigênio. Isso significa que o ozônio é uma substância composta.

4 (UFPE) Veja os esquemas a seguir:

- I. Água \xrightarrow{i} gás hidrogênio + gás oxigênio
- II. Gelo $\xrightarrow{\Delta}$ água
- III. Água oxigenada $\xrightarrow{\lambda}$ água + gás oxigênio

Classifique cada transformação em fenômeno físico ou químico.

A combustão

A combustão (queima) é uma reação química que ocorre entre um material combustível (material inflamável), como álcool etílico, gasolina, óleo *diesel*, madeira, papel, etc., e um comburente, geralmente o oxigênio, na presença de energia (calor).

combustível + comburente + calor (X) \longrightarrow produto da combustão + calor (X + Y)

Para que ocorra combustão, é necessário que a quantidade de combustível e de comburente se encontre em uma faixa ideal, dentro dos limites de inflamabilidade.

Esses limites (específicos para cada mistura) indicam a porcentagem mínima e a máxima de combustível e de comburente capazes de iniciar uma combustão.

Apesar de as combustões normalmente necessitarem de algum tipo de energia para serem desencadeadas, elas são reações que liberam muita energia, ou seja, a energia liberada em uma combustão é muito maior do que aquela necessária para dar início ao processo.

Para termos ideia dos fenômenos relacionados à combustão que intrigavam os cientistas no início do século XVIII, vamos fazer um experimento envolvendo a combustão de dois materiais diferentes: papel e palha de aço, verificando em cada caso como varia a massa dos reagentes para os produtos.

Experimento



As instruções para a construção da balança de pratos utilizando material caseiro encontram-se no Manual do Professor.

Combustão na balança de pratos

Material necessário

- 1 balança de pratos (que pode ser construída pelo professor)
- papel
- palha de aço
- caixa de fósforos

Como fazer

Pegue um pedaço de papel e coloque-o cuidadosamente sobre um dos suportes acima do prato da balança. Equilibre a balança colocando palitos de fósforo, um a um, no outro prato.

Quando a balança estiver equilibrada, acenda um palito de fósforo e queime o papel. Para qual dos lados a balança pende?

Repita o procedimento utilizando um pedaço de palha de aço no lugar do pedaço de papel. O que você observa agora?

Investigue

1. Na combustão do papel, a massa dos produtos é maior, menor ou igual à massa dos reagentes? Como você chegou a essa conclusão?
2. Na combustão da palha de aço, a massa dos produtos é maior, menor ou igual à massa dos reagentes? Como você chegou a essa conclusão?



CUIDADO!
Responsabilidade é tudo!

Dica de segurança

O experimento deve ser feito apenas pelo professor. É necessário ter extremo cuidado com a chama, certificando-se de que não há material inflamável por perto. Os alunos devem fazer observações e podem propor explicações para o que foi observado.

4) Lei da conservação da massa ou lei de Lavoisier

A História registra que, em 1773, o químico francês Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) repetiu os experimentos de calcinar metais em recipientes fechados, feitos treze anos antes (em 1760) pelo químico russo Mikhail Vasilyevich Lomonosov (1711-1775). Da mesma forma que Lavoisier, Lomonosov teria chegado à lei da conservação da massa. Sua descoberta, entretanto, não teve impacto por não ter sido divulgada no restante da Europa (o que atualmente equivale a um pesquisador que faz uma grande descoberta, mas não publica seu trabalho em inglês), que era o centro científico do século XVIII.

É preciso ter consciência de que a ciência que estamos aprendendo é a que se desenvolveu na Europa e, mais tarde, na América do Norte. Isso não significa que seja a única (nem necessariamente a melhor). Paralelamente, povos de todo o mundo – árabes, chineses, indígenas, japoneses, africanos – desenvolveram sua ciência e conhecimento com base na sua cultura, em seus anseios e em suas necessidades.

É impossível dizer quem chegou mais longe ou primeiro em cada descoberta porque geralmente não temos acesso a outras culturas como temos à cultura ocidental (quantos de nós somos capazes de ler um texto em russo, em chinês ou em línguas africanas?).

O importante é sabermos que a ciência não se desenvolveu só na Europa, embora, muitas vezes, pela forma como se discorre sobre o assunto, fique essa impressão.

O cientista considerado o “pai” da Química moderna no Ocidente é Lavoisier, que fez vários experimentos com reações químicas, baseando seu trabalho nas seguintes condições experimentais:

- uso constante de balanças de alta precisão para a época;
- realização das reações químicas em recipientes fechados;
- observação, medida e anotação cuidadosa da soma das massas dos reagentes e da soma das massas dos produtos participantes das reações.

Mesmo com a globalização, há muitos fatos científicos importantes que acabam restritos a determinados povos que utilizam uma linguagem pouco conhecida. Quantos pesquisadores já não se dispuseram a morar entre os indígenas e aprender suas línguas para ter acesso ao vasto conhecimento desses povos sobre as propriedades das plantas? Foto do filme *Xingu*, de Cao Hamburger, que conta a trajetória dos irmãos Villas Bôas, que viveram com indígenas para conhecer sua cultura.



Lavoisier e a descoberta do oxigênio

Lavoisier descreveu o experimento no qual obteve oxigênio pela calcinação do óxido de mercúrio (obtido, por sua vez, da combustão do mercúrio metálico) no texto intitulado *Elements de Chimie*, publicado em Paris, em 1790, do qual destacamos o seguinte trecho:

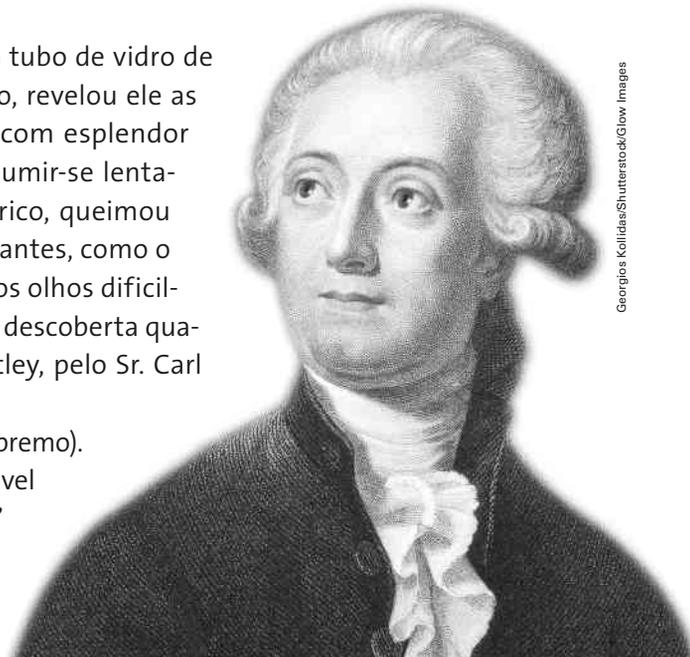
“Tendo-se posto parte deste ar em um tubo de vidro de mais ou menos uma polegada de diâmetro, revelou ele as seguintes propriedades: uma vela ardeu com esplendor deslumbrante, e o carvão, em vez de consumir-se lentamente conforme acontece no ar atmosférico, queimou com chama acompanhada de ruídos crepitantes, como o fósforo, e emitiu chama tão brilhante que os olhos dificilmente a suportavam. Essa espécie de ar foi descoberta quase ao mesmo tempo pelo Sr. Joseph Priestley, pelo Sr. Carl Wilhelm Scheele e por mim.

O Sr. Scheele chamou-o de ar empíreo (supremo). A princípio chamei-o de ar altamente respirável e, desde então, substituí o termo por ar vital.”

Na mesma época, Lavoisier mostrou que o ar atmosférico era uma mistura de ar vital com um outro “tipo de ar”, que não participava da combustão, ao qual ele deu o nome de azoto, mais tarde chamado de nitrogênio pelo químico francês Jean-Antoine Chaptal (1756-1832).

Em 1778, Lavoisier rebatizou o “ar vital” de oxigênio.

O nome oxigênio vem do grego *oxús*, ‘ácido’ + *gen*, ‘gerador’, que significa ‘gerador de ácidos’, pois equivocadamente Lavoisier pensou que o oxigênio estava presente em todas as substâncias ácidas.



Georgios Kollidas/Shutterstock/Glow Images

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794).

Curiosidade



A constatação de que o ar atmosférico é uma mistura de gases

No século XVIII, o ar atmosférico era considerado uma substância, e foi Joseph Priestley (1733-1804) quem conseguiu demonstrar que essa concepção era falsa.

Em 1ª de agosto de 1774, Priestley aqueceu óxido de mercúrio II e observou que ocorria desprendimento de um gás desconhecido, capaz de avivar a combustão.

Mais tarde, ele tentou verificar se o gás era respirável submetendo alguns animais a um ambiente repleto desse gás. Os animais continuaram vivos.

Depois, separou dois ratos, colocou um deles sob uma campânula que continha ar atmosférico e o outro sob uma campânula com o gás desconhecido. Verificou que o primeiro rato logo perdia os sentidos, mas o segundo continuava bem por muito tempo.

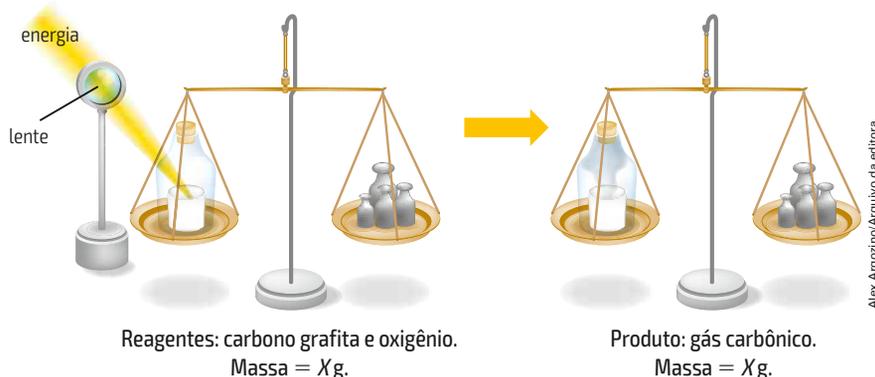
Concluiu então que alguma coisa mudava no ar, por causa da respiração do animal, e atribuiu essa mudança ao gás desconhecido (que Lavoisier chamaria de oxigênio).

Priestley ainda supôs que o novo gás se encontrava presente na atmosfera, que, portanto, deveria ser composta de uma mistura de gases.

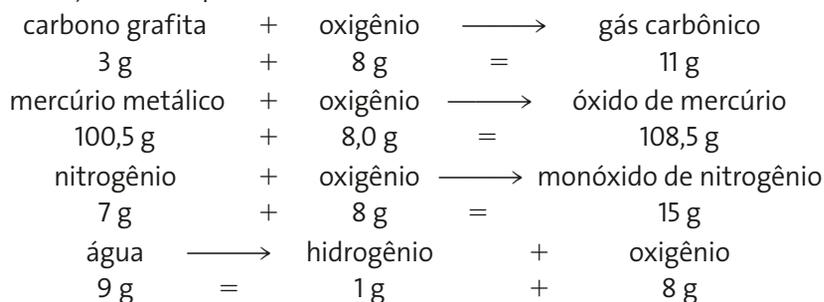
Lavoisier também explicou corretamente que a aparente perda de massa que acompanha a queima de materiais, como o carbono grafita e o papel, ocorre porque os produtos de combustão são gasosos e abandonam o sistema; porém, se as massas de todas as substâncias envolvidas em uma reação química são consideradas, não há, no balanço final, perda ou ganho de massa.

Veja a seguir experimento feito por Lavoisier que o permitiu chegar a essa conclusão.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Lavoisier verificou experimentalmente que essa regularidade ocorria sem restrições. Exemplos:



A partir dessa observação, Lavoisier enunciou a **lei de conservação das massas**:

Em uma reação química feita em recipiente fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

A conclusão de Lavoisier

Conhece o ditado “Nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”?

Podemos dizer que esse é um enunciado popular da lei de Lavoisier.

Continuando as análises quantitativas de várias substâncias, por meio de reações de síntese e análise, Lavoisier chegou ainda a uma complementação fundamental da lei de conservação das massas. Nas reações químicas, não apenas a massa das substâncias envolvidas se conserva, mas também a massa dos elementos que constituem as substâncias permanece constante.

Isso significa que, nas reações químicas, os elementos não se transformam uns nos outros. Essa conclusão pôs fim, naquela época, às ideias dos alquimistas de transmutação dos metais.

E o que acontece quando uma substância reage?

Os elementos que constituem essa substância se reorganizam para formar outra(s) substância(s), ou seja, a reação química é um rearranjo dos mesmos elementos formando novos grupos.

Por isso a massa total, antes e depois da reação química, permanece a mesma.



E como Lavoisier fez para estudar a combustão em recipiente fechado?

Para explicar a combustão num recipiente fechado, Lavoisier montou o seguinte experimento:

Ele colocou mercúrio metálico numa retorta com tubo longo e recurvado (A), de modo que o tubo da retorta alcançasse uma redoma (com ar) colocada sobre uma pequena cuba de vidro, na qual também havia mercúrio. Aqueceu então a retorta em um forno, de modo que provocasse a calcinação do mercúrio.

Esse procedimento formou óxido de mercúrio II, um pó vermelho que aderiu às paredes da retorta, ao passo que o ar contido na redoma diminuía de volume, reduzindo-se, ao fim do experimento, a quatro quintos do volume inicial.

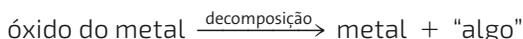
O mercúrio, portanto, combinou-se com "algo" presente no ar para formar o óxido de mercúrio II, o pó vermelho que se acumulou na retorta.

Lavoisier pôde observar que a "quantidade de ar" na redoma diminuiu porque o mercúrio contido na cuba de vidro ocupou o lugar de parte do ar consumido pela diminuição da pressão dentro da redoma em relação à pressão atmosférica (externa).

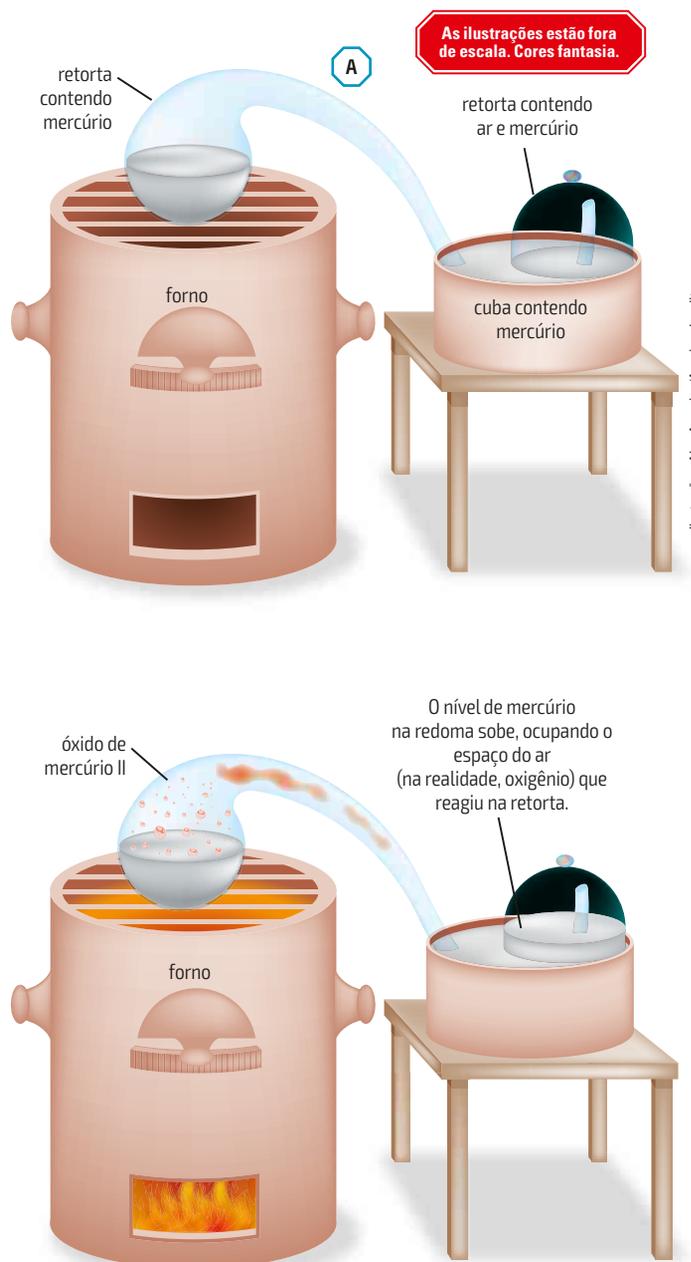
Lavoisier se interessou pelo fenômeno da combustão, mas, ao contrário da maioria de seus predecessores, planejou cuidadosamente seus experimentos, medindo com precisão a massa dos materiais submetidos à combustão e a massa dos produtos formados.

Ele prosseguiu queimando tudo o que pudesse ter em mãos, até um diamante, e foi capaz de mostrar que, quando um metal sofre corrosão em um recipiente fechado, o ganho resultante de massa é compensado por uma perda correspondente, em massa, do ar no recipiente.

Concluiu então que, quando um metal sofre corrosão, "algo" do ar penetra no metal ou se combina com ele.



A explicação de Lavoisier sobre o fenômeno da combustão causou uma verdadeira revolução nas ideias da época e mudou completamente as antigas noções de transformação química.



Ilustrações: Alex Argovino/Arquivo da editora

5) Lei das proporções constantes ou lei de Proust

Lembre-se de que na época (século XVIII), entendia-se por elemento químico ou simplesmente elemento qualquer substância que não sofresse decomposição (substância simples).

A composição de diversas substâncias foram sendo descobertas pelos cientistas por meio de experimentos envolvendo reações de síntese e de análise.

Por exemplo, os cientistas observaram que a decomposição da água por eletrólise (passagem de corrente elétrica) fornece hidrogênio e oxigênio; logo concluíram que a água é composta desses elementos.



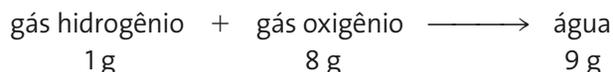
Verificou-se experimentalmente que, qualquer que seja a massa de água decomposta, **as massas de hidrogênio e oxigênio obtidas se encontravam sempre numa proporção constante e igual a 1 : 8**, conforme mostram os dados experimentais abaixo.

massa de água	→	massa de hidrogênio	+	massa de oxigênio	$\frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}}$
4,5 g		0,5 g		4,0 g	$\frac{0,5 \text{ g}}{4,0 \text{ g}} = \frac{1}{8}$
9,0 g		1,0 g		8,0 g	$\frac{1,0 \text{ g}}{8,0 \text{ g}} = \frac{1}{8}$
18,0 g		2,0 g		16,0 g	$\frac{2,0 \text{ g}}{16,0 \text{ g}} = \frac{1}{8}$



A decomposição da água por eletrólise foi feita pela primeira vez pelo químico francês Henry Cavendish (1731-1810) utilizando soluções de ácidos.

Logo, a reação inversa – de síntese entre hidrogênio e oxigênio para formar água – ocorre exatamente nessa proporção, de 1 para 8.



Se um dos gases for colocado em quantidade superior a essa proporção definida para a água, a diferença sobrarão como **excesso** do gás. Apenas a massa que estiver dentro da proporção 1 de hidrogênio para 8 de oxigênio formará água.

O químico francês Joseph Louis Proust (1754-1826), após cuidadosas investigações sobre o tipo e a quantidade de elementos presentes em diversas substâncias compostas, chegou a uma importante generalização, que ficou conhecida como **lei das proporções constantes** ou **definidas**:

A proporção em massa das substâncias que reagem e que são produzidas numa reação é fixa, constante e invariável.

Se para um dado material não ocorrer a verificação da lei das proporções constantes, então esse material não é uma substância, mas sim uma mistura.

Exercício resolvido

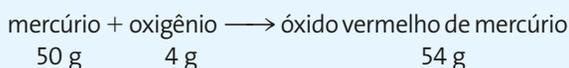
2 (Unicamp-SP) Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), o iniciador da Química moderna, realizou, por volta de 1775, vários experimentos. Em um desses experimentos aqueceu 100 g de mercúrio em presença do ar, dentro de um recipiente de vidro fechado, obtendo 54 g de óxido vermelho de mercúrio, tendo ficado ainda sem reagir 50 g de mercúrio.

Pergunta-se:

- Qual a razão entre a massa de oxigênio e a de mercúrio que reagiram?
- Qual a massa de oxigênio que seria necessária para reagir com todo o mercúrio inicial?

Resolução

a) De acordo com os dados, temos:



A razão entre a massa de oxigênio e a de mercúrio que participaram da reação é:

$$\frac{\text{massa de oxigênio que reagiu}}{\text{massa de mercúrio que reagiu}} = \frac{4}{50}$$

$$\begin{array}{rcl} \text{b) } 4 \text{ g de oxigênio} & \text{—————} & 50 \text{ g de mercúrio} \\ x & \text{—————} & 100 \text{ g de mercúrio} \end{array}$$

$$x = \frac{100 \cdot 4}{50}$$

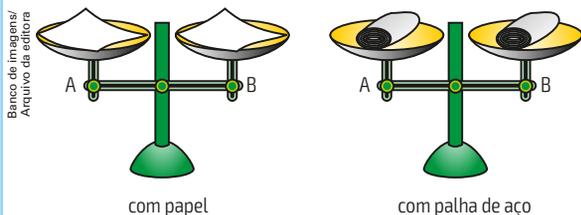
$x = 8 \text{ g de oxigênio}$

Portanto, são necessários 8 g de oxigênio para reagir completamente com 100 g de mercúrio.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

5 (Fuvest-SP) Os pratos A e B de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato A. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar do papel. Após cada combustão observou-se:



- A e B no mesmo nível
- A abaixo de B
- A acima de B
- A acima de B
- A abaixo de B

- A e B no mesmo nível
- A abaixo de B
- A acima de B
- A abaixo de B
- A e B no mesmo nível

6 Com base na lei de Proust e na lei de Lavoisier, indique os valores das massas que substituiriam corretamente as letras A, B, C, D, E e F no quadro a seguir.

massa de magnésio	+	massa de oxigênio	→	massa de óxido de magnésio
24 g	+	16 g	→	40 g
48 g	+	A g	→	B g
C g	+	4 g	→	D g
360 g	+	E g	→	F g

7 (Unicamp-SP) Hoje em dia, com o rádio, o computador e o telefone celular, a comunicação entre pessoas a distância é algo quase que “banalizado”. No entanto, nem sempre foi assim. Por exemplo, algumas tribos de índios norte-americanas utilizavam códigos com fumaça produzida pela queima de madeira para se comunicarem a distância. A fumaça é visível devido à dispersão da luz que sobre ela incide.

- Considerando que a fumaça seja constituída pelo conjunto de substâncias emitidas no processo de queima da madeira, quantos “estados da matéria” ali comparecem? Justifique.
- Pesar a fumaça é difícil, porém, “para se determinar a massa de fumaça na queima de uma certa quantidade de madeira, basta subtrair a massa de cinzas da massa inicial de madeira”. Você concorda com a afirmação que está entre aspas? Responda *sim* ou *não* e justifique.

8 Dada a reação de combustão do álcool etílico, encontre os valores das massas que substituiriam corretamente as letras de A até L no quadro a seguir, com base nas leis ponderais.

Álcool etílico	+	Gás oxigênio	→	Gás carbônico	+	Água
46 g		96 g		88 g		54 g
9,2 g		A g		B g		C g
D g		9,6 g		E g		F g
G g		H g		22 g		I g
J g		K g		L g		27 g

6 Método científico

Para evitar os raciocínios arbitrários utilizados na alquimia, instituiu-se na Renascença (período que sucedeu a Idade Média) o método científico indutivo, segundo o qual a ciência é construída a partir das etapas descritas a seguir. O conhecimento construído pelos cientistas que iremos estudar neste capítulo foi baseado nesse método.

Etapas	Características
Observação	Descrição qualitativa e/ou quantitativa de um fenômeno.
Experimentação	Verificação prática de todas as condições em que ocorre o fenômeno em estudo.
Verificação de regularidades	Constatação das condições em que o fenômeno se repete da mesma maneira.
Reunião e organização dos dados	Organização dos dados obtidos.
Interpretação	Interpretação e explicação do fenômeno a partir dos dados obtidos.
Afirmção de regras	Generalizações de fatos que ocorrem apenas com uma parcela dos itens relacionados ao fenômeno.
Afirmção de leis	Generalizações que ocorrem sem restrições, baseadas em experimentações e deduções lógicas.
Elaboração de teorias	A teoria elaborada para a explicação de uma lei pode ser abandonada a favor de outra teoria que se mostre mais completa e correta.
Criação de modelos	Um modelo é uma imagem mental que o cientista utiliza para explicar uma teoria a respeito de um fenômeno que não pode ser observado diretamente.
Previsão de outros fenômenos	A teoria elaborada para explicar o fenômeno deve ser capaz de prever o que ocorrerá em outras situações além das que foram experimentadas.



Photoresarchers/Latinstock

Nos laboratórios de Química dirigidos à pesquisa, os equipamentos de alta tecnologia são indispensáveis.

Desse modo, segundo o método indutivo, o cientista deve primeiro observar dados concretos e depois, a partir de uma base experimental, estruturar sua teoria. Dessa forma, qualquer teoria antecipada ao experimento era considerada um entrave ao progresso da ciência.

Porém, esse não é mais o método empregado.

E hoje em dia, como é feito?

Os progressos científicos sucessivos exigem sistemas mais rápidos de pesquisa. Para atender a essa demanda, foram implantadas mudanças gradativas no método de pesquisa e análise dos fenômenos:

- primeiro os cientistas imaginam as teorias mais prováveis para explicar um fenômeno em estudo;
- só depois essas implicações da teoria são verificadas na prática.

As informações obtidas experimentalmente servem para aperfeiçoar a teoria. O processo, repetido quantas vezes for necessário, acaba levando a um modelo teórico mais preciso. Na Física, por exemplo, quando a Mecânica clássica passou a ser insuficiente para explicar determinadas observações experimentais (como o comportamento das partículas da matéria), os cientistas chegaram à Mecânica quântica (que explica o comportamento físico de partículas) utilizando essa sequência de procedimentos.

7) Modelo atômico de Dalton

Em 1803, o químico inglês John Dalton (1766-1844) desenvolveu uma teoria sobre a estrutura da matéria retomando a antiga ideia de átomo (partícula indivisível) imaginada pelos filósofos gregos Demócrito e Leucipo, por volta de 450 a.C. (matéria descontínua). Dalton foi muito habilidoso na elaboração de modelos mentais e na construção de representações físicas desses modelos. Ele utilizou pequenos círculos para representar os átomos dos diferentes elementos químicos:



Neste livro, representamos os átomos de Dalton da maneira a seguir, com diâmetros relativos e cores fantasia, para tornar a explicação mais fácil e didática.

As cores das figuras abaixo são ilustrativas; átomos e moléculas não têm cor. As imagens estão fora de escala.

Átomos de:



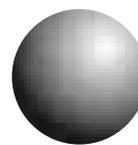
hidrogênio



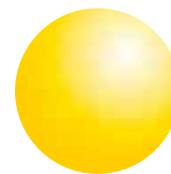
oxigênio



nitrogênio



carbono



enxofre

Ilustrações:
Banco de Imagens
Arquivo da editora

Postulados de Dalton

Utilizando seu modelo, Dalton estabeleceu os postulados a seguir:

- I. Todas as substâncias são constituídas de minúsculas partículas, denominadas átomos. Os átomos não podem ser criados nem destruídos. Cada substância é constituída de um único tipo de átomo.
- II. As substâncias simples, ou elementos, são formadas de “átomos simples”, que são átomos isolados, pois átomos de um mesmo elemento químico sofrem repulsão mútua. Os “átomos simples” são **indivisíveis**.
- III. As substâncias compostas são formadas de “átomos compostos”, capazes de se decompor, durante as reações químicas, em “átomos simples”.
- IV. Todos os átomos de uma mesma substância são idênticos na forma, no tamanho, na massa e nas demais propriedades; átomos de substâncias diferentes possuem forma, tamanho, massa e propriedades diferentes. A massa de um “átomo composto” é igual à soma das massas de todos os “átomos simples” componentes.

Postulados são uma série de afirmações ou proposições que não podem ser comprovadas, mas que são admitidas como verdadeiras, servindo de ponto de partida para a dedução, ou conclusão, de outras afirmações.



Album/Oronoz/Latinstock

John Dalton faleceu em 1844, aos 78 anos de idade.

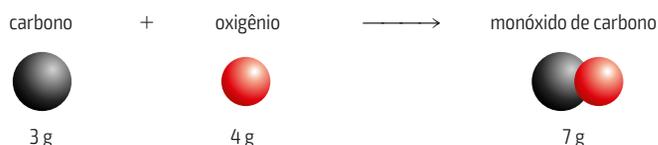
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

É por isso que compostos diferentes podem ser formados pelos mesmos elementos químicos.

A teoria de Dalton tornava possível, por meio de uma ideia única, explicar todas as leis ponderais (generalizações sem restrições sobre as massas das substâncias que participam de uma reação química, ou seja, a lei da conservação da massa de Lavoisier e a lei das proporções constantes de Proust) que regem as transformações químicas.

Por exemplo, experimentalmente é possível verificar que:

- uma massa igual a 3 g de carbono se combina com 4 g de gás oxigênio para formar 7 g de um gás muito tóxico, o monóxido de carbono.



De acordo com a teoria de Dalton, os “átomos compostos” de monóxido de carbono são constituídos de um “átomo simples” de carbono e um “átomo simples” de oxigênio.

- uma massa igual a 3 g de carbono se combina com 8 g de gás oxigênio para formar 11 g de um gás atóxico, o dióxido de carbono (ou gás carbônico).



De acordo com a teoria de Dalton, cada “átomo composto” de dióxido de carbono é formado de um “átomo simples” de carbono e dois “átomos simples” de oxigênio. A partir dessa argumentação, os cientistas da época passaram a aceitar integralmente a teoria atômica.

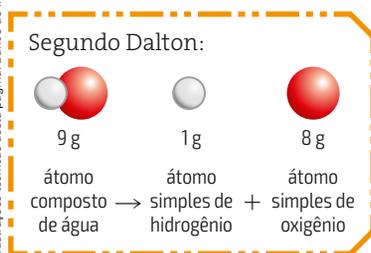
O conceito de massa relativa

Como os átomos seriam extremamente pequenos e não podiam ser vistos ou contados, não seria possível medir a massa de cada átomo individualmente, mas, partindo de informações experimentais e de algumas “suposições”, Dalton sugeriu que seria possível estabelecer uma relação entre as massas dos diversos tipos de átomo.

Dalton, então, utilizou a regra da máxima simplicidade para determinar as massas atômicas relativas dos elementos. Partindo do princípio de que a água é composta de hidrogênio e oxigênio na proporção em massa de 1 : 8, ele considerou o “átomo composto” de água formado por um “átomo simples” de hidrogênio e por um “átomo simples” de oxigênio; portanto, as massas relativas desses elementos seriam, respectivamente, 1 e 8.

Apesar de as conclusões de Dalton em relação à composição da água serem incorretas, conforme ficou provado experimentalmente mais tarde, a ideia de trabalhar com uma relação de massas para ter um parâmetro de grandeza dos diferentes tipos de átomo foi extremamente importante para o desenvolvimento da Química.

O conceito de relação de massas ou massas relativas é amplamente utilizado até hoje.





SPL/Latinstock

8 A lei volumétrica de Gay-Lussac

O cientista francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), por volta de 1808, fez voos de balão para estudar a atmosfera superior, o que o levou a realizar pesquisas sobre as propriedades de combinação dos gases.

Como parte dessas pesquisas, Gay-Lussac fez passar uma corrente elétrica pela água (eletrólise), um experimento que estava sendo repetido por vários cientistas desde a descoberta da pilha voltaica, uma fonte constante de energia elétrica.

Que tal também fazermos a eletrólise da água para acompanharmos melhor as ideias de Gay-Lussac?

Louis Gay-Lussac

Experimento



Eletrólise da água

Material necessário

- 2 eletrodos de fio de cobre grosso, de 2,5 mm de diâmetro e 20 cm de comprimento, descascados nas extremidades
- cuba de plástico feita com o fundo de uma garrafa PET transparente de 2 L
- 2 seringas de 5 mL de capacidade (sem agulha)
- massa de modelar ou parafina (para vedar as seringas)
- tira de isopor que caiba na cuba (para dar suporte às seringas)
- 1 bateria de 6 V (bateria de moto) ou 4 pilhas alcalinas de 1,5 V ligadas em série em um porta-pilhas
- 2 fios de cobre bem finos de aproximadamente 40 cm de comprimento (comprados em loja de material elétrico)
- fita adesiva
- água
- 1 colher rasa de café de sulfato de sódio

Como fazer

Faça uma solução diluída de sulfato de sódio, dissolvendo uma colher rasa do sal em 500 mL de água. Reserve.

Fure a tira de isopor próximo às duas extremidades para poder encaixar as duas seringas, lado a lado na placa. Reserve. Vede as pontas das seringas com massa de modelar ou parafina. Reserve.

Remova 2 cm da parte isolante das extremidades de cada fio de cobre grosso para fazer os eletrodos e ajeite seu formato em "S" para que uma parte dele possa ficar dentro da cuba, encaixada em uma seringa, e a outra fique para fora da cuba para ser ligada, por meio de um fio de cobre fino, a um dos polos da bateria (observe o esquema na página ao lado).

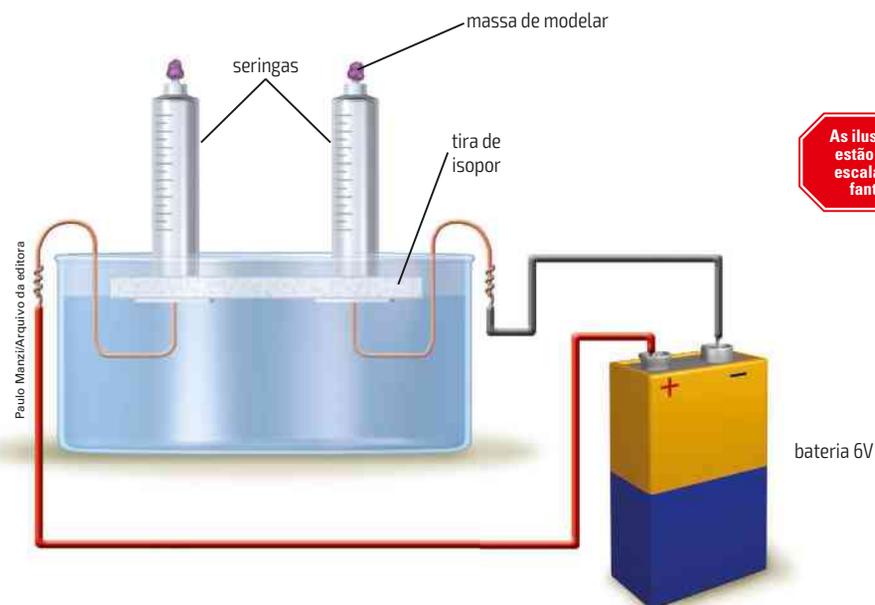
Se necessário, utilize a fita adesiva para prender o fio de cobre fino ao eletrodo e à bateria.

Coloque a solução aquosa de sulfato de sódio até 2/3 da altura da cuba.

Encha uma seringa completamente com a solução, tape-a com a palma da mão e emborquede-a na solução da cuba. Só retire a mão quando a boca da seringa estiver abaixo do nível da solução na cuba, de modo que não fique ar dentro da seringa. Encaixe a seringa no suporte de isopor e arrume dentro dela um dos eletrodos de cobre.

A palavra *eletrodo* significa 'caminho para a eletricidade'. O eletrodo ligado ao **polo positivo** da bateria é denominado **ânodo**. O eletrodo ligado ao **polo negativo** é denominado **cátodo**.

Repita o procedimento descrito anteriormente com a outra seringa e o outro eletrodo. O sistema final deverá ficar semelhante ao do esquema. Deixe a eletrólise ocorrer até que uma das seringas fique cheia de gás. Em seguida, o professor poderá fazer os testes demonstrativos



As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Esquema do sistema para eletrólise da água

para o reconhecimento dos gases hidrogênio e oxigênio.

- **Teste do hidrogênio:** retire da cuba a seringa que você acredita que tenha o gás hidrogênio, mantendo-a com a boca virada para baixo para evitar que o gás (que é menos denso que o ar) escape. Aproxime da seringa um palito de fósforo aceso. O que você observa? Por quê?
- **Teste do oxigênio:** retire da cuba a seringa que você acredita que tenha o gás oxigênio, mantendo-a inclinada, com a boca virada para cima (o oxigênio é mais denso que o ar), e aproxime um palito de fósforo em brasa ou um pedaço de palhinha de aço começando a queimar. O que você observa? Por quê?

Descarte de rejeitos

A solução de sulfato de sódio pode ser descartada diretamente na pia. A bateria (ou as pilhas) contém metais pesados e tóxicos, além de outros materiais poluentes; quando gastas,

devem ser entregues em postos de coleta especializados para serem devolvidas ao fabricante, que irá reciclá-las.

Investigue

1. Em qual dos eletrodos o oxigênio é produzido: no ânodo ou no cátodo? E o hidrogênio? Como você chegou a essa conclusão?
2. O volume de gases hidrogênio e oxigênio obtidos é exatamente o que você esperava? Se não, proponha uma explicação (se necessário, investigue a respeito) para a proporção entre volumes observada.
3. Nossa proposta é dar preferência à utilização de materiais do dia a dia nos experimentos. Por que então preferimos utilizar sulfato de sódio em vez de cloreto de sódio (sal de cozinha) se ambos formam com a água uma solução condutora? Se não conseguir responder, repita o experimento substituindo o sulfato de sódio pelo cloreto de sódio. O que você observa? Explique.



CUIDADO!
Responsabilidade é tudo!

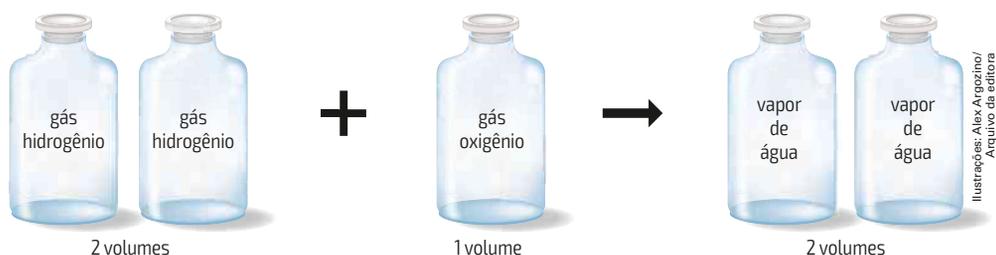
Dicas de segurança

- 1) O sulfato de sódio é um pó branco, sem cheiro e de toxicidade média quando ingerido. Não causa irritações na pele nem nas membranas mucosas, mas em grandes concentrações pode causar irritações às narinas e aos olhos. Não é inflamável. É usado na manufatura de papelão, vidro, papel *kraft*, cerâmica vitrificada, detergente, fibras têxteis (viscose, raiom), tintas, corantes e aditivos de alimentos. Na Medicina é usado como laxante. Pode ser encontrado em algumas farmácias.
- 2) Os testes devem ser feitos apenas pelo professor, tomando extremo cuidado com a chama, certificando-se de que não há materiais inflamáveis por perto. Os alunos farão observações e poderão propor explicações para o que foi observado.

Lei das proporções volumétricas constantes

Os experimentos de Gay-Lussac com a decomposição e a síntese da água foram feitos sob condições constantes de temperatura e pressão.

Na reação de síntese do vapor de água a partir dos gases hidrogênio e oxigênio, Gay-Lussac observou a seguinte proporção invariável: cada 2 volumes de gás hidrogênio reagem com 1 volume de gás oxigênio para formar 2 volumes de vapor de água.



Os quadros a seguir fornecem alguns valores experimentais de volume para a reação de síntese da água.

volume de hidrogênio	+	volume de oxigênio	→	volume de água	excesso
10 litros		5 litros		10 litros	Não há
10 litros		8 litros (5 L + 3 L)		10 litros	3 L de oxigênio
10 litros (8 L + 2 L)		4 litros		8 litros	2 L de hidrogênio

Esses resultados levaram Gay-Lussac a afirmar que a água era composta de duas partes de hidrogênio e uma de oxigênio (em volume).

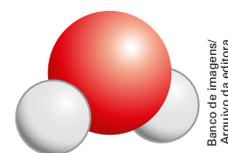
Apesar de Gay-Lussac acreditar que seus experimentos comprovavam a teoria atômica de Dalton, muitos cientistas criticaram seu trabalho, pois, se ele estivesse certo, as **massas relativas** do hidrogênio e do oxigênio deveriam ser, respectivamente, 2 e 16, e não 1 e 8, como previsto por Dalton (p. 90).

Porém, outros experimentos mostravam resultados semelhantes.



Como essa relação de volumes constantes pode ser verificada em qualquer reação entre substâncias gasosas sob pressão e temperatura constantes, ficou reconhecida como lei das proporções volumétricas constantes, enunciada da seguinte maneira:

Os volumes das substâncias gasosas que reagem e que são produzidas nas mesmas condições de temperatura e pressão guardam entre si uma relação de números inteiros e pequenos.



$$\frac{\text{hidrogênio}}{\text{oxigênio}} = \frac{1}{8} = \frac{2}{16}$$

Contradições entre a hipótese e os experimentos de Gay-Lussac

As pesquisas de Gay-Lussac chamaram a atenção dos cientistas pela simplicidade da relação entre os volumes dos gases participantes de uma reação, pois mostrava evidências da manifestação de alguma propriedade importante dos gases.

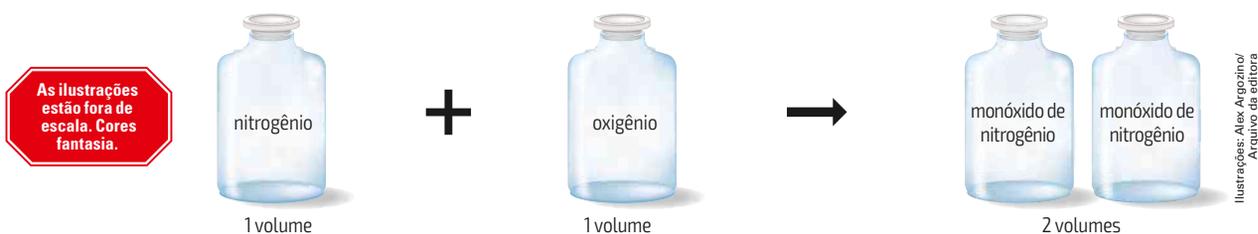
Gay-Lussac acreditava que suas observações confirmavam a teoria atômica de Dalton e, com base nessa teoria, elaborou uma **hipótese**: “Volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de átomos”.

Ocorre que a **hipótese** de Gay-Lussac era contraditória com o resultado de seus próprios experimentos.

Pela **hipótese de Gay-Lussac**:



Mas os **experimentos de Gay-Lussac** mostravam que:

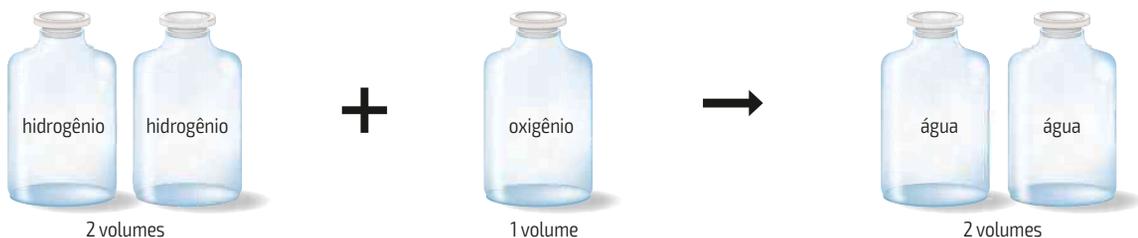


O mesmo ocorria na reação de síntese da água.

Pela **hipótese de Gay-Lussac**:



Mas os **experimentos de Gay-Lussac** mostravam que:



A hipótese de Gay-Lussac tornou-se incompatível com suas observações experimentais. Outras contradições como essa foram verificadas na prática em diversas reações.

A resposta para esse impasse e a explicação para a lei volumétrica de Gay-Lussac foram encontradas pelo físico italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856), que sugeriu que todas as contradições teóricas e práticas entre a hipótese de Gay-Lussac e a teoria atômica de Dalton podiam ser eliminadas se fosse introduzido o conceito de **molécula**.

9) O conceito de molécula

A palavra molécula é de origem latina e significa 'pequena massa'.

Desse modo, as moléculas seriam formadas de pequenos agregados de átomos — de elementos químicos iguais ou diferentes.

Segundo Avogadro, a molécula era a menor partícula de uma substância capaz de existir isoladamente, e os átomos representavam a menor quantidade de um elemento químico encontrado nas moléculas de diferentes substâncias.

De acordo com esse conceito, Avogadro propôs, em 1811, uma hipótese que hoje é reconhecida como lei, a lei de Avogadro:

Volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.

Veja como Avogadro desenvolveu seu raciocínio utilizando o conceito de molécula para pôr fim às contradições entre a teoria de Dalton e a lei volumétrica de Gay-Lussac, tomando a água como exemplo.

- Gay-Lussac provou experimentalmente que:



- Avogadro considerou que o número de moléculas em cada unidade de volume era o mesmo, por exemplo, x moléculas:

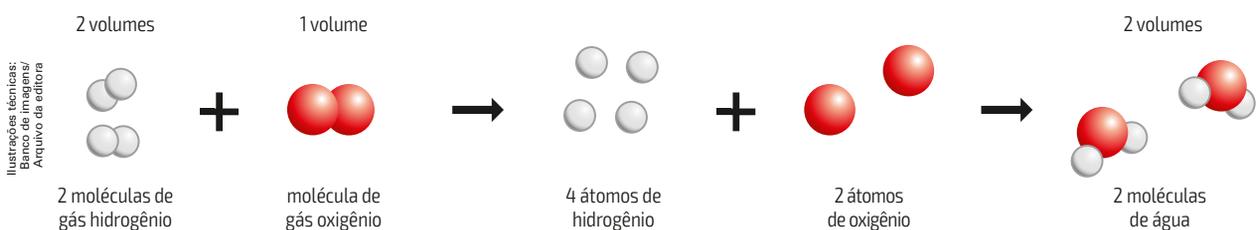


- Dividindo-se todos os valores da relação acima por x , tem-se:



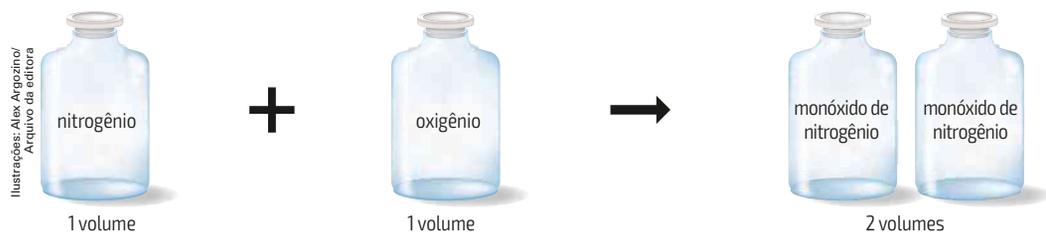
Segundo esse raciocínio, concluímos que na reação de síntese da água cada molécula de gás hidrogênio é formada por dois átomos de hidrogênio, e cada molécula de gás oxigênio é formada por dois átomos de oxigênio.

Durante a reação, as “moléculas integrais” separam-se em “átomos elementares”, e cada dois átomos de hidrogênio se unem a um átomo de oxigênio para formar no total duas moléculas de água.



Observe o raciocínio utilizado por Avogadro para compreender a síntese do monóxido de nitrogênio.

- Gay-Lussac provou experimentalmente que:

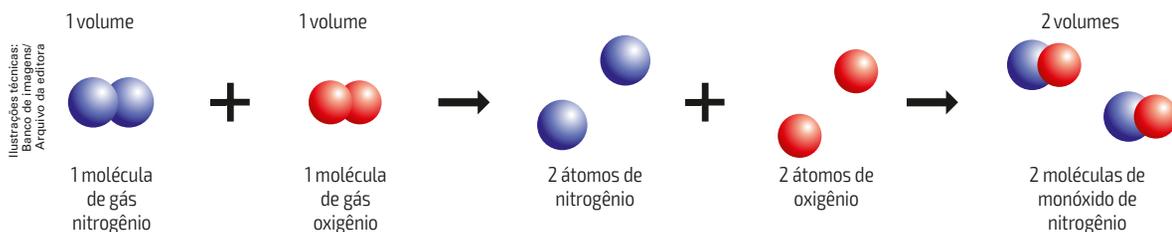


As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

- Avogadro considerou que o número de moléculas em cada unidade de volume era o mesmo, por exemplo, x moléculas:



- Dividindo-se todos os valores da relação acima por x , tem-se:



Avogadro utilizou um raciocínio semelhante para síntese da amônia.

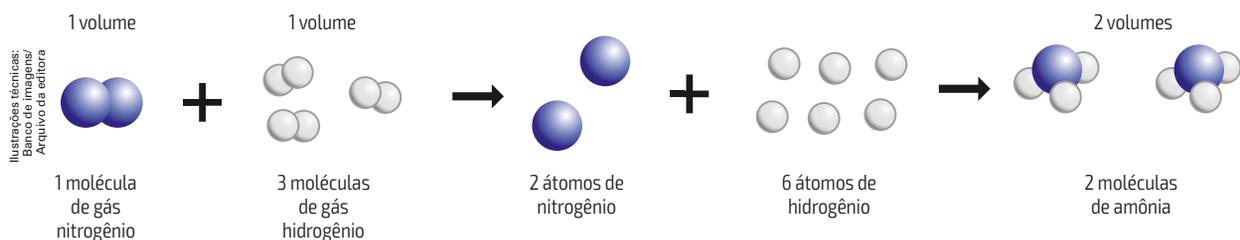
- Gay-Lussac provou experimentalmente que:



- Avogadro considerou que o número de moléculas em cada unidade de volume era o mesmo, por exemplo, x moléculas:



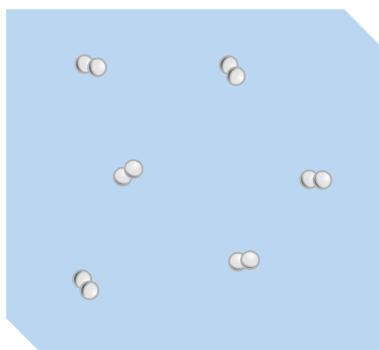
- Dividindo-se todos os valores da relação acima por x , tem-se:



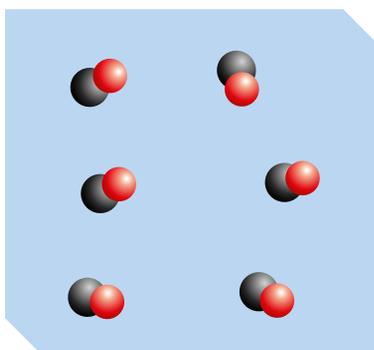
A teoria de Avogadro apresenta ainda os seguintes itens que compõem a definição contemporânea para substâncias simples e substâncias compostas:

- As moléculas das substâncias são constituídas de pelo menos dois átomos.
Exemplos: H_2 , P_4 , NO , NH_3 .

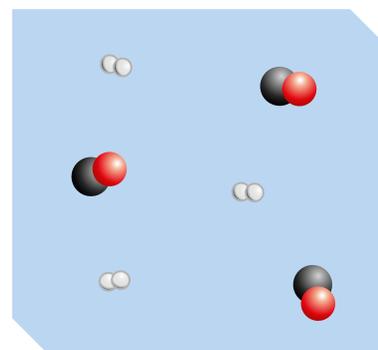
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Moléculas de H_2 , constituídas por dois átomos de hidrogênio.



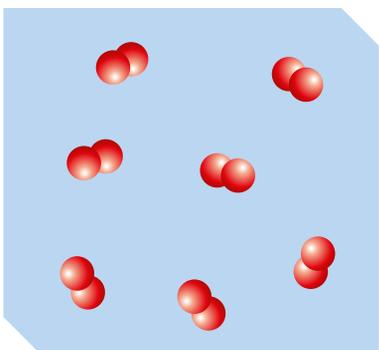
Moléculas de NO , constituídas por um átomo de nitrogênio e um átomo de oxigênio.



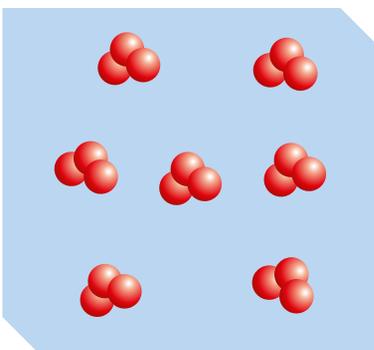
Mistura de moléculas de H_2 e de NO .

Ilustrações: Bianco de imagens/Arquivo da editora

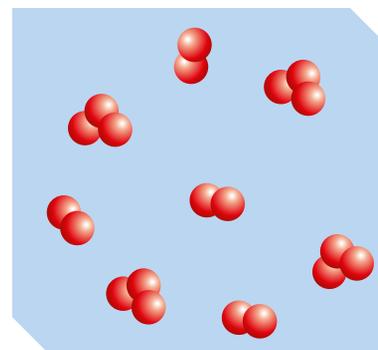
- As moléculas das substâncias simples são constituídas por átomos de mesmo elemento químico.
Exemplos: O_2 , O_3 , Cl_2 , S_8 .



Moléculas de O_2 , substância simples.

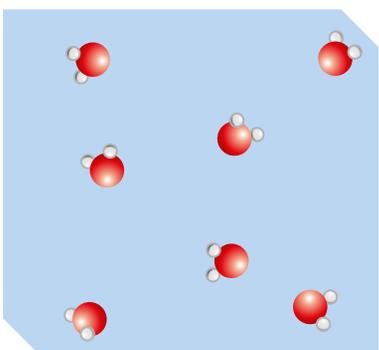


Moléculas de O_3 , substância simples.

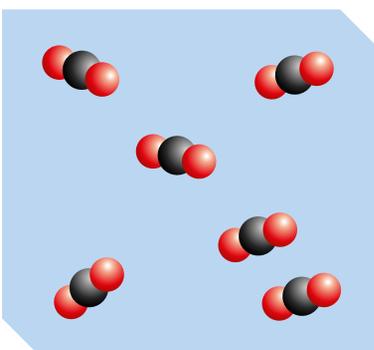


Mistura de substâncias simples: O_2 e O_3 .

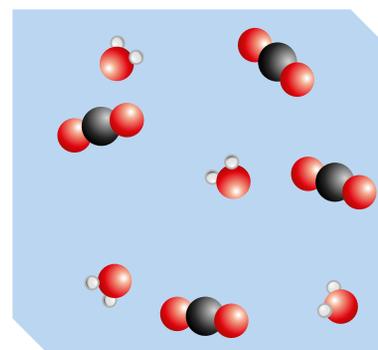
- As moléculas das substâncias compostas são constituídas por átomos de dois ou mais elementos químicos diferentes.
Exemplos: H_2O , CO_2 , C_2H_6O , H_2SO_4 .



Moléculas de H_2O , substância composta.



Moléculas de CO_2 , substância composta.

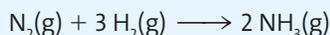


Mistura de substâncias compostas: H_2O e CO_2 .

- Numa reação química, as moléculas podem ser divididas, mas os átomos permanecem indivisíveis.

Exercício resolvido

3 (Vunesp-SP) Considere a reação a seguir em fase gasosa:



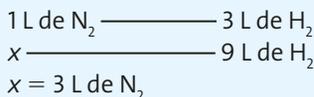
Fazendo-se reagir 4 L de gás nitrogênio com 9 L de gás hidrogênio em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

- os reagentes estão em quantidades proporcionais à indicada na reação.
- o N_2 está em excesso.
- após o fim da reação, os reagentes são totalmente convertidos em amônia.

- a reação se processa com aumento do volume total.
- após o fim da reação, são formados 8 L de NH_3 .

Resolução

Pela equação química, temos que:



Como 9 L de gás hidrogênio reagem totalmente com 3 L de gás nitrogênio e foram disponibilizados 4 L deste último gás, concluímos que há um excesso de 1 L de gás nitrogênio.

Alternativa **b**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

9 (UEL-PR) Observe a charge a seguir:



Adaptado de: Folha de S. Paulo, 10 maio 2009. Folha Ilustrada, p. E7.

A charge remete à ausência de um procedimento necessário na concepção de método de conhecimento científico fundamental na corrente empirista, que é

- o recurso à dedução lógica.
- a formulação de uma hipótese.
- o uso da intuição.
- a prática da generalização.
- a verificação de evidências fatuais.

10 Julgue a afirmação a seguir como verdadeira ou falsa, justificando sua posição.

“Os modelos que os cientistas criam para ilustrar uma teoria representam um retrato macroscópico fiel do que foi observado microscopicamente.”

11 Por que, segundo Dalton, as substâncias simples eram necessariamente formadas por átomos isolados (“átomos simples”)?

12 O que levou Dalton a concluir que o “átomo composto” de água era formado de um “átomo simples” de oxigênio e um “átomo simples” de hidrogênio?

13 A reação de síntese do gás cloreto de hidrogênio é feita em condições constantes de pressão e temperatura. Forneça o valor do volume que substitui corretamente as letras A, B, C, D, E e F nos quadros a seguir.

hidrogênio		cloro		cloreto de hidrogênio
7 litros		7 litros		14 litros
A litros	+	B litros	→	15 litros
C litros		3 litros		D litros
2 litros		E litros		F litros

14 Dê os valores dos volumes que substituem corretamente as letras A, B, C, D, E e F, nos quadros a seguir, da síntese da água, sob pressão e temperatura constantes.

hidrogênio		oxigênio		vapor de água
10 litros		5 litros		10 litros
12 litros	+	A litros	→	B litros
C litros		13 litros		D litros
E litros		F litros		7 litros

15 (UFS-SE) Em uma experiência, feita nas mesmas condições de temperatura e pressão, verificou-se que a decomposição de 2 L de um cloreto de arsênio gasoso produziu arsênio sólido e 3 L de cloro gasoso. Quantos átomos de cloro havia na molécula de cloreto de arsênio? Dado: a molécula de cloro gasoso é formada por 2 átomos de cloro.

- a) 1 b) 2 **x** c) 3 d) 4 e) 5

16 (Unir-RO) Verifica-se, experimentalmente, que, na reação entre os gases hidrogênio e oxigênio, em condições de temperatura e pressão constantes, 6 mL de gás hidrogênio são consumidos ao reagirem com 3 mL de oxigênio, produzindo 6 mL de vapor de água. Sobre essa reação, pode-se afirmar:

- x** a) Durante a reação houve uma contração de volume igual a 1/3 do volume inicial.
 b) A proporção volumétrica é 1:2:1, pois coincide com os coeficientes da equação da reação.
 c) O volume de gás oxigênio necessário para reagir com 25 L de hidrogênio é 50 L.
 d) Essa reação não obedece à lei das combinações dos volumes gasosos.
 e) Nas condições propostas, os volumes dos reagentes e produtos não podem ser determinados.

17 (Enem) Quando definem moléculas, os livros geralmente apresentam conceitos como: “a menor parte da substância capaz de guardar suas propriedades”. A partir de definições desse tipo, a ideia transmitida ao estudante é a de que o constituinte isolado (moléculas) contém os atributos do todo. É como dizer que uma molécula de água possui densidade, pressão de vapor, tensão superficial, ponto de fusão, ponto de ebulição, etc. Tais propriedades pertencem ao conjunto, isto é, manifestam-se nas relações que as moléculas mantêm entre si.

Adaptado de: OLIVEIRA, R. J. O mito da substância. *Química nova na escola*, n. 1, 1995.

O texto evidencia a chamada visão substancialista que ainda se encontra presente no ensino da Química.

A seguir estão relacionadas algumas afirmativas pertinentes ao assunto.

- I. O ouro é dourado, pois seus átomos são dourados.
 II. Uma substância “macia” não pode ser feita de moléculas “rígidas”.
 III. Uma substância pura possui pontos de ebulição e fusão constantes, em virtude das interações entre suas moléculas.
 IV. A expansão dos objetos com a temperatura ocorre porque os átomos se expandem.

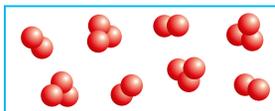
Dessas afirmativas, estão apoiadas na visão substancialista criticada pelo autor apenas:

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

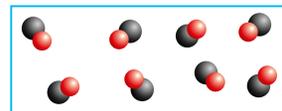
18 Classifique os sistemas abaixo em:

- I. Substância simples.
 II. Substância composta.
 III. Mistura de substâncias simples.
 IV. Mistura de substâncias compostas.
 V. Mistura de substâncias simples e compostas.

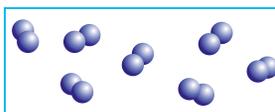
Sistema A



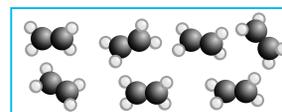
Sistema D



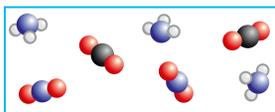
Sistema B



Sistema E



Sistema C



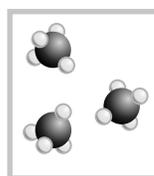
19 (UFS-SE) Constata-se experimentalmente que, nas mesmas condições de temperatura e pressão, 3 volumes de hidrogênio reagem com 1 volume de ozônio, produzindo 3 volumes de vapor de água. Essa informação nos permite deduzir – a partir da lei de Avogadro – que o número de átomos na molécula de ozônio é igual a:

- a) 2. **x** b) 3. c) 4. d) 5. e) 6.

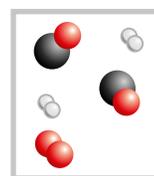
20 (UFRJ) Identifique a alternativa que apresenta, na sequência, os termos corretos que preenchem as lacunas da seguinte afirmativa: “Uma substância ... é formada por ... que contêm apenas ... de um mesmo ...”

- a) composta; moléculas; elementos; átomo.
 b) composta; moléculas; átomos; elemento.
 c) química; elementos; moléculas; átomo.
 d) simples; átomos; moléculas; elemento.
x e) simples; moléculas; átomos; elemento.

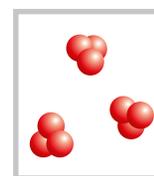
21 (UPM-SP) Observando-se os modelos abaixo, onde as esferas representam átomos, é correto afirmar que:



I



II



III

- a) o sistema I contém uma mistura.
 b) o sistema III contém uma substância pura composta.
 c) o sistema II contém apenas substâncias puras compostas.
x d) o sistema I contém uma substância pura composta.
 e) o sistema II contém apenas duas substâncias simples.

FOI NOTÍCIA!



O CFC e a camada de ozônio – a farsa?

artpartner-images.com/Alamy/Other Images



Ilustração artística (fora de escala e em cores fantasia) do "buraco" na camada de ozônio.

Há quase 10 anos, reanalisei as séries de ozônio de Oslo e Tronsoe, Noruega, e escrevi um trabalho mostrando que as concentrações de ozônio estratosféricos são altamente variáveis e dependem da variação de fatores internos e externos ao sistema Terra-atmosfera, como produção de radiação ultravioleta pelo Sol e a presença de aerossóis vulcânicos.

A verdade é que não há evidências científicas de que a camada de ozônio na estratosfera esteja sendo destruída pelos compostos de clorofluorcarbono (CFCs), que são gases utilizados em refrigeração (geladeira, ar-condicionado), como Freon 11 e Freon 12 [...].

O que ocorreu foi que, como os CFCs se tornaram de domínio público e já não podiam ser cobrados direitos de propriedade (*royalties*) sobre sua fabricação, as indústrias que controlam a produção dos substitutos [...] convenceram "certos" governos de países de primeiro mundo [...] a darem apoio para 'a farsa da destruição da camada de ozônio e do aumento do buraco de ozônio na Antártica', pois agora os seus substitutos recebem *royalties*.

O Freon 12, por exemplo, custava US\$ 1,70/kg e seu substituto R-134 custa quase US\$ 20,00/kg. Como as indústrias produtoras têm suas matrizes em países de primeiro mundo e pagam impostos lá, não fica difícil de concluir para onde vai nosso dinheiro e de quem é o interesse de sustentar uma ideia, ou hipótese, tão absurda como essa da destruição da camada de ozônio pelo homem. Na minha opinião,

essa hipótese é uma atitude neocolonialista, ou seja, de domínio dos países ricos sobre os pobres, através da tecnologia e das finanças. Países tropicais, como Brasil e Índia, precisam de refrigeração a baixo custo.

A hipótese da destruição da camada de ozônio é uma forma de transferir dinheiro de países pobres para países ricos, que já não possuem recursos naturais e têm de sobreviver explorando os outros financeiramente.

Uma das minhas preocupações é que o assunto já está sendo tratado nos livros de Ciências que as crianças usam e parece que vamos formar uma geração inteira, ou mais, baseados em afirmações, ou 'dogmas', sem fundamento científico.

O Brasil foi forçado a assinar o Protocolo de Montreal, que baniu os CFCs. Era uma das exigências do FMI para renegociar a dívida externa e receber mais empréstimos. [...]"

MOLION, Carlos Baldicero. In: FELICIO, Ricardo Augusto. Mudanças climáticas globais e implicações locais. (FLG 0114 – FFLCH/USP). Disponível em: <www.geografia.fflch.usp.br/graduacao/apoio/Apoio/Apoio_Conti/Ozonio.pdf>. Acesso em: 26 nov. 2015.

Você acabou de ler no artigo a afirmação de não haver evidência científica de que os CFCs são responsáveis pelo denominado "buraco na camada de ozônio" e de haver interesses econômicos e políticos associados à disseminação dessa crença. Você sabe quais são as principais teorias que explicam a "destruição da camada de ozônio"?

Nomenclatura atual

No século XVIII a Química era uma ciência emergente, mas a notação simbólica proposta por Dalton não era nada prática, e a nomenclatura das substâncias continuava igual à utilizada na alquimia.

Era muito habitual, nessa época, o uso de nomes estranhos para designar as substâncias comuns, como mostram os exemplos na tabela abaixo.

Na realidade, esses nomes baseavam-se unicamente em aspectos qualitativos, ou seja, na aparência de cada substância ou em alguma característica particular que chamasse a atenção.

Mas, à medida que mais substâncias eram descobertas e o comportamento químico era desvendado, esses nomes passaram a não ter mais nenhuma função, pois não informavam nada a respeito das proporções em que cada elemento químico aparecia nas moléculas nem sobre as propriedades comuns que alguns grupos de substâncias apresentavam.

Em 1787, Lavoisier, juntamente com outros químicos, como Claude-Louis Berthollet (1748-1822), Antoine-François Fourcroy (1755-1809) e Louis-Bernard Guyton de Morveau (1737-1816), iniciou o trabalho de elaboração de uma nomenclatura mais racional, capaz de fornecer informações sobre cada substância.

Mas foi o químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) que, com base no trabalho de Lavoisier, conseguiu chegar a um sistema simples e lógico de notação química, abrangendo o nome e a fórmula das substâncias. A sistematização proposta por Berzelius foi publicada em 1814. Cinco anos depois, em 1819, já era amplamente adotada nos meios científicos e continua sendo usada até hoje.

Nomes das substâncias	
Nome antigo	Nome atual
Sublimado corrosivo	Cloreto de mercúrio II
Água-forte	Ácido nítrico
Óleo de vitriolo	Ácido sulfúrico
Pedra-infernal	Nitrato de prata
Soda de padaria	Bicarbonato de sódio
Barrilha	Carbonato de sódio

Fonte: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de química, questionando a vida moderna*. São Paulo: Bookman, 2006.

Massimo Listri/Corbis/Latinstock



Laboratório alquímico do século XVI. Museu Histórico da Saúde em Roma, c. 2000.

2 Símbolos dos elementos

As regras criadas por Berzelius em 1814 e adotadas pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) para a sistematização dos símbolos dos elementos são internacionais.

O **nome** do elemento químico muda conforme a língua de cada país; o **símbolo**, porém, é o mesmo em qualquer parte do mundo.

- Cada elemento é representado por uma letra maiúscula, geralmente a inicial de seu nome original (que pode ser em latim, grego ou outro idioma, conforme consta da tabela periódica na página 288). Por exemplo:

Nome em português	Nome original	Símbolo
Hidrogênio	<i>Hydrogenós</i>	H
Potássio	<i>Kalium</i>	K
Fósforo	<i>Phosphorus</i>	P
Enxofre	<i>Sulfur</i>	S

- No caso de dois ou mais elementos terem o nome iniciado pela mesma letra, é acrescentada uma segunda letra, minúscula, para fazer a distinção. Por exemplo:

Nome em português	Nome original	Símbolo
Carbono	<i>Carbonium</i>	C
Cálcio	<i>Calx</i>	Ca
Cádmio	<i>Kadmeia</i>	Cd
Cério	<i>Ceres</i>	Ce
Césio	<i>Caesius</i>	Cs

Como todas as regras, o sistema de simbologia dos elementos também está sujeito a algumas exceções, como é o caso do cádmio, cujo símbolo pela lógica deveria ser Ka ou Kd porque vem de *kadmeia* (de origem grega e significa ‘terra’), mas é Cd.

Esse tipo de detalhe, no entanto, não deve causar preocupação por dois motivos: primeiro porque os símbolos que já foram estabelecidos não vão mais mudar e, segundo, não é necessário despender tempo para decorar os símbolos dos elementos. O contato frequente com a Química na sala de aula, na resolução de exercícios ou na leitura do livro certamente levará à memorização dos mais importantes. Além disso, a tabela periódica (como a que se encontra no início do livro) pode ser consultada sempre que for necessário para a resolução de qualquer exercício. O mais importante é saber que:

O símbolo representa um átomo do elemento químico.

Quando precisamos representar uma quantidade maior de átomos, colocamos um número na frente do símbolo. Por exemplo:

- 1 átomo de hidrogênio: 1 H ou apenas H
- 2 átomos de hidrogênio: 2 H



Símbolo internacional da reciclagem



Gesto que simboliza paz e amor.

3) Fórmulas das substâncias

Para indicar as proporções em que os átomos se combinam para formar as substâncias, Berzelius propôs a adoção de um índice numérico escrito à direita do símbolo.

O índice indica a quantidade de átomos de cada elemento químico em uma molécula da substância.

Assim, a molécula de gás etano, formada por 2 átomos de carbono e 6 átomos de hidrogênio, é representada pela fórmula: C_2H_6 .

Quando a molécula de uma substância apresenta apenas 1 átomo de determinado elemento químico, o índice 1 não deve ser escrito.

Por exemplo, a água é formada pela combinação entre 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Logo, a maneira mais usual de representar a fórmula dessa substância é: H_2O (e não H_2O_1).

Veja a seguir outros exemplos de fórmulas de substâncias:

Substância	Oxigênio	Ozônio	Amônia	Álcool etílico	Álcool metílico	Sacarose
Fórmula	O_2	O_3	NH_3	C_2H_6O	CH_4O	$C_{12}H_{22}O_{11}$

Atualmente, o nome da substância procura evidenciar os elementos de que ela é constituída e alguma de suas propriedades.

Observe que o nome das substâncias muda conforme a língua de cada país. As fórmulas, no entanto, são internacionais – são iguais em qualquer parte do mundo – e representam uma molécula da substância.

A fórmula molecular representa uma molécula da substância.

Portanto: 1 molécula de água = $1 H_2O$ ou apenas H_2O .

Observe que, quando o coeficiente é igual a 1, não é necessário escrevê-lo, embora não esteja errado, e muitas vezes isso facilita a visualização de um processo químico.

Quando precisamos representar uma quantidade maior de moléculas, colocamos um número na frente da fórmula. Por exemplo: 3 moléculas de água = $3 H_2O$.

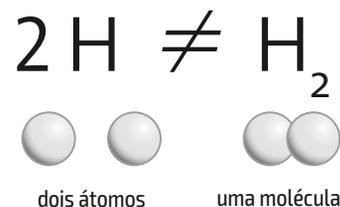
O número que indica a quantidade de moléculas de uma substância é denominado **coeficiente**.

É importante observar a diferença entre:

- coeficiente (número de moléculas) e
- índice (número de átomos de determinado elemento na molécula).

O coeficiente indica a quantidade de moléculas de uma substância.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Banco de imagens/Arquivo da editora



4) Balanceamento de equações químicas

O que significa balancear uma equação química? Por que é importante aprender a fazer isso?

Sabemos que as reações químicas são rearranjos de átomos; quando os reagentes se transformam em produtos, as substâncias mudam, mas os átomos dos elementos químicos que estavam nos reagentes permanecem os mesmos – em tipo e quantidade – nos produtos. Balancear uma equação química é tornar essa igualdade verdadeira.

Todos os processos químicos – obtenção de matéria-prima, fabricação de produtos, análise de emissão de poluentes – levam em conta o cálculo de reagentes necessários e de produtos obtidos e, portanto, dependem do balanceamento da equação química envolvida.

E então? Vamos aprender a balancear equações químicas?

Vamos começar utilizando o modelo atômico de Dalton para ilustrar como uma reação química deve ocorrer.

Considere, por exemplo, a reação de combustão do gás metano:



Notações utilizadas para indicar o estado de agregação das substâncias participantes de uma reação química:

- (s) → sólido
- (l) → líquido
- (g) → gasoso
- (v) → vapor
- (aq) → aquoso
- (ppe) → precipitado

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Observe, por exemplo, que os mesmos átomos de hidrogênio que formavam a molécula de metano junto ao carbono, antes da queima, passaram a formar as moléculas de água com o oxigênio, depois da queima. A água e o gás carbônico possuem propriedades totalmente diferentes das do metano e do oxigênio, portanto houve transformação química, mas os átomos de cada elemento permaneceram inalterados durante esse processo de transformação, o que está de acordo com a lei de conservação das massas de Lavoisier.

Com base nessa lei, podemos calcular teoricamente a proporção (por exemplo, em número de moléculas) das substâncias que reagem e das que são produzidas em qualquer reação química. Os menores números inteiros que indicam essa proporção de reagentes e produtos são chamados **coeficientes da reação**.

Acompanhe os passos que devem ser seguidos para encontrar os coeficientes na reação de combustão do gás butano, $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$, um dos componentes do gás de cozinha, pelo “método das tentativas”.



Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

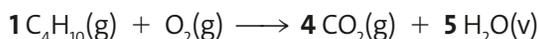
1º passo) Como o número de átomos sempre se conserva dos reagentes para os produtos, percebemos imediatamente que a equação não está balanceada, pois há 4 átomos de carbono nos reagentes e apenas 1 átomo de carbono nos produtos.

Uma sugestão para iniciar o balanceamento é atribuímos o coeficiente 1 para a substância que apresenta o maior número de elementos ou o maior número de átomos, no caso, o gás butano. Com base nesse coeficiente, acertamos os das outras substâncias.

Para igualarmos o número de átomos de carbono nos reagentes e nos produtos, colocamos o coeficiente 4 para o gás carbônico:



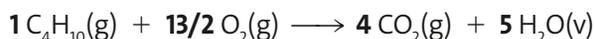
2º passo) Fixado o coeficiente 1 para o gás butano, o número de átomos de hidrogênio nos reagentes fica determinado e igual a 10. Concluímos, então, que o coeficiente da água deve ser 5, pois o resultado de 5 vezes 2 (índice do hidrogênio na molécula de água) é 10:



3º passo) Com esses passos, determinamos o número de átomos de oxigênio que há nos produtos:

$$4 \cdot 2 + 5 \cdot 1 = 13 \text{ átomos de oxigênio nos produtos}$$

Se há 13 átomos de oxigênio nos produtos, é porque havia 13 átomos de oxigênio nos reagentes. Como o índice do gás oxigênio é 2, surge a pergunta: que número, ao ser multiplicado por 2, dá resultado igual a 13? A resposta é 13/2:



4º passo) Embora os números encontrados tornem verdadeira a igualdade entre as quantidades de átomos nos reagentes e nos produtos, sabemos que os coeficientes são necessariamente os menores números inteiros. Assim, para eliminar a fração, sem alterar a proporção, multiplicamos todos os coeficientes da equação por 2.

A equação química corretamente balanceada é:



Dessa forma, cada 2 moléculas de butano reagem com 13 moléculas de oxigênio, produzindo 8 moléculas de gás carbônico e 10 moléculas de água. Essa proporção de reagentes e produtos, que calculamos teoricamente, é a mesma que encontraríamos na prática se fizessemos essa reação em condições controladas e com medidas precisas.

É importante observar que todo esse cálculo foi sustentado pela teoria atômica de Dalton, que está de acordo com as leis ponderais (experimentais) de Lavoisier e Proust, e foi muito facilitado pela notação química (símbolos e fórmulas), introduzida por Berzelius. Com isso, provamos um aspecto importante do conhecimento científico:

A teoria elaborada para explicar um fenômeno deve ser capaz de prever o que ocorrerá em situações diversas das que foram experimentadas.

Exercício resolvido

2 (PUC-MG) Quando se “limpa” o mármore (carbonato de cálcio, CaCO_3) com ácido muriático (ácido clorídrico, HCl), observa-se uma “fervura”, que é o desprendimento de gás carbônico, CO_2 , um dos produtos da reação, juntamente com a água, H_2O , e o cloreto de cálcio, CaCl_2 .
Forneça a equação balanceada da reação química descrita acima.

Resolução

Como todas as fórmulas das substâncias foram fornecidas, fica fácil montar a equação da reação:



Feito isso, precisamos verificar se a quantidade de cada elemento químico é igual nos reagentes e produtos. Facilmente verificamos que falta apenas balancear as quantidades de hidrogênio e de cloro.

Temos então a equação corretamente balanceada:



Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

10 Toda substância formada pelos elementos químicos carbono e hidrogênio ou carbono, hidrogênio e oxigênio, ao sofrer combustão completa (queima total), produz apenas gás carbônico e água.

Encontre os coeficientes que tornam as seguintes equações químicas corretamente balanceadas.

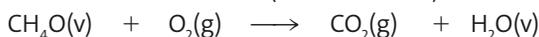
a) Combustão do propano:



b) Combustão do etanol (álcool etílico):



c) Combustão do metanol (álcool metílico):



d) Combustão da butanona:



e) Combustão do gás etano:



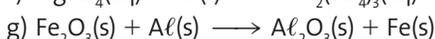
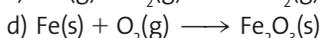
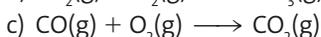
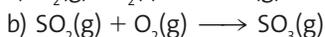
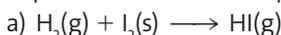
f) Combustão do isoctano:



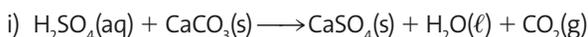
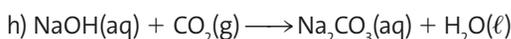
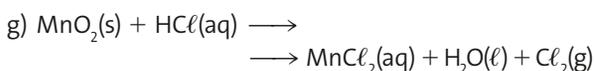
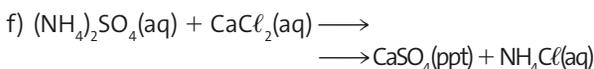
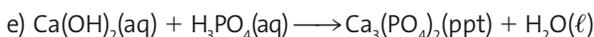
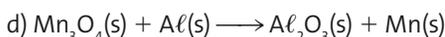
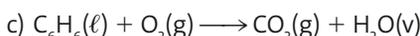
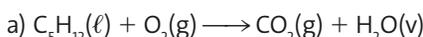
g) Combustão do propanotriol (glicerina):



11 Encontre os coeficientes que tornam as equações químicas relacionadas a seguir corretamente balanceadas. Observação: ppt indica precipitado, ou seja, a substância formada é insolúvel no meio em que se encontra e se deposita no fundo do recipiente onde ocorre a reação.



12 Indique os coeficientes que tornam balanceadas as equações químicas relacionadas a seguir.



13 (UPM-SP) Mais uma vez, a Cetesb (Agência Ambiental Paulista) registrou uma alta concentração de ozônio na atmosfera neste inverno, o que levou o bairro do Ibirapuera ao estado de atenção. A formação do ozônio na atmosfera da cidade dá-se segundo a reação abaixo equacionada:



É incorreto afirmar que:

- a) a soma dos menores coeficientes inteiros do balanceamento da equação é igual a 4.
- b) o acúmulo de ozônio na atmosfera provoca dor de cabeça, vermelhidão nos olhos e tontura nas pessoas.
- X c) o ozônio presente na estratosfera não tem função alguma para a vida na Terra.
- d) o ozônio é usado na descontaminação do ar nos hospitais e velórios.
- e) o ozônio é alótropo do gás oxigênio.

5 Massa molecular e massa atômica

Vimos que, ao balancear uma equação química, encontramos a proporção em número de moléculas de substâncias que reagem e que são produzidas, mas **as moléculas são só modelos** e não podem ser vistas nem tocadas, ou seja, na prática não podemos trabalhar diretamente com moléculas. Precisamos de dados mensuráveis, como a proporção em massa das substâncias, por exemplo.

Como os cientistas fizeram para transpor os dados teóricos obtidos com um modelo (a molécula) para dados mensuráveis como a massa?

Como não é possível medir diretamente as massas das moléculas, os cientistas resolveram estabelecer uma relação entre as massas das moléculas de diferentes substâncias com base nas **densidades absolutas** dos gases que já eram conhecidos na época na hipótese de Avogadro.

Vimos no Capítulo 1 (página 17) que a densidade de um material (independentemente de seu estado de agregação) é a relação entre sua massa e o volume que ele ocupa.

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Pela hipótese de Avogadro: “**Volumes iguais** de gases diferentes nas mesmas condições de temperatura e pressão **contêm o mesmo número de moléculas**”.

Se fizermos o quociente entre a densidade de dois gases conhecidos, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, o volume desses gases será o mesmo e poderá ser eliminado da expressão; assim obteremos uma relação de massas de um mesmo número de moléculas de dois gases diferentes.

Considere, por exemplo, o quociente entre a densidade de dois gases genéricos *A* e *B* nas mesmas condições de temperatura e pressão.

$$\frac{\text{densidade do gás A}}{\text{densidade do gás B}} = \frac{\frac{\text{massa do gás A}}{\text{volume do gás A}}}{\frac{\text{massa do gás B}}{\text{volume do gás B}}}$$

Como: **volume do gás A = volume do gás B**, temos:

$$\frac{\text{densidade do gás A}}{\text{densidade do gás B}} = \frac{\frac{\text{massa do gás A}}{\cancel{\text{volume do gás A}}}}{\frac{\text{massa do gás B}}{\cancel{\text{volume do gás B}}}} \Rightarrow \frac{\text{densidade do gás A}}{\text{densidade do gás B}} = \frac{\text{massa do gás A}}{\text{massa do gás B}}$$

Pela hipótese de Avogadro podemos afirmar que **a massa do gás A contém o mesmo número de moléculas que a massa do gás B**.

A massa de um gás pode ser calculada pelo produto entre o número de moléculas desse gás e a massa de cada molécula individualmente:

$$\text{Massa de um gás } (m) = \text{número de moléculas do gás } (n) \cdot \text{massa de cada molécula desse gás } (M)$$



As bexigas que estão flutuando foram preenchidas com gás hélio, de densidade menor que a do ar atmosférico. Já as bexigas que estão penduradas foram preenchidas com gás carbônico, mais denso que o ar atmosférico.

Portanto: $m = n \cdot M$. Logo, podemos escrever:

$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{m_A}{m_B} \Rightarrow \frac{d_A}{d_B} = \frac{n_A \cdot M_A}{n_B \cdot M_B}$$

Como:

número de moléculas do gás A = número de moléculas do gás B:

$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{n_A \cdot M_A}{n_B \cdot M_B} \Rightarrow \frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

Na expressão acima, a massa de cada molécula do gás A (M_A) e do gás B (M_B) é por definição a **massa molecular** das substâncias A e B.

Conseguimos assim uma relação entre as massas moleculares das substâncias a partir da densidade, um dado experimental.

E como os cientistas chegaram ao valor individual de cada massa molecular? Seguindo o raciocínio abaixo:

- fixando o gás B como o gás hidrogênio (o gás de menor densidade);
- considerando que os experimentos de Gay-Lussac e de Avogadro concluíram que a **molécula de gás hidrogênio é formada por dois átomos** iguais desse elemento; e
- atribuindo **arbitrariamente** massa 1 a cada átomo de hidrogênio, concluindo então que sua massa molecular é igual a 2.

$$M_{\text{gás hidrogênio}} = 2$$

- a massa molecular das demais substâncias é, então, calculada **em relação à massa molecular do gás hidrogênio**.

Observe:

$$d_{A,B} = \frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}, \text{ de onde vem: } M_A = M_B \cdot d_{A,B}$$

$$M_{\text{gás A (qualquer)}} = M_{\text{gás hidrogênio}} \cdot d_{A, \text{ gás hidrogênio}} \Rightarrow M_{\text{gás A (qualquer)}} = 2 \cdot d_{A, \text{ gás hidrogênio}}$$

Note que não estamos considerando nenhuma unidade de medida de massa (mg, g, kg) porque estamos trabalhando com relações de massas; assim, qualquer unidade que fosse utilizada seria cancelada.

A tabela a seguir traz exemplos do cálculo da massa molecular de algumas substâncias na fase gasosa a partir de suas densidades absolutas relacionadas à do gás hidrogênio, tomadas a 0°C e 1 atm.

Cálculo da massa molar a partir da densidade absoluta dos gases			
Substância A	Densidade absoluta	$d_{A, \text{ gás hidrogênio}}$	Massa molecular de A
Gás hidrogênio: H ₂	0,08987 g/cm ³	0,08987 ÷ 0,08987 = 1	$M_{\text{gás hidrogênio}} = 2 \cdot 1 = 2$
Gás metano: CH ₄	0,7176 g/cm ³	0,7176 ÷ 0,08987 ≈ 8	$M_{\text{gás metano}} = 2 \cdot 8 = 16$
Gás nitrogênio: N ₂	1,2506 g/cm ³	1,2506 ÷ 0,08987 ≈ 14	$M_{\text{gás nitrogênio}} = 2 \cdot 14 = 28$
Gás oxigênio: O ₂	1,4290 g/cm ³	1,4290 ÷ 0,08987 ≈ 16	$M_{\text{gás oxigênio}} = 2 \cdot 16 = 32$
Gás carbônico: CO ₂	1,9769 g/cm ³	1,9769 ÷ 0,08987 ≈ 22	$M_{\text{gás carbônico}} = 2 \cdot 22 = 44$

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6th ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

A notação $d_{A,B}$ indica o valor da densidade de um gás A em relação a um gás B.

Note que estamos buscando uma **relação entre as massas moleculares** das substâncias, pois não temos como medir o valor exato dessa massa.

Pelo modelo de Dalton, o átomo é indivisível; logo, está presente nas moléculas sempre em números inteiros.

Podemos então determinar a massa atômica (do átomo de um elemento químico hipotético *E*) partindo do conceito de massa molecular, de acordo com as etapas a seguir:

- 1) Faz-se uma relação de várias substâncias simples e compostas formadas pelo elemento químico hipotético *E*.
- 2) Determinam-se as massas moleculares de todas essas substâncias como indicado na tabela da página anterior.
- 3) Por meio de reações químicas de decomposição, pode-se determinar a massa do elemento presente numa quantidade de massa da substância composta igual à sua massa molecular.
- 4) O máximo divisor comum dos resultados obtidos é a provável massa atômica do elemento.

Veja a seguir o cálculo da massa atômica do carbono.

Substância que contém carbono	Massa molecular	Massa de carbono contida na massa molecular da substância
Gás acetileno: C_2H_2	26	24
Gás cianídrico: HCN	27	12
Gás etano: C_2H_6	30	24
Gás carbônico: CO_2	44	12
Gás propano: C_3H_8	44	36

O máximo divisor comum entre 12, 24 e 36 é 12; logo, a massa atômica provável do carbono é 12.

Assim, os cientistas foram determinando o valor da massa atômica de vários elementos.

Note que estamos mostrando uma das primeiras tentativas dos cientistas para determinar a massa molecular das substâncias e a massa atômica dos elementos. Atualmente são utilizados métodos muito mais precisos e modernos para obter esses valores, como um espectrômetro de massas.



Espectrômetro de massas em laboratório

SPL/Latinstock

Unidade unificada de massa atômica

Como vimos no início deste livro, toda medida de massa é sempre uma comparação com um padrão escolhido adequadamente.

E o que pode ser mais adequado para tomar como padrão de medida de massa de átomos e de moléculas do que um “pedaço de átomo”?

O padrão de massa atômica e massa molecular determinado oficialmente pelo SI (Sistema Internacional de Unidades) é denominado **unidade unificada de massa atômica**, sendo simbolizado pela letra *u*.

A unidade unificada de massa atômica equivale a um doze avos da massa de um átomo de carbono, cuja massa atômica é 12 (carbono 12).

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ da massa de 1 átomo de carbono 12}$$

Os valores das massas atômicas (*MA*) dos elementos são expressos na unidade *u*, ou seja, são valores que indicam quanto a massa de 1 átomo de determinado elemento químico é maior que a massa de 1 *u*.

- Massa atômica de 1 átomo de hidrogênio: 1 *u*.
- Massa atômica de 1 átomo de oxigênio: 16 *u*.
- Massa atômica de 1 átomo de enxofre: 32 *u*.

Da mesma maneira, a massa molecular das substâncias deve ser expressa em *u* e indica a massa de 1 molécula da substância.

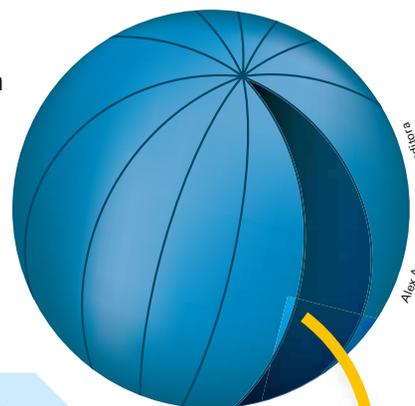
- Massa molecular de 1 molécula de gás oxigênio: 32 *u*.
- Massa molecular de 1 molécula de gás carbônico: 44 *u*.
- Massa molecular de 1 molécula de água: 18 *u*.

Cálculo da massa molecular

Como todos os elementos já tiveram a sua massa atômica determinada (por métodos mais avançados e precisos), atualmente a massa molecular das substâncias é obtida diretamente pela soma das massas atômicas dos átomos dos elementos que constituem uma molécula da substância. Os valores podem ser consultados a qualquer momento na tabela periódica na página 288.

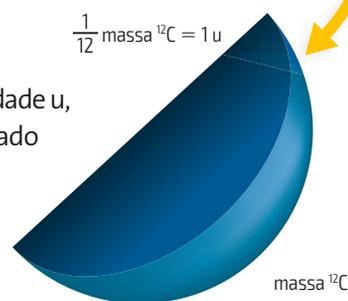
Acompanhe os exemplos a seguir, dadas as massas atômicas aproximadas dos elementos: H = 1 *u*; C = 12 *u*; N = 14 *u* e O = 16 *u*.

- Fórmula molecular da água: H₂O
hidrogênio: 2 · 1 *u* = 2 *u*
oxigênio: 1 · 16 *u* = 16 *u*
massa molecular da água: 2 *u* + 16 *u* = 18 *u*
- Fórmula molecular da ureia: CO(NH₂)₂
carbono: 1 · 12 *u* = 12 *u*
oxigênio: 1 · 16 *u* = 16 *u*
nitrogênio: 2 · 14 *u* = 28 *u*
hidrogênio: 4 · 1 *u* = 4 *u*
massa molecular da ureia: 12 *u* + 16 *u* + 28 *u* + 4 *u* = 60 *u*



Alex Argonino/Arquivo da editora

Átomo de carbono de massa 12 que apresenta 12 unidades de massa (12 *u*).



$\frac{1}{12}$ massa ¹²C = 1 *u*

massa ¹²C

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Peça que os alunos resolvam os exercícios 14 a 17 da página 117.

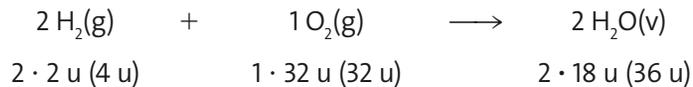
Note que, no exemplo ao lado, o número que está fora dos parênteses vai multiplicar todos os índices que estão dentro dos parênteses.

Quantidade de matéria e massa molar

No início deste capítulo, nosso objetivo era encontrar uma proporção mensurável, por exemplo, em massa, de reagentes e produtos que participam efetivamente de uma reação química.

Sabemos encontrar essa proporção em número de moléculas (basta balancear a equação da reação química) e já temos uma relação entre as massas das moléculas das substâncias (e entre as massas dos átomos dos elementos).

Mas continuamos com o problema: como “pegar” 4 u de hidrogênio para reagir com 32 u de oxigênio e obter 36 u de água?



É impossível. Mas e se trabalhássemos com uma “porção” (imensa) de moléculas, ou melhor, se pegássemos duas porções (imensas) de moléculas de hidrogênio para reagir proporcionalmente com uma porção (imensa) de moléculas de oxigênio, de modo a obter duas “porções” (imensas) de moléculas de água?

Isso faz sentido, porque como as moléculas são extremamente pequenas, precisamos de um número imenso de moléculas para constituir uma quantidade de moléculas cuja massa possa ser medida. É daí que vem o conceito de mol.

A palavra mol, introduzida em 1896 pelo químico alemão Wilhelm Ostwald (1853-1932), vem do latim *moles*, que significa ‘porção, quantidade’.

Observação importante:

A palavra mol é ao mesmo tempo o nome da unidade que representa a grandeza quantidade de matéria e o símbolo dessa unidade. Conforme o significado da palavra mol, podemos (ou não) utilizar o plural.

Quando nos referimos ao nome da unidade, o uso do plural, mols, é permitido. Mas, quando nos referimos ao símbolo da unidade, o uso do plural não é permitido e devemos escrever, por exemplo, 2 mol. Da mesma forma, podemos escrever 2 quilogramas, mas, quando usamos o símbolo kg, o plural não é permitido, e então escrevemos 2 kg (nunca 2 kgs).

De acordo com o SI, o mol é uma unidade da grandeza denominada quantidade de matéria, da mesma forma que o metro é uma unidade da grandeza comprimento.

Por definição:

O mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg (ou 12 g) de carbono de massa 12.

E qual a massa de 1 mol de átomos ou de 1 mol de moléculas?
Para responder a essa pergunta, vamos fazer um experimento.

Ak.g-images/Latinstock



Wilhelm Ostwald, considerado o pai da Físico-Química.

Peça aos alunos que resolvam os exercícios 18 e 19 da página 117.



Relação de massas

Material necessário

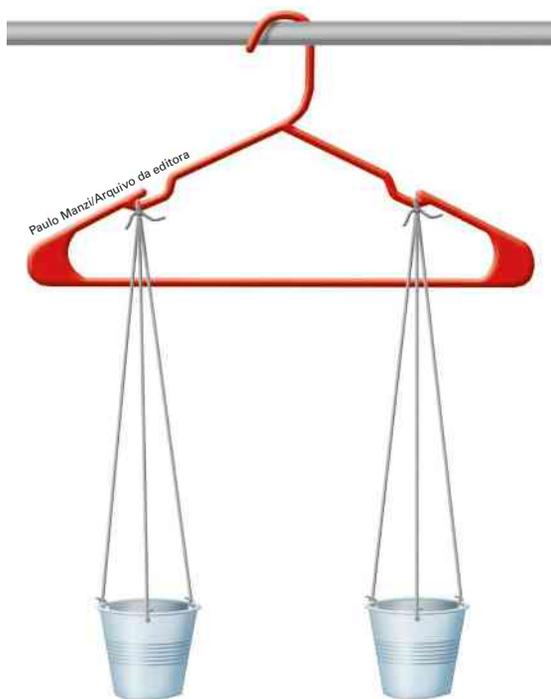
- a balança de pratos utilizada no experimento da página 81
- 36 palitos de dente (escolha na caixa os mais bem formados e parecidos entre si)
- 3 cotonetes
- 3 cliques de papel (pequenos, n. 0-2)
- 3 grampos de cabelo (grandes, n. 7)

Como fazer

Os palitos de dente serão a nossa unidade de massa, por isso precisam ser escolhidos com cuidado (devem formar um conjunto o mais uniforme possível) e terão símbolo pd.

Faça a medida da massa de um item de cada vez em pd.

Por exemplo, quantos palitos de dente são necessários colocar no prato para equilibrar a balança quando no outro prato há um cotonete?



Esquema de uma balança de pratos construída com materiais alternativos.

Em seguida, faça a mesma coisa em relação a 1 clipe de papel e a 1 grampo de cabelo.

Depois, repita o procedimento utilizando 2 itens de cada objeto (2 cotonetes, 2 cliques e 2 grampos).

Por fim, repita o procedimento para 3 itens de cada objeto.

Monte a seguinte tabela no caderno e anote os valores encontrados conforme for fazendo as medidas de massa:

Objetos	1 objeto: massa/pd	2 objetos: massa/pd	3 objetos: massa/pd
Cotonete	////////////////	////////////////	////////////////
Clique	////////////////	////////////////	////////////////
Grampo	////////////////	////////////////	////////////////

Investigue

1. Em todos os casos você conseguiu estabelecer que a massa de dois objetos de mesmo tipo é o dobro da massa de um objeto, e que a massa de três objetos é o triplo da massa de um (como seria de esperar pela lógica)? Se o resultado não foi muito satisfatório, a que você atribui a discrepância?
2. Qual foi o objeto mais difícil de estabelecer uma relação de dobro e triplo da massa unitária? Por quê?
3. Se você desconsiderar as incertezas inerentes ao experimento e tomar valores aproximados, consegue estimar as massas em pd de quatro objetos de cada tipo? E de cinco objetos? E de dez objetos? E de cem objetos? E de mil? Explique.
4. Considerando o item anterior, você consegue estabelecer uma relação entre os diferentes objetos, expressa em pd/n , para n objetos de cada tipo (sendo n um número imensurável de objetos)?

Um raciocínio semelhante ao do experimento da página anterior foi utilizado pelos cientistas para estabelecer uma proporção em massa numa unidade mensurável para os diferentes elementos químicos e substâncias.

Se mantivermos uma proporção constante entre os valores das massas atômicas dos elementos (dobrarmos, triplicarmos, etc., os valores das massas atômicas), o número de átomos contidos em cada uma das massas obtidas individualmente continuará igual porque a proporção inicial de massas foi mantida.

Veja alguns exemplos a seguir.

Elemento	Massa atômica/u	2 × Massa atômica/u	3 × Massa atômica/u	Massa atômica/g
Nº de átomos	1 átomo	2 átomos	3 átomos	1 mol de átomos
Hidrogênio	1 u	2 · 1 u	3 · 1 u	1 g
Carbono	12 u	2 · 12 u	3 · 12 u	12 g
Oxigênio	16 u	2 · 16 u	3 · 16 u	16 g

Isso também pode ser dito em relação às substâncias:

Substância	Massa molecular/u	5 × Massa molecular/u	100 × Massa molecular/u	Massa molecular/g
Nº de moléculas	1 molécula	5 moléculas	100 moléculas	1 mol de moléculas
Gás hidrogênio	2 u	5 · 2 u	100 · 2 u	2 g
Água	18 u	5 · 18 u	100 · 18 u	18 g
Gás carbônico	44 u	5 · 44 u	100 · 44 u	44 g

Observe que o mol representa uma quantidade de matéria tão imensa que só pode ser usado em relação a entidades ou partículas elementares, como átomos, moléculas, íons, elétrons, etc.

A relação g/mol é denominada massa molar (o termo massa molar é aplicado indistintamente para átomos e moléculas).

Observe os seguintes exemplos para os elementos abaixo.

- Massa molar do hidrogênio: 1 g/mol.
- Massa molar do oxigênio: 16 g/mol.
- Massa molar do enxofre: 32 g/mol.

O mesmo raciocínio é aplicado às substâncias. Veja os exemplos.

- Massa molar do gás oxigênio: 32 g/mol.
- Massa molar do gás carbônico: 44 g/mol.
- Massa molar da água: 18 g/mol.

E quantos átomos ou moléculas totalizam 1 mol? Há diversos experimentos diferentes por meio dos quais se pode chegar ao número de partículas elementares que totalizam 1 mol, uns mais complicados e outros mais simples (veremos alguns ao longo desta coleção).

Todos chegam, com maior ou menor precisão, a um valor próximo de $6,02214 \cdot 10^{23}$, denominado oficialmente constante de Avogadro, N_A (em homenagem ao trabalho do cientista Amedeo Avogadro).

Qualquer amostra de uma substância contém um número imenso de moléculas e qualquer amostra de um elemento contém um número imenso de átomos que está associado a uma determinada quantidade de matéria expressa em mol e, portanto, a um determinado número de partículas elementares (moléculas ou átomos, por exemplo).

Concluímos então que existe uma relação de proporcionalidade entre o número de partículas elementares na amostra (N) e sua quantidade de matéria (n), ou seja, para qualquer amostra de uma substância, seu número de partículas elementares (N) é diretamente proporcional a sua quantidade de matéria (n).

A constante de proporcionalidade que permite a passagem de quantidade de matéria para número de partículas elementares é justamente a constante de Avogadro ($N_A = 6,02214 \cdot 10^{23}$).

Assim, temos:

$$N = 6,02214 \cdot 10^{23} \cdot n$$

Essas relações de proporcionalidade envolvendo massa molar e constante de Avogadro podem ser aplicadas das mais diversas maneiras.

Observe os seguintes exemplos:

- 1) Qual a massa de uma molécula de água em gramas? Dado: a massa molar da água é 18 g/mol.

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ ————— } 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ x \text{ ————— } 1 \text{ molécula} \end{array}$$

$$x = \frac{1 \cdot 18}{6,02214 \cdot 10^{23}} \Rightarrow x = 2,98897 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Uma única molécula de água tem massa igual a $2,98897 \cdot 10^{-23}$ g.

- 2) (ITA-SP) Por meio de difração de raios X, verifica-se que no retículo cristalino do ferro cada quatro átomos ocupam o volume de um cubo cuja aresta mede 3,61 angstroms. Sabendo-se que a densidade do ferro é igual a 7,86 g/cm³, e que a massa atômica do ferro é igual a 55,8 u, mostre como pode ser calculada a constante de Avogadro a partir dos dados fornecidos. Não é necessário efetuar os cálculos; basta deixá-los indicados e justificados.

Observação: 1 angstrom equivale a 10^{-8} cm.

Cálculo do volume ocupado por 4 átomos:

$$V = (\text{aresta})^3 \Rightarrow V = (3,61 \cdot 10^{-8})^3 \Rightarrow V \approx 4,70 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Cálculo do volume ocupado por 1 mol de átomos de ferro:

$$7,86 \text{ g de ferro ————— } 1 \text{ cm}^3$$

$$55,8 \text{ g de ferro ————— } x \text{ cm}^3$$

$$x = \frac{55,8 \cdot 1}{7,86} \Rightarrow x = 7,099 \text{ cm}^3$$

Cálculo do número de átomos de ferro que ocupam o volume de 1 mol de átomos de ferro:

$$4 \text{ átomos de ferro ————— ocupam ————— } 4,70 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

$$y \text{ átomos de ferro ————— ocupam ————— } 7,099 \text{ cm}^3$$

$$y = \frac{7,099 \cdot 4}{4,70 \cdot 10^{-23}} \Rightarrow y = 6,04 \cdot 10^{23} \Rightarrow \approx N_A$$

Experimente contar de 1 até $6,02214 \cdot 10^{23}$

A grandeza da constante de Avogadro é tal que o tempo necessário para contar de 1 até $6,02214 \cdot 10^{23}$, na velocidade constante de um número por segundo, é igual a dezenove quadrilhões, noventa e oito trilhões, oitocentos e sete bilhões de anos.

Vereshchagin Dmitry/Shutterstock

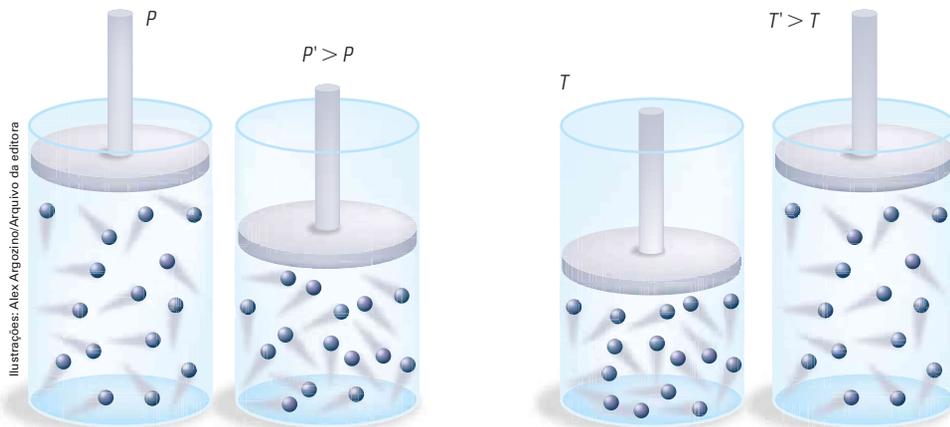


Equipamento para análises por difração de raios X

Volume molar

As únicas substâncias que possuem moléculas monoatômicas, isto é, formadas por um único átomo do elemento, são os chamados gases nobres: hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



O aumento da pressão causa uma diminuição do volume ocupado pelo gás. Já o aumento de temperatura tende a aumentar o volume ocupado pelo gás.

O volume molar de um gás, em determinada condição de temperatura e pressão, é o volume ocupado por 1 mol de moléculas do gás (ou de átomos, no caso de a molécula ser monoatômica).

A palavra padrão está relacionada a uma grandeza usada para definir uma unidade e é determinada pela IUPAC.

Por exemplo: pressão-padrão = 10^5 Pa.

A massa do volume molar de um gás qualquer é igual à massa molar desse mesmo gás. No entanto, para cada par de valores de pressão e temperatura estabelecidos existe um valor de volume molar e, para poder comparar quantidades de gases diretamente por meio de seus volumes, convencionou-se utilizar determinados valores de pressão e temperatura.

A IUPAC trabalha com o SI; assim, define apenas as condições de pressão e temperatura **padrões** ou STP (*standard temperature and pressure*).

Nas STP, a pressão-padrão é de 100 000 Pa, o que equivale a 1 bar, e a temperatura-padrão é de 273,15 K. Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de moléculas de qualquer gás é $\approx 22,71$ L.

Mas em Química também é muito comum trabalharmos nas chamadas condições normais de temperatura e pressão, CNTP.

Nas CNTP, a pressão normal é de 101 325 Pa, o que equivale a 1 atm, e a temperatura é de 273,15 K (zero absoluto). Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás é $\approx 22,4$ L.

O termo “normal” está relacionado a um valor utilizado habitualmente em experimentos, por exemplo: pressão de 1 atm ao nível do mar. Saiba mais sobre esse assunto lendo o artigo “O uso da terminologia Normal e Padrão”. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc25/ccd01.pdf>>. Acesso em: 31 jul. 2015.

As condições de temperatura e pressão são especificadas quando é necessário fazer um cálculo envolvendo o volume molar de um gás.

Exercício resolvido

3 (Fuvest-SP) Um descendente do rei Midas disputou uma prova nos Jogos Olímpicos, ficou em segundo lugar e recebeu uma medalha de prata pura pesando 20 g. Porém, assim que a tocou, cada um dos átomos de prata transformou-se em um átomo de ouro.

- Calcule a nova massa dessa medalha.
- Explique por que essa transformação praticamente não altera o volume da medalha.
(densidade da prata: $10,5 \text{ g/cm}^3$;
densidade do ouro: $19,3 \text{ g/cm}^3$)

Resolução

- Quantidade de matéria de prata (108 g/mol):
1 mol de Ag(s) ————— 108 g
 x mol de Ag(s) ————— 20 g
 $x \approx 0,185 \text{ mol de Ag}$

Logo, a quantidade de matéria de ouro obtido é igual a $0,185 \text{ mol de Au}$.

Cálculo da massa de ouro (197 g/mol) correspondente:

$$1 \text{ mol de Au(s)} \text{ ————— } 197 \text{ g}$$

$$0,185 \text{ mol de Au(s)} \text{ ————— } y \text{ g}$$

$$y \approx 36,48 \text{ g de Au}$$

- Porque a relação m/d é praticamente constante:

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

$$V_{\text{Ag}} = \frac{20}{10,5} \Rightarrow V \approx 1,90 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{Au}} = \frac{36,48}{19,3} \Rightarrow V \approx 1,89 \text{ cm}^3$$

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

14 Calcule a massa molecular das substâncias abaixo.

- Sulfato de hidrogênio (ou ácido sulfúrico): H_2SO_4
- Fosfato de hidrogênio (ou ácido fosfórico): H_3PO_4
- Pirofosfato de hidrogênio (ou ácido pirofosfórico):
 $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
- Propanona (acetona): $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
- Ácido acético (ácido etanoico): $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

15 Calcule a massa molecular dos sais inorgânicos relacionados a seguir.

- Sulfato de alumínio: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- Fosfato de bário: $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.
- Sulfato de amônio: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
- Ferricianeto de cálcio: $\text{Ca}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.

16 Calcule a massa molar das substâncias relacionadas abaixo.

- 2,3-dimercaptan propanol (bal): $\text{C}_3\text{H}_8\text{OS}_2$.
- Fosfato de amônio: $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.
- Tri-propilamina: $(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2)_3\text{N}$.
- Ácido p-benzenodioico: $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CO}_2\text{H})_2$.
- Cloreto de 3,5-dinitrobenzoíla: $\text{C}_6\text{H}_3(\text{NO}_2)_2\text{COCl}$.
- 2,3-ditiol-propanol: $(\text{CH}_2)_2\text{CH}(\text{SH})_2\text{OH}$.

17 (UFPB) A massa de 3 átomos de carbono 12 é igual à massa de 2 átomos de um elemento X. Pode-se dizer, então, que a massa atômica de X, em u, é:

- 12.
- 36.
- 24.
- 3.
- 18.

18 Qual é a massa em gramas de uma unidade unificada de massa atômica? Dado: 1 u equivale a $1/12$ de um átomo de carbono de massa 12. $N = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot n$.

19 (UEL-PR) A densidade do alumínio, a 20°C , é igual a $2,7 \text{ g/mL}$. Quantos átomos desse metal existem numa amostra que ocupa o volume de 10 mL , a 20°C ?

- 10
- $1,0 \cdot 10^3$
- $6,0 \cdot 10^{23}$
- $1,0 \cdot 10^{26}$
- $6,0 \cdot 10^2$

20 Qual a quantidade de matéria de gás nitrogênio, N_2 , que a 0°C e 1 atm (CNTP) ocupa o volume de 112 L ? Volume molar nas CNTP = $22,4 \text{ L/mol}$.

21 Qual o volume ocupado por uma massa de gás oxigênio ($\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$) igual a 48 g nas CNTP?

22 Qual o número de moléculas de amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, existente em um volume igual a $3,48 \text{ L}$ desse gás nas CNTP?

23 Calcule o volume ocupado nas CNTP por:

- uma massa de $\text{SO}_2(\text{g})$ igual a 128 g .
- uma massa de $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ igual a 29 g .

24 Considere um sistema contendo $90,84 \text{ L}$ de metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, nas STP (volume molar = $22,71 \text{ L}$).

- Qual a quantidade de matéria de $\text{CH}_4(\text{g})$ existente nesse volume?
- Qual o número de moléculas de $\text{CH}_4(\text{g})$ nesse sistema?

6 Fórmulas químicas

Encontrar a fórmula de uma substância é descobrir quais são os elementos químicos de que ela é constituída e em que proporção esses elementos se combinam, em massa e em quantidade de matéria.

Cotidiano do Químico



Determinação da composição das substâncias

O processo pelo qual os químicos determinam os elementos que formam as substâncias e em que proporção eles aparecem (ou seja, quantos átomos de cada elemento existem em uma molécula da substância) é denominado **análise elementar**. Esse processo faz parte da rotina do químico analítico.

Ao receber uma amostra de um material desconhecido, a primeira atitude do químico é fazer uma **análise imediata** do material, isto é, testar suas propriedades, como temperatura de fusão e de ebulição, densidade, solubilidade, de modo a determinar se o material é constituído de apenas uma substância ou de uma mistura de substâncias diferentes (é o que estuda a Química analítica).

Concluindo que a amostra é constituída de uma mistura (o que é mais comum), o químico trata de isolar as diversas substâncias utilizando as várias técnicas de laboratório de separação de misturas, que se baseiam principalmente em propriedades físicas e químicas.

Após a separação, é feita a **análise elementar** de cada componente. A análise elementar divide-se em **qualitativa** e **quantitativa**.

Análise elementar qualitativa

O objetivo da análise elementar qualitativa é descobrir de quais elementos químicos as substâncias são formadas, e as reações de decomposição, seguidas de testes padronizados, são parte desse processo.

Os testes padronizados são reações que visam determinar os elementos que formam a substância analisada. Exemplos:

- Submeter a substância a aquecimento direto e verificar se há liberação de gás. Se houver, verificar se esse gás tem um cheiro característico ou outra qualidade que permita identificá-lo.

- Dissolver a substância em meio ácido e/ou básico e verificar se há mudança de cor ou reação com formação de precipitado.

Análise elementar quantitativa

A análise elementar quantitativa tem por finalidade descobrir a proporção em que esses elementos aparecem em massa e em volume na substância (o que exige equipamentos e medidas precisas) e, posteriormente, em quantidade de matéria.

Outro ponto importante é determinar a massa molecular da substância.

Há várias técnicas por meio das quais é possível obter essa informação. A escolha de uma delas vai depender das características particulares da substância analisada. Um exemplo é a utilização do conceito de densidade para a determinação da fórmula de um gás, visto na página 108.

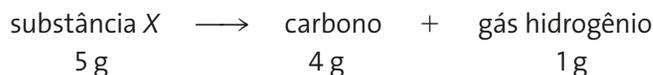


Química conferindo a análise de um material.

Valéria Gonçalves/Agência Estado

Determinação de fórmula

Para determinar as fórmulas percentual, mínima e molecular de uma substância, é necessário conhecer sua composição e sua massa molecular. Considere, por exemplo, que o químico tenha isolado de uma amostra analisada uma substância X cuja reação de decomposição revelou os elementos hidrogênio e carbono na proporção em massa a seguir:



A densidade da substância X foi medida nas CNTP (0 °C e 1 atm), e o resultado obtido foi $d_x = 1,3436 \text{ g/cm}^3$.

Sabendo que a densidade do gás hidrogênio nas mesmas condições de temperatura e pressão é igual a $0,08987 \text{ g/cm}^3$, a massa molecular da substância X pode ser encontrada pela relação:

$$\frac{M_x}{M_{\text{H}_2}} = \frac{d_x}{d_{\text{H}_2}} \Rightarrow \frac{M_x}{2} = \frac{d_x}{d_{\text{H}_2}} \Rightarrow M_x = 2 \cdot \frac{d_x}{d_{\text{H}_2}} \Rightarrow M_x = 2 \cdot \frac{1,3436}{0,08987} \Rightarrow M_x \approx 30 \text{ u}$$

Com os dados tabelados da massa atômica dos elementos: carbono = 12 e hidrogênio = 1, o químico faz os cálculos apresentados a seguir.

Fórmula percentual

A fórmula percentual indica a massa de cada elemento químico que existe em 100 partes de massa (100 g, 100 kg) da substância.

Para o exemplo da substância X, temos:

● Carbono

5 g de substância X $\xrightarrow{\text{contêm}}$ 4 g de carbono

100 g de substância X $\xrightarrow{\text{contêm}}$ y

$$\frac{5}{100} = \frac{4}{y} \Rightarrow y \cdot 5 = 100 \cdot 4 \Rightarrow y = \frac{100 \cdot 4}{5} \Rightarrow y = 80$$

Concluimos que há 80 g de carbono em 100 g de substância X.

● Hidrogênio

5 g de substância X $\xrightarrow{\text{contêm}}$ 1 g de hidrogênio

100 g de substância X $\xrightarrow{\text{contêm}}$ z

$$\frac{5}{100} = \frac{1}{z} \Rightarrow z \cdot 5 = 100 \cdot 1 \Rightarrow z = \frac{100 \cdot 1}{5} \Rightarrow z = 20$$

Concluimos então que há 20 g de hidrogênio em 100 g de substância X, ou seja, a substância X tem 20% de hidrogênio.

A fórmula percentual da substância X é **80% de C** e **20% de H**.

Fórmula mínima

A fórmula mínima indica a proporção mínima, em números inteiros, dos átomos de cada elemento em uma molécula da substância.

A proporção dos átomos na fórmula mínima pode ser calculada transformando-se a proporção conhecida em massa para uma proporção em quantidade de matéria (número de mols).

Esse cálculo pode ser feito a partir dos dados experimentais ou dos dados da fórmula percentual da substância.

A Química analítica, qualitativa e quantitativa, é o alicerce de uma área denominada **Química forense**, cujo objetivo principal é desvendar crimes, angariar provas, elucidar os fatos. Esses crimes tanto podem estar relacionados a atos violentos (estupros, atropelamentos), a assassinatos em geral, a mortes por envenenamento, ao consumo e tráfico de drogas, quanto a crimes relacionados à saúde pública, como a adulteração de matéria-prima na fabricação de alimentos (usar farinha estragada na massa de pão; fazer queijo com leite tirado de animal doente; adicionar urina de vaca ao leite, excrementos de animais ao café em pó; usar água poluída na produção de fármacos) ou falsificação de alimentos, bebidas, produtos de higiene (cosméticos, perfumes) e medicamentos, o que é ainda mais grave.

Como exemplo, vamos calcular a partir dos dados experimentais:

- Carbono

12 g de carbono $\xrightarrow{\text{equivalem a}}$ 1 mol de átomos de carbono

4 g de carbono $\xrightarrow{\text{equivalem a}}$ w

$$w = 0,3333$$

- Hidrogênio

1 g de hidrogênio $\xrightarrow{\text{equivale a}}$ 1 mol de átomos de hidrogênio

1 g de hidrogênio $\xrightarrow{\text{equivale a}}$ α

$$\alpha = 1 \text{ mol}$$

Como os números obtidos não são inteiros, usamos um artifício matemático: quando dividimos ou multiplicamos uma série de números por um mesmo valor, a **proporção** que existe entre eles **não é alterada**.

Uma vez que estamos buscando os menores valores inteiros possíveis, vamos tentar dividir os números encontrados pelo menor deles.

Dados experimentais:

- Carbono

$$\frac{0,3333}{0,3333} = 1 \text{ mol}$$

- Hidrogênio

$$\frac{1}{0,3333} = 3 \text{ mol}$$

Portanto, a fórmula mínima da substância X é: C_1H_3 ou CH_3 .

Fórmula molecular

A fórmula molecular fornece o número exato de átomos de cada um dos elementos químicos que se combinam para formar uma molécula. Esse número é calculado a partir da massa molecular da substância.

A fórmula molecular indica o número de átomos de cada elemento em uma molécula da substância.

Para encontrar a fórmula molecular, utilizamos o seguinte raciocínio, considerando ainda, como exemplo, a substância X:

- Pela fórmula mínima sabemos que há 1 átomo de carbono (massa atômica 12) para cada 3 átomos de hidrogênio (massa atômica 1).

- A massa dessa fórmula mínima será: $1 \cdot 12 + 3 \cdot 1 = 15$.

- Em seguida, calculamos quantas vezes a massa da fórmula mínima “cabe” na massa molecular da substância:

$$\frac{\text{massa molecular}}{\text{massa da fórmula mínima}} = \frac{30}{15} = 2$$

- Isso significa que a proporção de átomos na fórmula molecular é duas vezes a indicada pela fórmula mínima: $2 \cdot \text{CH}_3 = \text{C}_2\text{H}_6$.

A fórmula molecular da substância X é C_2H_6 .

O etano possui:

- densidade = 1,3436 g/cm³ nas CNTP;
- temperatura de fusão = -172 °C;
- temperatura de ebulição = -88,6 °C;
- solubilidade = 4,7 cm³ em 100 cm³ de água a 20 °C.

Exercício resolvido

4 O hipossulfito de sódio (174 g/mol) é formado de 26,44% de sódio, X% de enxofre e 36,78% de oxigênio. Indique suas fórmulas mínima e molecular.

Resolução

Fórmula percentual do hipossulfito de sódio:

$$\% \text{ de enxofre} = 100 - (26,44 + 36,78)$$

$$\% \text{ de enxofre} = 36,78\%$$

Na: 26,44%; S: 36,78%; O: 36,78%.

Fórmula mínima do hipossulfito de sódio:

$$\text{sódio} = \frac{26,44}{23} \approx 1,15$$

$$\text{enxofre} = \frac{36,78}{32} \approx 1,15$$

$$\text{oxigênio} = \frac{36,78}{16} \approx 2,30$$

Dividindo todos os valores encontrados pelo menor deles:

$$\text{sódio} = \frac{1,15}{1,15} = 1$$

$$\text{enxofre} = \frac{1,15}{1,15} = 1$$

$$\text{oxigênio} = \frac{2,30}{1,15} = 2$$

Fórmula mínima: $\text{Na}_1\text{S}_1\text{O}_2$ ou NaSO_2

Massa da fórmula mínima = $1 \cdot 23 + 1 \cdot 32 + 2 \cdot 16 = 87 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{\text{Massa molecular}}{\text{Massa molecular da fórmula mínima}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n = \frac{174}{87} \Rightarrow n = 2$$

Fórmula molecular: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

25 Determine a fórmula percentual mínima e molecular das substâncias relacionadas nos itens abaixo:

- a) Por meio da fotossíntese os vegetais fabricam **glicose**, cujas moléculas se combinam para formar a celulose, que constitui a parede celular, e amido, que é armazenado em diversos órgãos vegetais. A decomposição de 1,8 g de glicose produziu 0,72 g de carbono, 0,12 g de hidrogênio e 0,96 g de oxigênio.
- b) O acetileno é usado como gás de maçarico oxiacetilênico, cuja chama azul, que atinge 3 000 °C, pode cortar chapas de aço. A decomposição de 1,3 g de acetileno produziu 1,2 g de carbono e 0,1 g de hidrogênio.
- c) O benzeno é um líquido amarelado, inflamável, altamente tóxico e cancerígeno, mas que possui muitas aplicações, como fabricação de pesticidas, fluidos hidráulicos, borrachas, corantes, detergentes e explosivos. A decomposição de 3,9 g de benzeno produziu 3,6 g de carbono e 0,3 g de hidrogênio.
- d) O ácido oxálico (etanodioico) inibe a absorção de cálcio pelo organismo e é encontrado no chocolate. Assim, a criança que toma somente achocolatados não aproveita o cálcio que o leite oferece e, a longo prazo, pode apresentar deficiência desse mineral. A decomposição de 9,0 g de ácido oxálico produziu 0,2 g de hidrogênio, 2,4 g de carbono e 6,4 g de oxigênio.

26 (PUCC-SP) A combustão realizada em altas temperaturas é um dos fatores da poluição do ar pelos óxidos de nitrogênio, causadores de afecções respiratórias. A

análise de 0,5 mol de um desses óxidos apresentou 7,0 g de nitrogênio e 16 g de oxigênio.

Qual a sua fórmula molecular?

- a) N_2O_5 c) N_2O e) NO
b) N_2O_3 x d) NO_2

27 (PUCC-SP) Em 0,5 mol de quinina, substância utilizada no tratamento da malária, há 120 g de carbono, 12 g de hidrogênio, 1,0 mol de átomos de nitrogênio e 1,0 mol de átomos de oxigênio. Pode-se concluir que a fórmula molecular da quinina (massa molar = 324 g/mol) é:

- a) $\text{C}_{20}\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_2$ d) $\text{C}_{10}\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2$
x b) $\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2$ e) $\text{C}_3\text{H}_6\text{NO}$
c) $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{NO}$

28 O éster butanoato de etila é um aromatizante utilizado na indústria alimentícia como essência artificial de morango. Calcule as fórmulas percentual, mínima e molecular desse éster sabendo que a decomposição de 5,8 g desse composto fornece 3,6 g de carbono, 0,6 g de hidrogênio e 1,6 g de oxigênio. Massa molar do éster butanoato de etila = 116 g/mol.

29 (Ufal) O cacodilo, que tem um odor forte de alho e é usado na manufatura de ácido cacodílico, um herbicida para a cultura do algodão, tem a seguinte composição percentual em massa: 22,88% de C, 5,76% de H e 71,36% de As, e massa molar $209,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Qual é a fórmula molecular do cacodilo?

- x a) $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{As}_2$ c) $\text{C}_8\text{H}_{39}\text{As}$ e) $\text{C}_{10}\text{H}_{15}\text{As}$
b) $\text{C}_3\text{H}_{24}\text{As}_2$ d) $\text{C}_9\text{H}_{27}\text{As}$

7 Alotropia

Os elementos que apresentam alotropia e que não serão estudados agora são: arsênio, As; selênio, Se; estanho, Sn; cério, Ce; e polônio, Po. Ao falar das formas alotrópicas dos elementos, desconsideramos a forma amorfa (em que os átomos se agrupam sem um arranjo cristalino definido). Isso ocorre com o carbono (carvão), o fósforo e o enxofre.

Certos elementos químicos possuem a propriedade de formar mais de um tipo de substância simples. Essa propriedade é denominada **alotropia**, e as diferentes substâncias formadas são denominadas **formas** ou **variedades alotrópicas** ou, simplesmente, **alótropos**.

As variedades alotrópicas de um mesmo elemento diferem entre si quanto à atonicidade (número de átomos que formam cada molécula) ou quanto ao arranjo cristalino dos átomos no espaço.

É interessante observar que, quando uma substância simples apresenta alotropia, uma das formas alotrópicas sempre é mais estável que a(s) outra(s). A forma mais instável (mais energética) tende a se transformar espontaneamente na forma mais estável (menos energética) num processo que ocorre com liberação de energia.

Como os alótropos são formados pelo mesmo elemento químico, suas propriedades químicas são semelhantes, ou seja, duas variedades alotrópicas de um mesmo elemento, em geral, podem sofrer as mesmas reações formando os mesmos produtos.

Vários elementos apresentam alotropia. Os exemplos mais comuns são o oxigênio, o carbono, o fósforo e o enxofre.

Alótropos do oxigênio

O oxigênio possui duas formas alotrópicas que diferem quanto à atonicidade.

- gás oxigênio, $O_2(g)$: inodoro e indispensável à vida;
- gás ozônio, $O_3(g)$: de cheiro desagradável e altamente bactericida.

Veja a seguir algumas propriedades desses alótropos.

Alótropos	Densidade/ $g \cdot cm^{-3}$	Fusão/ $^{\circ}C$	Ebulição/ $^{\circ}C$	Estabilidade
Gás oxigênio  Atonicidade 2	1,14 (a $-183^{\circ}C$)	$-218,4^{\circ}C$	$-182,8^{\circ}C$	Mais estável
Gás ozônio  Atonicidade 3	1,71 (a $-188^{\circ}C$)	$-249,4^{\circ}C$	$-111,3^{\circ}C$	Menos estável

A estabilidade de uma substância depende das condições em que ela se encontra. Nesse caso, estamos considerando sempre a estabilidade de uma forma alotrópica em comparação a outra em condições ambientes ($25^{\circ}C$ e 1 atm).

Devido a sua ação bactericida, o ozônio é utilizado na purificação da água para uso doméstico (em ozonizadores), de água de piscinas e no tratamento da água destinada à população em países da Europa.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

A camada de ozônio

A camada de ozônio retém (diminui a intensidade) dos raios ultravioleta do Sol, protegendo os seres vivos dessa radiação eletromagnética invisível aos nossos olhos, de frequência e energia alta o bastante para causar danos à vida, ao mesmo tempo em que deixa passar outras radiações solares.

“Uma das barreiras ao desenvolvimento da vida no planeta, há cerca de 1 bilhão de anos, era a intensidade das radiações ultravioleta da luz solar. Nessa época, o fitoplâncton e as algas somente conseguiam sobreviver a grandes profundidades. Quando, graças à atividade fotossintética, o oxigênio atmosférico chegou a 1% de seu nível atual, há aproximadamente 800 milhões de anos, foi possível a formação de moléculas de ozônio (O₃) em número suficiente para filtrar os raios ultravioleta.

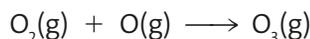
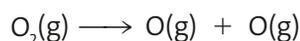
Isso permitiu que o fitoplâncton migrasse para as camadas superiores dos mares, mais iluminadas pela luz solar. O resultado foi um aumento exponencial da fotossíntese nos oceanos, levando à rápida formação do oxigênio. [...]”

SUPERINTERESSANTE. Disponível em: <<http://super.abril.com.br/ideias/preservacao-do-meio-ambiente-as-verdades-do-verde>>. Acesso em: 10 ago. 2015.

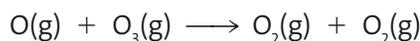
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Formação da camada de ozônio

As moléculas de gás oxigênio, O₂(g), possuem baixa densidade e tendem a subir para a estratosfera, até cerca de 25 km acima da superfície do planeta. Nas condições da estratosfera o oxigênio é instável e se decompõe pela ação dos raios ultravioleta do Sol, formando gás ozônio, O₃(g), mais estável nessas condições.



Como o gás ozônio formado é mais denso, ele começa a descer, mas nas condições existentes nas camadas mais baixas da atmosfera ele é instável e se decompõe formando gás oxigênio, num ciclo contínuo.



Enquanto o gás ozônio está descendo e se decompondo, há gás oxigênio subindo e se transformando em ozônio.

O oxigênio que está abaixo de 25 quilômetros não se decompõe porque a camada de ozônio que existe na estratosfera absorve os raios ultravioleta do Sol, impedindo que isso ocorra.

Nas últimas décadas, porém, os cientistas observaram que o equilíbrio dinâmico de formação e decomposição do gás ozônio foi alterado, ou seja, a velocidade de decomposição do gás ozônio se tornou bem maior que a de sua formação.

Com a diminuição da camada de ozônio o planeta está sendo exposto a quantidades perigosas de radiação ultravioleta.

Mas por que isso está ocorrendo? Existem duas teorias a respeito, uma relacionada ao uso dos CFCs e outra à atividade solar.



O esquema acima mostra a quantidade de radiação ultravioleta (setas laranjas) que chega à superfície terrestre:

- (1) com a camada de ozônio preservada;
- (2) com a camada de ozônio comprometida.

Ilustrações: Alex Argozino/Arquivo da editora

RETOMANDO A NOTÍCIA



Você leu na página 100 que os CFCs não são responsáveis pelo denominado "buraco" na camada de ozônio. Você sabe quais são as principais teorias que explicam a "destruição" da camada de ozônio?

Em 1970, o químico Paul Crutzen (1933-) publicou um artigo sugerindo que os óxidos de nitrogênio, como monóxido de nitrogênio ou óxido nitroso, $\text{NO}(\text{g})$, poderiam alterar o equilíbrio dinâmico de formação e decomposição do ozônio, atuando como catalisadores (aceleradores da velocidade) da reação de decomposição do $\text{O}_3(\text{g})$.

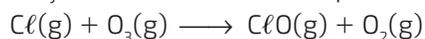


Como todo catalisador, o $\text{NO}(\text{g})$ é recuperado integralmente no final, originando uma reação em cadeia que leva à decomposição de milhares de moléculas de ozônio. Óxidos como o $\text{NO}(\text{g})$ e o $\text{NO}_2(\text{g})$ sempre existiram naturalmente, devido a erupções vulcânicas ou a reações que ocorrem pela ação dos raios durante as tempestades.

O problema é que a quantidade de óxidos de nitrogênio na atmosfera aumentou muito nas últimas décadas em razão da queima de combustíveis fósseis ou da atividade dos jatos, que liberam esses óxidos diretamente na estratosfera.

Em 1974 o químico norte-americano Frank Sherwood Rowland (1927-2012) e o químico mexicano Mario J. Molina (1943-) publicaram um artigo na revista *Nature* afirmando que os CFCs também estavam destruindo o ozônio. Esses gases permaneciam estáveis na troposfera até serem levados à estratosfera (o que leva de 10 a 20 anos para ocorrer, provavelmente em função da alta densidade que possuem em relação ao ar atmosférico).

Lá chegando, devido à alta intensidade de radiações UV, são decompostos, liberando átomos livres de cloro, flúor ou bromo, que aumentam a velocidade da reação (como catalisadores) de decomposição do ozônio. Por exemplo:



Como o átomo de cloro é integralmente recuperado no final, ele pode decompor outras moléculas de ozônio.

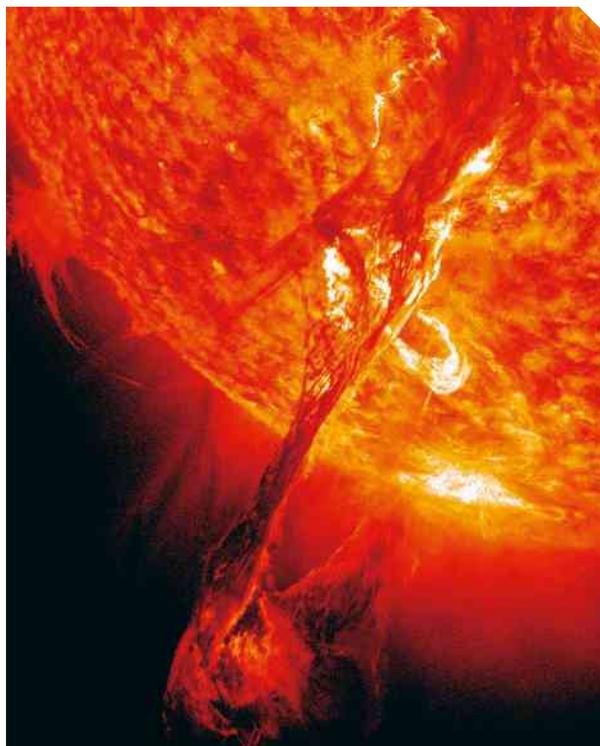
Os cientistas estimaram que cada átomo de cloro pode decompor cerca de 100 mil moléculas de ozônio da estratosfera. Como os CFCs apresentam vida útil de pelo menos 75 anos, já houve descarga suficiente desses gases na atmosfera para reagir

com o ozônio por quase um século, ainda que toda a produção de CFCs fosse imediatamente paralisada.

Já uma pesquisa feita pela *National Aeronautics and Space Administration* (Nasa) constatou que em épocas de maior atividade solar (explosões solares) o "buraco" na camada de ozônio diminui e, em épocas de baixa atividade solar, ele aumenta.

Isso faz sentido, pois como mostram as reações da página 123, a formação do ozônio na estratosfera ocorre pela decomposição do oxigênio provocada pela radiação ultravioleta do Sol. Se a emissão de radiação ultravioleta diminui (baixa atividade solar), a transformação de oxigênio em ozônio também vai diminuir.

Como a alteração da atividade do Sol é um evento periódico, alguns cientistas começaram a supor que a formação do "buraco" na camada de ozônio possa fazer parte de um ciclo natural relacionado às fases em que há redução na atividade solar.



NASA/SPL/Latinstock

Imagem ultravioleta de satélite que mostra uma explosão solar (31 ago. 2012). Foi constatado que, quando as atividades solares são mais intensas, o "buraco" na camada de ozônio se fecha, e, quando as atividades solares diminuem, o "buraco" na camada de ozônio aumenta.



O vórtex polar e as propriedades dos CFCs

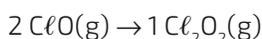
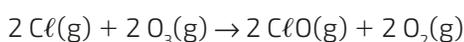
O buraco da camada de ozônio é maior nos polos do que em outras regiões do planeta, e, para explicar isso, os cientistas que apoiam a teoria da destruição do ozônio pelos CFCs utilizam o fenômeno do vórtex polar.

O **vórtex polar** é um fenômeno cíclico, característico da Antártida, que ocorre quando correntes de ar se deslocam dos polos para o equador a baixa altitude, e do equador para os polos a altitudes mais elevadas, espalhando poluentes a milhares de quilômetros do local de origem.

No inverno, que começa em abril, a região permanece no escuro, e os ventos giram em círculos impenetráveis que atraem massas de ar de outras partes da Terra com grandes quantidades de substâncias químicas.

Em setembro, com os primeiros raios ultravioleta do Sol, as moléculas de CFCs começam a se quebrar, liberando átomos de halogênios, que catalisam a decomposição do ozônio.

Como a região não propicia o aparecimento de átomos livres de oxigênio, o ciclo predominante de decomposição do ozônio envolve a regeneração dos átomos de cloro pela reação entre moléculas de monóxido de cloro.



Observe que os átomos de cloro também são recuperados integralmente e podem decompor milhares de moléculas de ozônio. Em novembro, com a renovação do ar vindo de outras regiões, o ozônio volta a ser formado e o "buraco" tende a diminuir de tamanho.

E o que sabemos dos CFCs?

Os CFCs — clorofluorocarbonetos — foram descobertos na década de 1930 pelo engenheiro mecânico e químico Thomas Midgley Jr. (1889-1944). Mais tarde, compostos semelhantes foram desenvolvidos pelas indústrias.

Os mais utilizados são o CFC-11 (CCl_3F , triclourofluorometano), o CFC-12 (CCl_2F_2 , diclorodifluorometano) e o brometo de metila (CBrH_3).

As propriedades químicas e físicas dos CFCs logo abriram um leque imenso de aplicações para essas substâncias: os CFCs são quimicamente estáveis (inertes), não possuem cheiro, não são inflamáveis, não são corrosivos, têm baixo custo de produção e são bem mais densos que o ar atmosférico, como mostrado a seguir.

Substância ou mistura	Densidade absoluta ou relativa (g/L)
Ar atmosférico seco	1,2
Clorodifluorometano	3,0
Diclorodifluorometano	4,2
Brometo de metila	3,3

Assim, os CFCs deveriam se depositar nas camadas mais baixas da atmosfera, e não subir até a estratosfera para destruir o ozônio, mas também é preciso considerar que a dinâmica da atmosfera é, de fato, muito complexa.

Com essas propriedades, os CFCs logo se tornaram populares, sendo usados como gás refrigerante para geladeiras, *freezers* e aparelhos de ar condicionado, como propulsores de *sprays* de desodorantes, tintas e inseticidas, como solventes ou gases de limpeza de componentes eletrônicos (para circuitos de computador e para esterilizadores de instrumentos hospitalares), além de serem usados na fabricação das formas de plástico poroso próprias para embalar sanduíches, comida congelada e ovos.

Outros CFCs, que continham bromo na molécula em vez de flúor (halônios), possuíam características ideais para serem utilizados como agentes extintores de incêndio em equipamentos delicados e/ou em obras valiosas.

O brometo de metila, CH_3Br , também encontrava aplicação na agricultura, para fumigar culturas de tomates e morangos, combater fungos, bactérias e patógenos.

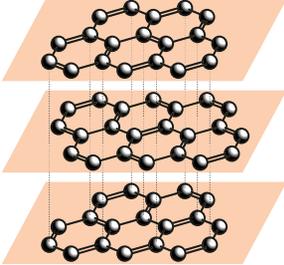
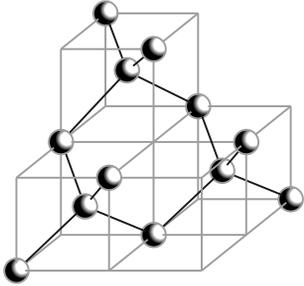
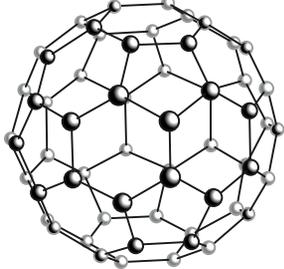
Baratos e eficientes, os CFCs logo se tornaram estratégicos principalmente para os chamados países emergentes, mas, acusados de destruírem a camada de ozônio, foram banidos, o que obrigou os países emergentes a pagarem mais caro por seus substitutos.

Alótropos do carbono

O elemento carbono possui duas formas alotrópicas **naturais**: carbono grafita, C_n , e carbono diamante, C_n , sendo n um número muito grande e indeterminado, e também algumas formas alotrópicas sintéticas. Os alótropos naturais do carbono diferem entre si quanto ao arranjo cristalino dos átomos no espaço.

A tabela a seguir traz algumas informações desses alótropos.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Alótropos do carbono	
Características e propriedades dos alótropos	Estrutura cristalina
<p>Grafita, C_n</p> <p>É um sólido cinza-escuro, baixa dureza, conduz eletricidade e calor. Possui um arranjo cristalino mais estável, portanto menos energético. Os cristais de diamante tendem a se transformar em grafita espontaneamente, embora isso leve milhões de anos para ocorrer.</p> <p>Possui densidade = $2,26 \text{ g/cm}^3$; temperatura de fusão = $3\,550 \text{ }^\circ\text{C}$ e temperatura de ebulição = $4\,200 \text{ }^\circ\text{C}$</p> <p>Na estrutura cristalina os átomos de carbono formam hexágonos no espaço. As placas de hexágonos são mantidas juntas por forças de atração mútua.</p>	
<p>Diamante, C_n</p> <p>Sólido incolor, elevada dureza, não conduz eletricidade nem calor.</p> <p>É formado na natureza nas camadas mais internas da Terra, em condições de alta pressão e temperatura. É expelido para a crosta terrestre devido aos movimentos geológicos naturais. Sabendo disso, os cientistas começaram a fabricar diamantes sintéticos, modificando a estrutura cristalina da grafita por meio de aparelhos que produzem pressões e temperaturas altíssimas. Hoje esse processo está tão aperfeiçoado que os diamantes sintéticos, além de serem usados em ponta de brocas (pela elevada dureza), já podem ser lapidados para a fabricação de joias.</p> <p>Possui densidade = $3,51 \text{ g/cm}^3$; temperatura de fusão = $3\,550 \text{ }^\circ\text{C}$ e temperatura de ebulição = $4\,200 \text{ }^\circ\text{C}$</p> <p>Na estrutura cristalina cada átomo de carbono acha-se ligado tetraedricamente a quatro outros átomos de carbono.</p>	
<p>Buckminsterfulereno, C_{60}</p> <p>Os fulerenos foram descobertos na década de 1970 por cientistas da Universidade de Sussex, no Reino Unido, durante investigações sobre moléculas existentes na poeira interestelar de estrelas vermelhas gigantes. Na Terra, a substância é obtida pela vaporização do carbono grafita em atmosfera de gás hélio (atmosfera inerte) e possui densidade inferior à das outras formas alotrópicas do carbono ($1,65 \text{ g/cm}^3$). A densidade relativamente baixa do C_{60} resulta do fato de haver muito espaço vazio em sua estrutura e entre as esferas.</p> <p>O nome buckminsterfulereno é uma homenagem ao arquiteto norte-americano Buckminster Fuller, criador da estrutura geodésica.</p> <p>A estrutura cristalina mostra a forma mais comum que contém 60 átomos de carbono, C_{60}, dispostos de maneira a parecer uma minúscula bola de futebol, com 60 vértices e 32 faces compostas de 12 pentágonos e de 20 hexágonos. Outras variedades alotrópicas sintéticas do carbono são os chamados nanotubos de carbono.</p>	

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6th ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Alótropos do fósforo

O fósforo possui três variedades alotrópicas: as mais comuns são o fósforo branco, P_4 , e o fósforo vermelho, $(P_4)_n$, e a mais rara, o fósforo negro, P_n :

O quadro a seguir traz algumas informações sobre esses alótropos.



Características e propriedades dos alótropos	Estrutura cristalina
<p>Fósforo branco, P_4</p> <p>É um sólido amarelado, com cheiro de alho, fosforescente (brilha no escuro), mole e altamente venenoso. As moléculas possuem 4 átomos que se agrupam no espaço segundo os vértices de uma pirâmide trigonal. Possui densidade = 1,8 g/cm³ (a 20 °C); temperatura de fusão = 44,1 °C e temperatura de ebulição = 280 °C</p>	
<p>Fósforo vermelho, $(P_4)_n$</p> <p>É um sólido inodoro, não fosforescente, duro e não venenoso. Forma macromoléculas (moléculas muito grandes) obtidas pela ligação consecutiva de n moléculas de P_4. Possui densidade = 2,36 g/cm³ (a 20 °C); temperatura de fusão = 593 °C e temperatura de ebulição = 725 °C</p>	
<p>Fósforo negro, P_n</p> <p>É um sólido negro e brilhante – conhecido por fósforo metálico –, de estrutura complexa, que conduz eletricidade. É obtido pelo aquecimento do fósforo branco a altas pressões.</p>	

Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

Alótropos do enxofre

O enxofre é o elemento que possui a maior variedade de formas alotrópicas.

O quadro a seguir traz as formas mais importantes.

Características e propriedades dos alótropos	Estrutura cristalina
<p>Enxofre α (alfa) ou rômico, S_8</p> <p>Apresenta-se na forma de cristais amarelos e transparentes encontrados em erupções vulcânicas. É a forma alotrópica mais estável do enxofre. Possui densidade = 2,7 g/cm³ (a 20 °C); temperatura de fusão = 112,8 °C e temperatura de ebulição = 444,6 °C</p>	
<p>Enxofre β (beta) ou monoclinico, S_8</p> <p>Apresenta-se na forma de cristais amarelos e opacos em forma de agulhas. É encontrado em erupções vulcânicas. É mais instável. Possui densidade = 1,96 g/cm³ (a 20 °C); temperatura de fusão = 119 °C e temperatura de ebulição = 444,6 °C</p>	

Ilustrações: Alex Argozino/Arquivo da editora

As duas formas alotrópicas do enxofre podem ser encontradas livres na natureza. Entre 444,6 °C e ≈ 1000 °C, são encontradas moléculas de S_2 , S_4 , S_6 e S_8 . Acima de 1000 °C, as moléculas de S_2 podem se dissociar em enxofre atômico (S).

De onde vem... para onde vai?

Fósforo

O controle do fogo está diretamente associado ao desenvolvimento da civilização humana. Uma das principais descobertas nesse sentido foi a obtenção de fogo pelo atrito, por exemplo, entre dois pedaços de madeira seca (técnica utilizada por vários povos antigos).

Na Idade Média popularizou-se um tipo de isqueiro primitivo, na verdade uma caixa contendo a isca — material facilmente inflamável como um pedaço de pano ou de serragem — previamente seca, que se incendiava em contato com as faíscas produzidas por uma pederneira.

Por volta de 1800 a ideia do "fogo portátil" foi aperfeiçoada: começaram a ser fabricadas pequenas hastes de madeira (o "palito"), com as pontas recobertas de açúcar, clorato de potássio e enxofre (a "cabeça"). Para obter o fogo era necessário mergulhar a cabeça do palito em ácido sulfúrico, produzindo uma reação altamente exotérmica que incendiava a madeira.

Não era um método seguro: as pessoas que o utilizavam acabavam queimando as mãos e danificando as roupas, já que tinham de levar consigo, além das hastes de madeira, um vidrinho com ácido sulfúrico.

Em 1827 o químico inglês John Walker inventou os primeiros palitos que acendem por fricção. Eles tinham a cabeça constituída por uma mistura de sulfeto de antimônio, clorato de potássio e goma-arábica. Friccionando essa cabeça contra uma lixa (pedaço de papel recoberto por areia), era possível incendiar a haste de madeira e obter fogo.

Muitas composições diferentes foram tentadas nos anos seguintes, até que se lançou mão do elemento químico fósforo.

O fósforo branco foi o primeiro a ser utilizado na fabricação de fósforos.

Acontece que os empregados das fábricas de fósforos eram constantemente atingidos pela necrose provocada pelo contato com esse elemento.

Em vista disso, uma comissão internacional, reunida em Berna, em 1906, resolveu proibir a utilização de fósforo branco como matéria-prima para

a então crescente indústria de fósforos. A partir daí o fósforo branco foi substituído pelo fósforo vermelho, que, pouco mais tarde, cedeu lugar ao composto sesquissulfeto de fósforo.

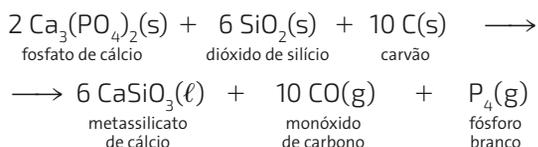
O processo industrial

A matéria-prima para a produção do fósforo vermelho é a fosforita, um mineral de fosfato de cálcio que é tratado com sílica (dióxido de silício) e carvão coque.



A fosforita é uma rocha sedimentar com alto teor de minerais fosfatados.

A reação, que ocorre a 1300 °C no interior de um forno elétrico, é a seguinte:



Os reagentes são introduzidos automaticamente de forma contínua e simultânea no forno.

O fósforo branco é obtido como vapor, que é progressivamente resfriado em condensadores; depois, passa a uma solução aquosa. Já o monóxido de carbono (que não sofre condensação) é eliminado do ciclo, sendo utilizado como fonte de energia térmica em outras seções da fábrica. Por fim, o metassilicato de cálcio, bem como outras impurezas

que se acumulam no fundo do forno, são retirados periodicamente.

Quando finalmente o fósforo branco atinge o grau de pureza necessário, ele é recolhido em reservatórios especiais com temperatura entre 60°C e 65°C, a fim de manter o fósforo fundido para ser submetido à solubilização em água.

Para obter o fósforo vermelho, aquece-se o fósforo branco entre 250°C e 280°C, em atmosfera inerte, isto é, sem oxigênio (uma vez que o fósforo branco reage violentamente com essa substância). Terminada essa fase, o produto é transformado em um pó fino que é umedecido com água. Em seguida, o fósforo vermelho é purificado dos últimos traços de fósforo branco e é encaminhado à filtração, para separá-lo de grande parte da água em que está solubilizado. Desse processo resulta uma pasta concentrada que é disposta sobre bandejas para secar completamente. Depois de peneirado, o fósforo vermelho apresenta-se como um pó róseo-violáceo, estável, que se inflama somente por choque mecânico ou por atrito.

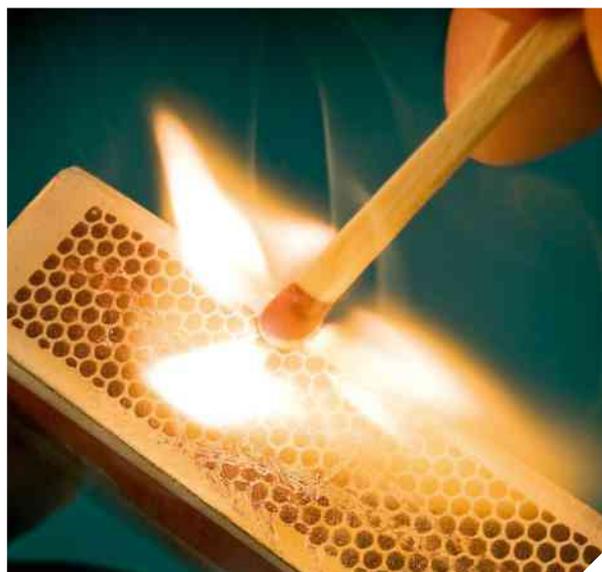
A reação direta do fósforo vermelho com o enxofre produz o sesquissulfeto de fósforo (ou trissulfeto de tetrafósforo, $P_4S_3(s)$, substância de baixo ponto de ignição), o componente básico dos fósforos que usamos. O $P_4S_3(s)$ é então destilado a vácuo, cristalizado e triturado, apresentando-se, por fim, na forma de um pó amarelado, que, com outros componentes, vai produzir a "chama instantânea".

No fósforo de segurança, as substâncias responsáveis pela "chama instantânea" ficam no palito e na lateral da caixa.

A cabeça do palito de fósforo é basicamente uma mistura de clorato de potássio, $KClO_3(s)$, e dicromato de potássio, $K_2Cr_2O_7(s)$, além de várias substâncias inertes, como dióxido de manganês, $MnO_2(s)$, enxofre, $S_8(s)$, óxidos de ferro, $FeO(s)$ e $Fe_2O_3(s)$, vidro moído e cola.

A superfície de atrito (as duas tiras coladas nas faces da caixa que guarda os palitos de fósforo) é constituída de sesquissulfeto de fósforo, $P_4S_3(s)$, sulfeto de antimônio, $Sb_2S_3(s)$, vidro moído e um abrasivo (areia, por exemplo).

O calor produzido pela combustão de uma pequena quantidade de fósforo vermelho, quando a cabeça é atritada, é suficiente para incendiar a haste de madeira.



Chama instantânea

Milan Vaiscek/Shutterstock/Glow Images

Trabalho em equipe

“Em 1830, o químico francês Charles Sauria adicionou fósforo branco (P_4) [...] aos palitos [...]. Depois de algum tempo, no entanto, descobriu-se que a substância era altamente tóxica.

Os trabalhadores das indústrias, expostos continuamente ao fósforo branco, desenvolviam doenças nos ossos, especialmente na mandíbula, desfigurando completamente os seus rostos.

Crianças que comiam o fósforo dos palitos também ficavam com deformidades ósseas. Ape-

nas uma caixinha continha fósforo suficiente para matar uma pessoa!”

Disponível em: <www.invivo.fiocruz.br/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?infoid=900&sid=7>. Acesso em: 10 ago. 2015.

Em relação a esse assunto, pesquise os tópicos abaixo.

- O uso do fósforo branco como arma química.
- Os riscos ocupacionais na indústria de fósforo atual.
- Outras aplicações para o fósforo além da produção de "fogo portátil".

Exercício resolvido

5 (UESPI) O elemento químico fósforo pode ser encontrado na forma de duas substâncias simples: o fósforo branco, que é usado na produção de bombas de fumaça e cuja inalação provoca necrose dos ossos, e o fósforo vermelho, que é utilizado na fabricação de fósforo de segurança e se encontra na tarja da caixa e não no palito.

Sobre o fósforo, indique a alternativa correta:

- Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de alotrópicas.
- Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de isotérmicas.
- A diferença entre as duas formas de fósforo reside somente no estado físico.
- O fósforo se apresenta na natureza em duas formas, chamadas de isobáricas.
- Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de isotópicas.

Resolução

- A palavra isotérmica indica uma mudança de estado de um gás à temperatura constante.
- O fósforo vermelho e o fósforo branco se diferenciam pela atomicidade, respectivamente, P_n (atomicidade indeterminada) e P_4 .
- São isobáricos ou isóbaros átomos de elementos químicos diferentes que possuem o mesmo número de massa, o que não é o caso.
- São isótopos átomos de mesmo elemento químico que possuem diferentes números de massa, o que também não é o caso.

Alternativa **a**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

30 Antigamente os órgãos das igrejas tinham muitas peças em estanho. Contam que, por volta de 1851, a Rússia passou por um inverno particularmente rigoroso e prolongado. Quando, por fim, a primavera chegou, as pessoas reuniram-se para celebrar uma missa na catedral da cidade de Zats, próxima a São Petersburgo.

Na primeira tentativa de tocar o órgão, as peças feitas de estanho começaram a se esfacelar, para o espanto geral. Uma vez que ninguém conseguia entender o que havia acontecido, começaram a pensar que era um “castigo dos céus”.

O que ocorreu foi que o estanho metálico, devido ao longo período de frio, converteu-se na forma alotrópica cinzenta. A densidade do estanho cinzento ($5,75 \text{ g/cm}^3$) é menor que a do estanho metálico ($7,28 \text{ g/cm}^3$) e, como a massa permanece constante, a transformação ocorreu com um aumento de volume, e o estanho cinzento, que é pulverulento, se desfez.

Explique o que é alotropia e em que se diferenciam duas variedades alotrópicas.

31 O oxigênio, $O_2(g)$, reage com o enxofre, $S_8(s)$ (rômico ou monoclínico), formando o gás dióxido de enxofre, $SO_2(g)$. Como o ozônio é um alótropo do $O_2(g)$, ele pode substituí-lo nessa reação gerando o mesmo produto. Escreva essas duas equações químicas corretamente balanceadas.

32 (Fameca-SP) Recentemente, foi confirmada a existência de uma nova variedade alotrópica do carbono, chamada de buckminsterfulereno (ou *buckball*) em homenagem ao arquiteto americano Buckminster Fuller, criador da estrutura geodésica. Sobre alotropia é incorreto afirmar:

- É a propriedade que alguns elementos químicos possuem de formar substâncias simples diferentes.
- Se um elemento possui as variedades alotrópicas X e Y, e a combustão de massas iguais de ambas, nas mesmas condições, produz quantidades diferentes de calor, a variedade mais estável será aquela que libera a maior quantidade de calor.
- As propriedades físicas dos alótropos são diferentes, mas as propriedades químicas são muito semelhantes.
- As principais diferenças entre as variedades alotrópicas são a atomicidade e a estrutura cristalina.
- Oxigênio e ozônio são as formas alotrópicas do elemento oxigênio.

33 Responda às perguntas a seguir sobre o ozônio:

- Explique por meio de reações o que alega a teoria da destruição da camada de ozônio pelos óxidos de nitrogênio e pelo cloro.
- Pesquise e cite três evidências que colocam essa teoria em dúvida.
- Quais os interesses que estariam por trás disso tudo?

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foram o oxigênio e o ozônio. Vimos que na troposfera (que vai do nível do mar até aproximadamente 16 km de altitude) o ozônio é um poluente prejudicial à saúde de animais e de humanos e ao desenvolvimento das plantas.

Esse ozônio, formado em situações específicas, pode ser levado pelos ventos a centenas de milhares de quilômetros de distância. Quanto maior a quantidade de ozônio na baixa atmosfera, maior é a perda agrícola. Pesquisas realizadas nos Estados Unidos mostraram que o ozônio inibe a fotossíntese, produzindo lesões nas folhas e causando grandes prejuízos aos plantadores de soja, trigo, algodão e amendoim. Nos animais, o ozônio provoca irritação e ressecamento das mucosas do aparelho respiratório e envelhecimento precoce. Testes indicam que, em maiores concentrações, o ozônio destrói proteínas e enzimas.

Já na estratosfera, o ozônio tem um papel essencial, o de proteger a vida no planeta. (Isso nos leva a pensar em um conceito mais simples para poluente: “substância no lugar errado”).

Nessa região, localizada a aproximadamente 30 km de altitude da superfície da Terra, encontra-se o que se convencionou chamar camada de ozônio. A quantidade de ozônio nessa camada não é tão grande; calcula-se que há uma molécula de $O_3(g)$ para cada um milhão de moléculas dos outros gases atmosféricos. Assim, o ozônio nessa faixa de gases é tão rarefeito que, se fosse comprimido a pressão e temperatura normais ao nível do mar (1 atm e 25 °C), formaria uma casquinha de apenas 3 milímetros. Mesmo assim, suficiente para proteger a Terra da enorme quantidade de radiação ultravioleta emitida pelo Sol. O ozônio absorve (retém) até 95% da radiação ultravioleta de alta intensidade, impedindo que ela atinja a superfície da Terra, o que causaria danos irreversíveis aos seres vivos

e tornaria o planeta inóspito. (As radiações eletromagnéticas serão o tema central da nossa próxima Unidade.)

Infelizmente, devido ao adelgaçamento ou “formação de buracos” na camada de ozônio, alguns desses danos já estão ocorrendo: aumento da incidência de melanomas (câncer maligno de pele), cataratas, redução do sistema imunológico humano, perda de colheitas, problemas na pesca.

A Organização Mundial de Meteorologia (OMM) também aponta para uma possível relação entre a diminuição da camada de ozônio e as mudanças climáticas. A península Antártica, região onde a formação do “buraco” na camada de ozônio é maior, sofreu um aquecimento nos últimos cinquenta anos de até 3 °C contra 0,7 °C da média global em todo o século XX.

A recíproca é verdadeira. Segundo a OMM, o aumento dos gases de efeito estufa na atmosfera contribui para um aumento das temperaturas na troposfera e na superfície do planeta, ao mesmo tempo que causa uma diminuição de temperatura na estratosfera. A diminuição das temperaturas observada nos últimos anos na estratosfera, principalmente no inverno, facilita as reações químicas que destroem o ozônio.

Alguns cientistas são céticos e questionam se a causa da “formação de buracos” na camada de ozônio ocorre de fato em virtude de atividades humanas, ou se é apenas um processo cíclico relacionado às atividades solares.

Será possível que tudo o que sempre estudamos a respeito da destruição da camada de ozônio pelos CFCs pode estar errado? Será possível que grandes indústrias se unam a chefes de Estado para montar uma farsa tão grande, movidos apenas por interesses financeiros?

De qualquer forma, é sempre saudável refletir sobre vários pontos de vista antes de tomar uma posição.

Oceano Pacífico visto do espaço. Imagem feita a partir da estação espacial internacional enquanto orbitava a aproximadamente 378 km da superfície da Terra.



Nasa/SPL/Latinstock

Poluição eletromagnética

A poluição eletromagnética é caracterizada pelo excesso de radiações invisíveis às quais estamos submetidos o tempo todo. Grande parte dessas radiações é proveniente da enorme quantidade de aparelhos eletroeletrônicos com os quais convivemos diariamente, como computadores, celulares, televisores, *videogames*, aparelhos de micro-ondas, máquinas de lavar roupa, liquidificadores e muitos outros.

Mesmo que você alegue que não tem computador nem celular e prefere ler livros a ver televisão (ótima escolha!), ainda assim existem as linhas de alta-tensão, as antenas de celulares, as antenas emissoras de sinais de rádio e televisão, os radares e os sistemas *wi-fi*, cada vez mais disponíveis.

Ainda que você viva longe da cidade, no ambiente mais idílico possível, existem as radiações naturais, como os raios cósmicos e as radiações solares, de modo que não há como escapar.

E como estamos mesmo imersos em um mar de ondas eletromagnéticas, o melhor que podemos fazer é conhecer suas propriedades e nos prevenir dos malefícios que elas podem causar.

FOI NOTÍCIA!



Aparelhos celulares emitem ondas eletromagnéticas que podem ser nocivas à saúde

Na década de 80, eram raras as pessoas que possuíam um celular. Ele pesava quase o triplo dos modelos atuais e custava um bom dinheiro. Hoje, com o avanço tecnológico, existem celulares de todos os tipos, pesos, preços e tamanhos. O estranho atualmente é uma pessoa não ter um celular! Mas será que os celulares só nos trazem benefícios? Pesquisas indicam que não. Além de muitos conterem substâncias tóxicas em sua estrutura, as ondas emitidas por eles podem causar danos sérios à saúde. [...]

Os celulares são rádios, porém, normalmente os rádios recebem ondas eletromagnéticas por meio de uma antena central, e o avanço presente na ideia dos celulares está justamente nisso. Para eles, existem várias antenas organizadas em células, ou seja, cada célula é responsável por cobrir uma pequena área, e o conjunto de células de antenas formam uma rede para os telefones celulares, daí também o porquê do nome celular. Uma vantagem das antenas dispostas em células é que, quando se está em movimento e falando ao celular, é possível mudar de uma célula para outra e continuar a comunicação normalmente.

Outra diferença entre funcionamento do rádio e do celular é que, quando se utiliza um rádio para comunicação, uma pessoa fala por vez porque ambas utilizam da mesma frequência. Já nos celulares, uma frequência é utilizada para transmitir a fala e outra é usada para a escuta. [...]

A radiação eletromagnética no celular é emitida pela antena acoplada ao aparelho. Essa radiação tem

uma frequência maior do que as utilizadas em rádio. O problema que envolve a radiação dos celulares está relacionado ao fato de que usamos esses aparelhos próximos ao corpo e, principalmente, perto da cabeça. Essas antenas acopladas no celular emitem radiação eletromagnética em uma direção quase simétrica, ou seja, quando o aparelho está a uns 25 centímetros da cabeça, essa radiação é absorvida quase que totalmente, sendo potencialmente nociva para o corpo humano e principalmente para o cérebro. [...]

Em pesquisas realizadas pelo *Interphone Study Group* em parceria com a *Internacional Agency for Research on Cancer (IARC)*, concluiu-se que existem suspeitas de aumento de tumor maligno no sistema nervoso central para usuários que utilizam frequentemente o celular do mesmo lado da cabeça. Diante desse cenário, a IARC classifica o campo magnético emitido pelos celulares como possivelmente carcinogênico para humanos, ou seja, a radiação interfere na saúde do ser humano, porém as evidências atuais ainda não são suficientes para classificar essa radiação como carcinogênica para humanos. [...]"

Disponível em: <www.ecycle.com.br/component/content/article/63-meio-ambiente/2008-antenas-uso-consumo-aparelho-telefone-celular-celulares-wi-fi-wifi-estudos-apontam-riscos-exposicao-ondas-eletromagneticas-saude-cancer-tumores-malignos-dicas-cuidados-necessarios>.html>.
Acesso em: 11 ago. 2015.

Você acabou de ler um texto sobre a possibilidade de as ondas eletromagnéticas serem nocivas à saúde humana. Você sabe o que são ondas eletromagnéticas?



Alessandro Della Bella/Corbis/Latinstock

1) A imagem do átomo

Imagens dão segurança para tirarmos conclusões.

Foram necessários lunetas e telescópios para entendermos melhor o Universo. Da mesma forma, os microscópios nos ajudaram a compreender aquilo que não podemos ver a olho nu.

Hoje o átomo já é uma realidade "visível".

O instrumento que nos permite "ver" o átomo é o microscópio eletrônico de varredura por tunelamento (*scanning tunneling microscope* – STM), criado em 1981 pelo físico alemão Gerd Binnig (1947-) e pelo físico suíço Heinsich Rohrer (1933-2013), ganhadores do Prêmio Nobel de Física de 1986.

Microscópio eletrônico de varredura por tunelamento eletrônico.

No STM, um material piezoelétrico, ou seja, que produz eletricidade ao ser submetido à pressão, faz a ponta de uma agulha finíssima, cuja extremidade é de apenas 1 átomo, subir e descer percorrendo a amostra a uma distância de 0,5 nm a 1,0 nm – 1 nm (1 nanômetro) equivale a $1,0 \cdot 10^{-9}$ metros.

Surge então uma minúscula corrente elétrica entre a ponta da agulha e a amostra, consequência do chamado efeito de tunelamento, pela qual os elétrons pulam de um ponto a outro, apesar de, segundo regras da Física clássica, não poderem fazê-lo por falta de energia.

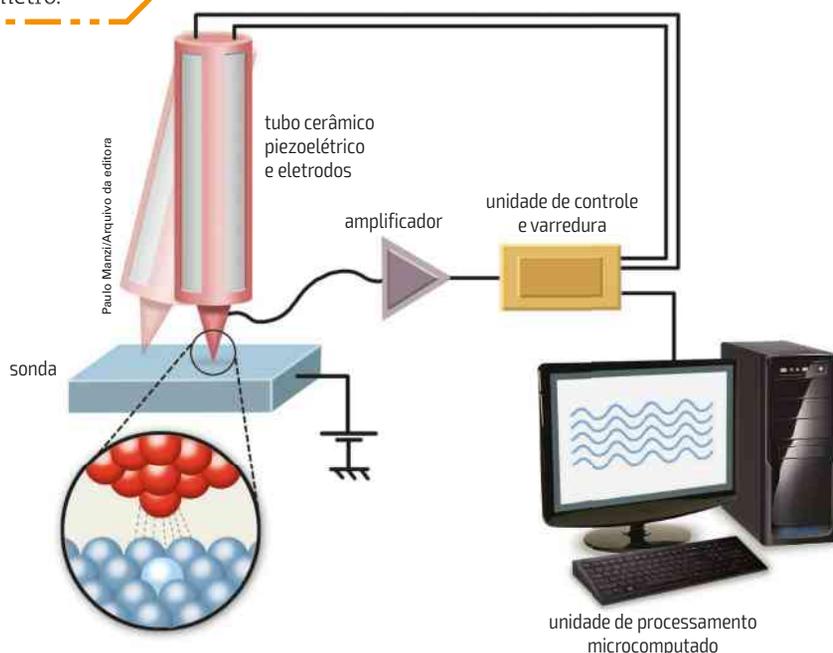
O movimento de vaivém da agulha é registrado por um computador:

- Se a ponta passa sobre protuberâncias, a corrente aumenta (voltagem positiva),
- Se a ponta passa por uma lacuna, a corrente diminui (voltagem negativa).

O resultado é um mapa da trajetória da agulha aumentado 100 milhões de vezes pelo computador, no qual as protuberâncias são os átomos e as lacunas, os espaços vazios existentes entre eles.

O STM abriu caminhos para a pesquisa de novos materiais e um novo campo da ciência: a nanotecnologia.

O prefixo *nano* corresponde a um bilionésimo do metro (10^{-9}). Comparativamente, se a distância entre os extremos norte e sul do Brasil (Caburá ao Chuí) possuir a medida de 1 metro, um grão de milho teria a medida de 1 nanômetro.



A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Esquema simplificado de um microscópio eletrônico de varredura por tunelamento.



Nanotecnologia

A nanotecnologia estuda e desenvolve sistemas cujas dimensões atingem, no máximo, 100 nanômetros. Para compreender melhor a dimensão desses sistemas, lembre-se de que o tamanho dos átomos em geral é expresso em centésimos de nanômetros – um nanômetro é igual a 10^{-9} metros (um bilionésimo de metro).

Imagens como a ao lado mostram átomos formando figuras e letras, indicando que os átomos já podem ser manipulados um a um. Elas nos fazem concluir que é possível fabricar equipamentos construídos átomo a átomo; porém, o tempo que se levaria para manipular alguns gramas de determinado elemento ainda inviabiliza qualquer projeto desse tipo.

As aplicações da nanotecnologia, então, se voltam para a síntese de novas moléculas, como os nanotubos de carbono, que constituem um material cerâmico 5 vezes mais leve e 20 vezes mais resistente que o aço. A Nasa (*National Aeronautics and Space Administration*) utiliza esse material para proteger os veículos espaciais contra acidentes térmicos durante a reentrada na atmosfera terrestre. Esses acidentes, que já ocorreram no passado, podem ser causados por causa do calor extremo gerado pelo atrito entre o veículo espacial e o ar atmosférico.

Acredita-se que em um futuro próximo a nanotecnologia também possa ser utilizada para aumentar vertiginosamente a capacidade de armazenamento e processamento de dados dos computadores, para desenvolver materiais voltados à construção civil e para o desenvolvimento de nanoequipamentos, que poderiam chegar ao interior das células e funcionar como sensores para diagnósticos médicos, além de outras inovações ainda sequer imaginadas.

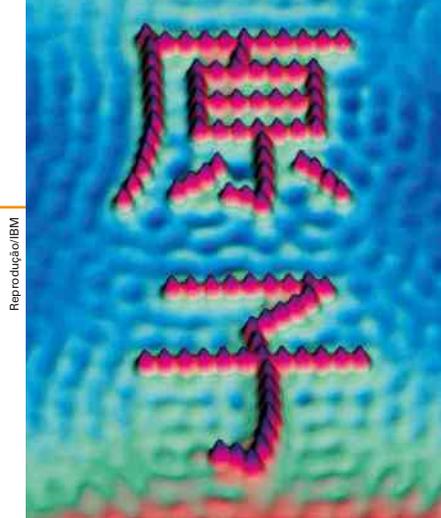
A utilização em larga escala da nanotecnologia, porém, pode ter uma grave consequência: a nanopoluição, que pode ser gerada tanto na fabricação de nanomateriais como no descarte desses produtos.

Esse tipo de poluição, que seria formado por nanopartículas, pode ser muito perigoso, já que não existe até o momento nenhum método para controlar esses nanorresíduos que podem viajar facilmente por grandes distâncias pelo ar.

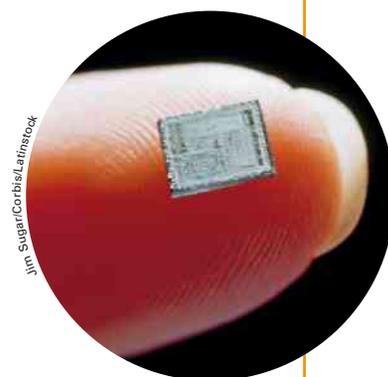
As células dos seres vivos (animais e plantas) não têm as defesas necessárias para lidar com os nanopoluentes, pois eles não existem na natureza, o que poderia provocar danos ainda não conhecidos.

Mas como tudo isso começou? Como passamos do modelo atômico de Dalton – esferas maciças e indivisíveis – para o desenvolvimento da nanotecnologia?

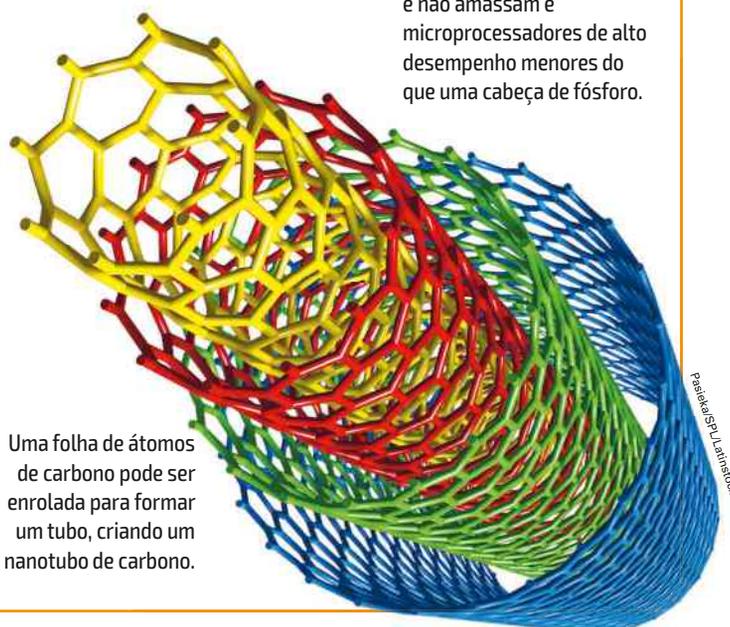
A descoberta da eletricidade, que veremos a seguir, foi um evento fundamental nesse processo.



Átomos de ferro sobre cobre vistos em um STM, aparelho que permite não apenas visualizar os átomos de uma superfície, mas também deslocá-los, empurrando-os, arrastando-os pela superfície, etc.



O horizonte de possibilidades da nova tecnologia é enorme: tintas automotivas mais resistentes a arranhões, têxteis que repelem manchas e não amassam e microprocessadores de alto desempenho menores do que uma cabeça de fósforo.



Uma folha de átomos de carbono pode ser enrolada para formar um tubo, criando um nanotubo de carbono.

2 A eletricidade

O modelo atômico de Dalton nos permitiu entender como as reações químicas ocorrem microscopicamente e sustentou os dados obtidos experimentalmente em relação à proporção dos reagentes e dos produtos envolvidos em uma reação.

Porém, o final do século XIX e o início do século XX foram marcados por um número imenso de experimentos e descobertas que revolucionaram o conhecimento científico.

Esses novos conhecimentos não podiam ser explicados pelo modelo atômico de Dalton e levou os cientistas a se perguntarem:

◆ Do que são constituídos os átomos?

500 a.C.

O filósofo Tales de Mileto (625 a.C.-546 a.C.) descobre que o âmbar, após passar por atrito com um pedaço de lã ou camurça, atrai objetos leves, como penas.

1600

William Gilbert (1544-1603) publica o livro *De Magnet*, sobre a capacidade de ímãs naturais de atraírem o ferro.

1629

O físico e jesuíta italiano Niccolò Cabeo (1586-1650) observa pela primeira vez o fenômeno da repulsão.

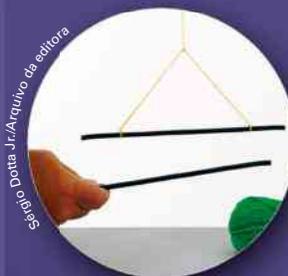
1672

O físico e inventor alemão Otto von Guericke (1602-1686) mostra que a eletricidade podia fluir de um corpo para outro.

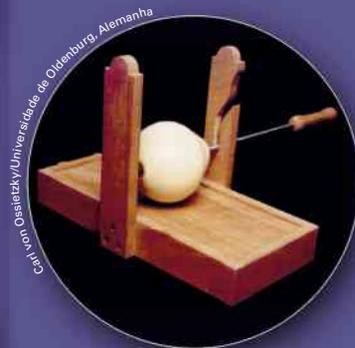
Ao girar a manivela, a esfera de enxofre rotacionava rapidamente, e ao ser atritada produzia grande quantidade de cargas elétricas.



O vidro atritado com lã atrai a borracha.



A borracha atritada com lã repele a borracha.



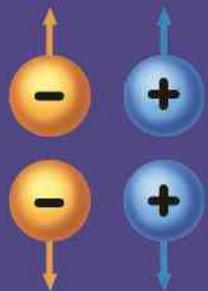
A resposta para essa pergunta nos leva a importantes descobertas, sobretudo no que diz respeito à eletricidade e à radioatividade, que ajudaram a formular nossa compreensão atual sobre a constituição do átomo.

A linha do tempo a seguir apresenta os primeiros passos históricos para o conhecimento da eletricidade.

Mas, apesar de todos esses estudos, o fenômeno da eletricidade ainda não estava totalmente esclarecido.

1733

O químico e físico francês Charles François de Cisternay Du Fay (1698-1739) verifica o fenômeno da repulsão entre os objetos carregados com mesmo "tipo de eletricidade" e o da atração entre objetos carregados com "tipos de eletricidade" diferentes.



Repulsão: cargas de mesmo sinal.

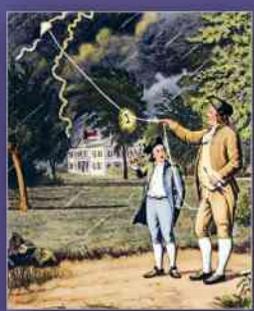


Atração: cargas de sinais contrários.

1752

O médico e estadista norte-americano Benjamin Franklin (1706-1790) consegue provar que o raio é um fluxo de eletricidade após realizar seu famoso experimento empinando uma pipa durante uma tempestade.

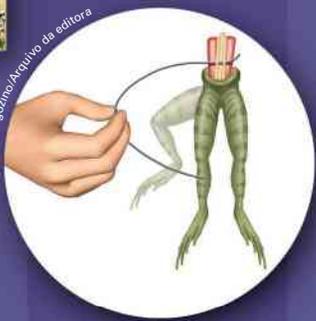
Bettmann/Corbis/Latinstock



1786

O médico italiano Luigi Galvani (1737-1798) lança a teoria da eletricidade animal: enquanto dissecava uma rã, amarrou um de seus nervos a um fio de cobre que acidentalmente tocou uma placa de ferro, fazendo com que a rã morta sofresse violentas contrações, levando Galvani a concluir que um fluido elétrico de origem animal havia sido liberado pela rã morta.

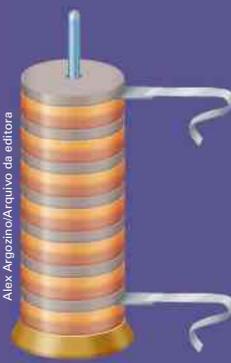
Alex Argazzino/Arquivo da editora



1800

O físico italiano Alessandro Volta (1745-1827) constrói a primeira pilha e prova que a contração da rã observada por Galvani ocorria por causa do fio de cobre e da placa de ferro que, ao entrarem em contato com a umidade salina da rã, geravam eletricidade por meio de reações químicas.

Alex Argazzino/Arquivo da editora



1820

O cientista dinamarquês Hans Christian Oersted (1777-1851) descobre o eletromagnetismo: uma corrente elétrica fluindo por um fio pode mover a agulha de uma bússola nas proximidades.

O físico inglês Michael Faraday (1791-1867) conclui, então, que se a eletricidade podia produzir magnetismo, provavelmente o magnetismo podia produzir eletricidade e, em 1831, comprova sua hipótese.

Shutterstock/Glow Images

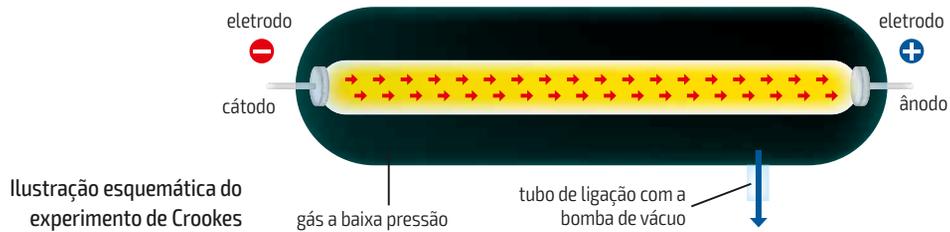


As ampolas de Crookes

O fenômeno da eletricidade começou a ser realmente compreendido somente a partir de 1856.

Uma das experiências mais importantes para o estudo da eletricidade foi projetada pelo físico inglês *sir* William Crookes (1832-1919), envolvendo descargas elétricas em ampolas de vidro contendo um gás a baixa pressão.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Alex Argozino/Arquivo da editora

Ilustração esquemática do experimento de Crookes

Diferença de potencial, ou ddp, nesse caso é a diferença de potencial elétrico entre os polos negativo e positivo da ampola de Crookes.

Crookes adaptou um condutor metálico (eletrodo) às duas extremidades da ampola de vidro. Na extremidade da ampola onde era aplicada a corrente elétrica, era criado um “polo negativo”, e na outra extremidade, onde a corrente elétrica era recolhida, era criado um “polo positivo”. Esses polos negativo e positivo foram chamados eletrodos (palavra que significa 'caminho para a eletricidade').

Nessa ampola, os cientistas colocavam uma substância no estado gasoso a uma pressão muito reduzida, aproximadamente 0,01 atm, e provocavam uma grande diferença de potencial – algo em torno de 10 000 volts – entre os eletrodos.

Crookes, observou que o gás — normalmente mau condutor de eletricidade — sofria uma descarga elétrica, que foi chamada de **raios catódicos**, originando fenômenos surpreendentes que levaram a importantes conclusões, como mostra o quadro a seguir.

Esquema do experimento	Observação experimental	Conclusões sobre os raios catódicos
<p>tubo de ligação com a bomba de vácuo</p> <p>raios catódicos</p>	Movimentam um pequeno moinho adaptado no centro da ampola de Crookes.	Possuem massa.
<p>raios catódicos</p> <p>tubo de ligação com a bomba de vácuo</p>	Projetam a sombra de qualquer anteparo na parede oposta da ampola de Crookes.	Caminham em linha reta.
<p>raios catódicos</p> <p>tubo de ligação com a bomba de vácuo</p>	São atraídos pelo polo positivo de um campo elétrico externo à ampola.	Possuem carga negativa.

Ilustrações: Alex Argozino/Arquivo da editora

A descoberta dos elétrons

Em 1897, o físico inglês Joseph John Thomson (1856-1940), trabalhando com raios catódicos, determinou o valor da relação entre a carga dos raios catódicos e sua massa (e/m), a partir do desvio desses raios sob a ação de um campo magnético.

$$\frac{e}{m} = 1,758805 \cdot 10^{11} \text{ C} \cdot \text{kg}^{-1}$$

Thomson mostrou que o valor da relação e/m era o mesmo qualquer que fosse a natureza do cátodo e do gás utilizado na ampola de Crookes, concluindo dessa forma que os raios catódicos eram parte integrante de toda espécie de matéria, uma vez que o experimento podia ser repetido com qualquer substância na fase gasosa.

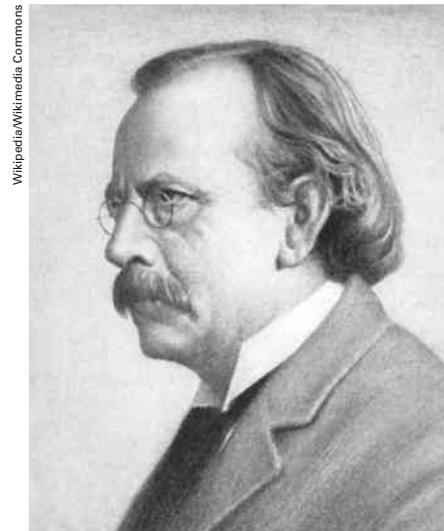
Thomson passou a chamar os raios catódicos de **elétrons** (palavra que tem origem grega, *élektron*, e significa 'âmbar').

A descoberta dos prótons

Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein (1850-1930) descobriu um novo tipo de raio utilizando uma ampola de Crookes modificada.

Goldstein adaptou à ampola, que continha gás a baixa pressão, um cátodo perfurado e, ao provocar uma descarga elétrica no gás, observou um feixe de raios coloridos surgir atrás do cátodo, vindo da direção do ânodo. Goldstein denominou-os raios anódicos ou raios canais, pois vinham da direção do ânodo e passavam através dos orifícios ou canais do cátodo.

O estudo dos raios canais forneceu as informações a seguir:



Joseph John Thomson

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Esquema do experimento	Observação experimental	Conclusão
<p>Diagrama de uma ampola de Crookes modificada. À esquerda, um cátodo com orifícios (raios canais) e uma placa negativa (cátodo). À direita, um ânodo com uma placa positiva (ânodo). Raios catódicos (vermelhos) saem do ânodo e são atraídos para o cátodo. Raios canais (azuis) saem do cátodo e são desviados para a placa negativa. O tubo contém gás a baixa pressão e está conectado a uma bomba de vácuo.</p>	<p>Submetidos a um campo elétrico externo à ampola, os raios canais desviam-se em direção à placa negativa.</p>	<p>Possuem carga positiva.</p>
<p>Diagrama de uma ampola de Crookes modificada. À esquerda, um cátodo com orifícios (raios canais) e uma placa negativa (cátodo). À direita, um ânodo com uma placa positiva (ânodo). Raios catódicos (vermelhos) saem do ânodo e são atraídos para o cátodo. Raios canais (amarelos) saem do cátodo e são desviados para a placa positiva. O tubo contém gás a baixa pressão e está conectado a uma bomba de vácuo.</p>	<p>Quanto maior a massa, menor o desvio sofrido pela partícula. O grau de desvio no campo elétrico demonstrara que os raios canais de menor massa eram produzidos quando se utilizava o gás hidrogênio, $H_2(g)$, e, nesse caso, apresentavam massa aproximadamente igual à do átomo de hidrogênio, H, e 1 836 vezes maior que a massa do elétron.</p>	<p>A massa depende do gás utilizado no experimento.</p>
	<p>Os raios canais e os elétrons possuem cargas de sinais opostos, mas de mesma intensidade.</p>	<p>Elétron: - Próton: +</p>

A identificação do próton como partícula elementar de carga positiva foi feita em 1898 por Wilhelm Wien (1864-1928) e confirmada em 1910 por Joseph John Thomson. O nome próton (do grego *prôtos*, 'primeiro') foi proposto por Ernest Rutherford em 1920.



No experimento, a “placa” foi recortada de uma pasta escolar feita de plástico transparente semirrígido. Os furos foram feitos cuidadosamente com a ajuda de uma tesoura.



CUIDADO!
Responsabilidade é tudo!

Eletrólitos e não eletrólitos

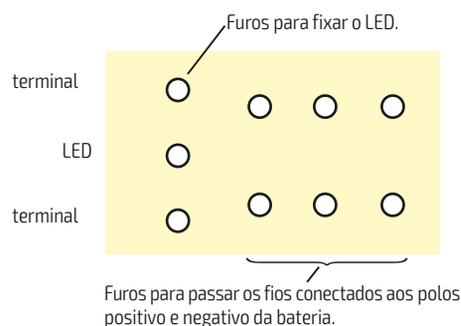
Material necessário

- 1 LED
- 2 pedaços de 15 cm de fio rígido
- 20 cm de fio cabinho
- bateria de 9 V
- conector para bateria de 9 V
- placa de plástico de 10 cm × 6 cm
- 1 copo de vidro
- 1 colher de café
- sal de cozinha, NaCl
- açúcar refinado, C₁₂H₂₂O₁₁
- água destilada (encontrada em alguns postos de combustível)
- água de torneira

Como fazer

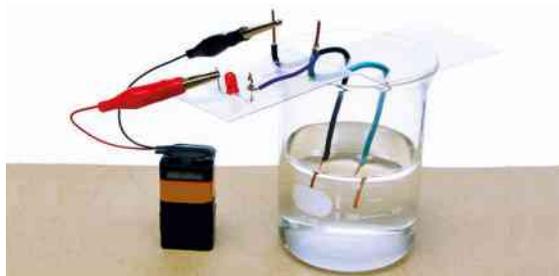
Antes de começar a montagem, retire cerca de 2 cm do isolamento de uma das extremidades de cada fio rígido e 1 cm da outra extremidade. Perfure a placa de plástico, que servirá de base para o circuito, em duas fileiras de três pontos consecutivos (como mostra a ilustração a seguir), para passar os fios rígidos (paralelos um ao outro) de modo que as extremidades descascadas em 2 cm fiquem para baixo da placa. Dobre os fios e, se achar necessário, passe cola para que fiquem fixos.

Faça mais três furos perpendiculares aos primeiros para fixar o LED. Alargue o furo central para encaixar e fixar o LED na placa.



Dobre seus terminais e passe-os para a parte de cima da placa, usando os furos dos lados. Descasque as extremidades de um pedaço do cabinho para ligar o polo negativo do LED (o ter-

minal de menor tamanho) a um dos eletrodos. O terminal de maior tamanho do LED deve ser ligado ao polo positivo da bateria.



Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Montagem do experimento

Retire 0,5 cm dos fios do conector da bateria. Instale o conector na bateria (não encoste os terminais do conector, pois isso vai causar um curto circuito na bateria, diminuindo sua vida útil).

Coloque água destilada em um copo e a placa sobre o copo de modo que os eletrodos de fios rígidos fiquem imersos no líquido. Para fechar o circuito, encoste o terminal ligado ao polo negativo da bateria ao eletrodo ligado ao polo positivo do LED e verifique o que ocorre.

Repita o teste com os seguintes materiais: sal de cozinha puro, açúcar puro, solução de água destilada e sal de cozinha (1 colher de café de sal em 100 mL de água), solução de água destilada e açúcar (1 colher de café de açúcar em 100 mL de água) e água de torneira.

Investigue

1. A água destilada conduz eletricidade? Por quê?
2. O sal de cozinha puro conduz eletricidade? Que explicação você daria para isso?
3. A solução de água destilada e sal de cozinha (cloreto de sódio) conduz eletricidade? Você notou algo diferente no sistema ao testar essa solução? Investigue a respeito e explique o que está ocorrendo.
4. O açúcar puro conduz eletricidade? E a solução de água destilada e açúcar? Por quê?
5. A água de torneira conduz eletricidade? Qual a diferença entre a água de torneira e a água destilada?

Íons

Você já ouviu falar que é extremamente perigoso tomar banho de banheira com algum equipamento eletrônico por perto (barbeador elétrico, rádio, aquecedor) ligado na tomada? Se, por um acidente, esse aparelho cair na água, você pode morrer. Você sabe por que isso acontece? Provavelmente porque a água conduz eletricidade. A água em si ou a água do banho? Qual a diferença? A maioria de nós conhece os materiais sólidos que conduzem corrente elétrica (metais em geral) e os que não conduzem (borracha, madeira), mas não estamos muito habituados a falar em condução de corrente elétrica em materiais líquidos. Isso teria alguma aplicação? Vamos ver um pouco a respeito?

O químico sueco Svante August Arrhenius (1859-1927) começou, em 1881, uma série de experimentos na tentativa de compreender o fenômeno da condução elétrica.

Por exemplo, considere a água destilada, H_2O , e o cloreto de sódio sólido, $NaCl$:

- a água destilada, H_2O , é isolante;
- o cloreto de sódio **sólido**, $NaCl$, é isolante.

Contudo, uma solução de água e cloreto de sódio ou o cloreto de sódio puro líquido são ótimos condutores de corrente elétrica. Por quê?

Em 17 de maio de 1883, Arrhenius explicou o fenômeno da condução de corrente elétrica das soluções dizendo que certas substâncias (como os sais) dividem-se ao entrar em contato com a água de modo a formar partículas carregadas eletricamente. Por exemplo, em uma solução aquosa de cloreto de sódio não existem aglomerados de cloreto de sódio, mas átomos de cloro e de sódio carregados eletricamente, aos quais Arrhenius deu o nome de **íons**.

Íons são partículas, derivadas de átomos ou de moléculas, que possuem carga elétrica. Íons negativos apresentam excesso de elétrons, e íons positivos apresentam deficiência de elétrons.

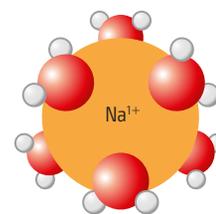


A **dissociação iônica** é um fenômeno físico, ou seja, não ocorre uma transformação química, tanto que, quando a água evapora, os íons Na^+ e Cl^- voltam a se reagrupar formando $NaCl$. O reagrupamento dos íons Na^+ e Cl^- formando $NaCl$ também ocorre quando o cloreto de sódio passa da fase líquida (que conduz corrente elétrica) para a fase sólida (que não conduz corrente).

A descoberta do fenômeno da dissociação iônica permitiu que Arrhenius interpretasse satisfatoriamente todos os fenômenos que havia observado. Arrhenius também definiu:

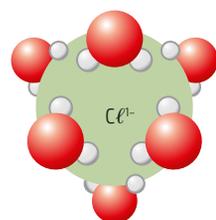
- **eletrólitos** são substâncias que, ao se dissolverem na água, formam uma solução que conduz corrente elétrica (como o $NaCl$);
- **não eletrólitos** são substâncias que formam com a água uma solução que não conduz corrente elétrica (como o açúcar).

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora

Modelo do íon sódio cercado de moléculas de água, $Na^+(aq)$.



Modelo do íon cloro cercado de moléculas de água, $Cl^-(aq)$.

O símbolo (aq) indica meio aquoso. Isso significa que os íons de sódio e de cloro estão separados e cercados por moléculas de água; por isso não é necessário representar a fórmula H_2O no lado dos produtos.

Exercício resolvido

1 Depois que Thomson mostrou que os elétrons eram parte integrante de toda espécie de matéria, os cientistas começaram a procurar métodos para determinar a carga de um único elétron. Esse objetivo só foi atingido em 1910, com os experimentos do físico Robert Andrews Millikan (1868-1953), que ganhou o prêmio Nobel de Física de 1923. O método utilizado baseava-se na ação de um campo elétrico sobre gotículas de óleo eletrizadas por atrito. Millikan concluiu que o menor valor da carga em uma gotícula de óleo eletrizada é $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. O valor oficial aceito atualmente para a carga de um elétron é: $1,602189 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. Observação: o coulomb é expresso pelo produto da corrente elétrica que percorre o sistema em ampère (A) pelo tempo em segundos (s): $C = A \cdot s$.

- a) Com base no trabalho de Thomson e no experimento de Millikan, mostre como você faria para calcular a massa de um elétron.
- b) A partir do valor encontrado no item anterior, considerando o experimento de Eugen Goldstein, é possível calcular a massa de um próton?

- c) E o valor da carga elétrica de um próton em coulomb? Qual seria?

Resolução

- a) Thomson determinou o valor da relação entre a carga do elétron e a sua massa (e/m):

$$\frac{e}{m} = 1,758805 \cdot 10^{11} \text{ C} \cdot \text{kg}^{-1}$$

Substituindo e na equação pela carga do elétron determinada por Millikan, podemos calcular a massa de 1 elétron:

$$m = \frac{1,602189 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1,758805 \cdot 10^{11} \text{ C} \cdot \text{kg}^{-1}} \Rightarrow m \simeq 9,10953 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

- b) Sim. Multiplicando o valor encontrado por 1836 (nesse caso, a massa do próton é $\simeq 1,67251 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$).
- c) Exatamente igual ao do elétron ($1,602189 \cdot 10^{-19} \text{ C}$), só que de sinal contrário.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 Sobre os experimentos em ampolas de Crookes, explique como variam os **desvios sofridos pelas partículas** geradas no interior da ampola quando submetidas a um campo elétrico, em relação a sua:

- a) carga elétrica;
b) massa;
c) velocidade.

A que conclusão é possível chegar em cada caso?

2 Em relação aos raios canais, assinale as alternativas corretas. **Soma: 54**

01. Os raios canais são também chamados raios anódicos porque se deslocam em direção ao ânodo.
- X 02. Os raios canais possuem carga positiva, pois se movimentam em sentido oposto ao dos raios catódicos (elétrons).
- X 04. Ao serem submetidos a um campo elétrico externo à ampola, os raios canais desviam-se para a placa carregada negativamente.
08. A massa dos raios canais é no mínimo 1836 vezes menor que a massa dos raios catódicos.
- X 16. Rutherford denominou a parte elementar dos raios canais de próton.
- X 32. A carga elétrica dos raios canais tinha a mesma intensidade que a carga elétrica dos raios catódicos (embora os sinais fossem opostos), ou seja, eram múltiplos de $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

3 (UFPA) A realização de experiências com descargas elétricas em tubo de vidro fechado contendo gás a baixa pressão produz os raios catódicos. Esses raios são constituídos por um feixe de:

- a) nêutrons.
b) partículas alfa.
c) raios X.
d) prótons.
X e) elétrons.

4 Todas as alternativas sobre a condução de corrente elétrica em solução aquosa estão corretas, exceto:

- a) Eletrólitos são substâncias que ao se dissolver na água formam solução condutora de corrente elétrica.
- b) Eletrólitos podem conduzir corrente elétrica na fase líquida, mesmo não estando em solução aquosa.
- c) Os eletrólitos conduzem corrente elétrica porque são formados por íons ou são capazes de formar íons.
- X d) Íons são partículas (átomos ou moléculas) que possuem excesso ou deficiência de carga elétrica, como elétrons ou prótons.
- e) O açúcar comum não forma íons em solução aquosa e é classificado como um não eletrólito.

3 A radioatividade

"O bom trabalho experimental é extremamente difícil, criativo e instigante, desde que se tenha coragem de enfrentar, no laboratório, fenômenos que se recusam a respeitar as teorias estabelecidas."

MARTINS, Roberto de A. Como Becquerel não descobriu a radioatividade. *Caderno Catarinense de Ensino de Física*. Florianópolis: Ed. da UFSC, n. 7, p. 27-45, jun. 1990.

O que desencadeou a descoberta da radioatividade foi outra descoberta, a dos raios X, feita em 1895 por Wilhelm Kornrad Röntgen (1845-1923) durante experimentos com a ampola de Crookes.

A História registra que Röntgen estava em seu laboratório à noite, com as luzes apagadas, e sua ampola de Crookes estava coberta com papel-cartão preto. A certa distância da ampola havia, por acaso, uma tela feita de papel tratado com uma substância fluorescente, o platinocianeto de bário, $Ba_2[Pt(CN)_6]$. Ao ligar a ampola, ele observou que a tela revestida de platinocianeto de bário começou a brilhar, emitindo luz.

Surpreso com o fenômeno, Röntgen fez vários testes: virou a tela, expondo o lado sem o revestimento da substância fluorescente, mas a tela continuava a brilhar. Então colocou objetos entre a ampola e a tela, observando que todos pareciam transparentes. Porém, ao colocar sua mão entre a tela e a ampola, teve uma grande surpresa: os ossos de sua mão apareciam na tela. Mas assim que a ampola de Crookes era desligada, o brilho emitido pelo platinocianeto de bário cessava.

Röntgen concluiu que alguns raios penetrantes originados do choque entre os raios catódicos e as paredes de vidro da ampola cruzaram o ar e atingiram o platinocianeto de bário, tornando-o fluorescente.

Inicialmente chamou-os de raios Röntgen e mais tarde de **raios X**.

Interessado no fenômeno, o físico francês Jules Henri Poincaré (1854-1912) lançou a hipótese da reciprocidade:

"Se os raios X podem tornar certas substâncias fluorescentes, então as substâncias fluorescentes devem emitir raios X".

Antoine Henri Becquerel (1852-1908), colega de Poincaré, tinha interesse pelos fenômenos da fluorescência e resolveu testar essa hipótese.

Becquerel começou a trabalhar com materiais que ficavam fluorescentes ao receber energia solar, entre eles um minério de urânio, o sulfato duplo de potássio e urânio di-hidratado: $K_2UO_2(SO_4)_2 \cdot 2H_2O$.

Ele deixava os materiais absorverem luz solar e, ao se tornarem fluorescentes, colocava-os em contato com um filme fotográfico envolvido por um espesso invólucro preto (a cor preta tem a propriedade de absorver todas as "cores" sem refletir nenhuma).

A ideia era a de que, se os materiais conseguissem impressionar o filme nessas condições, era porque eles emitiam raios X. O resultado estava sendo positivo, pois, ao revelar a chapa fotográfica, Becquerel conseguia obter uma silhueta do minério.

Antes que pudesse chegar a uma conclusão, ele precisou interromper seus experimentos, por causa do mau tempo que encobriu o céu de Paris de 26 de fevereiro até 1º de março de 1896, e guardou o minério de urânio dentro de uma gaveta escura junto com alguns filmes virgens protegidos por um invólucro de papel preto.



Wikipedia/Wikimedia Commons

De acordo com os dados históricos, Röntgen ficou sete semanas fechado em seu laboratório refazendo os experimentos com raios X até ter certeza de que havia descoberto um novo fenômeno. Só então comunicou sua descoberta ao meio científico.

Luminescência é a emissão de radiação (visível ou não) que ocorre sem necessidade de temperaturas elevadas, por causa, por exemplo, da absorção de energia da luz. Pode ser classificada como fluorescência ou fosforescência. Na **fluorescência**, a emissão da radiação cessa imediatamente após o fornecimento de energia. Por exemplo, numa lâmpada fluorescente, a parede interna é revestida com tinta que contém uma substância fluorescente. Na descarga elétrica há emissão de radiação ultravioleta (invisível) que vai excitar a substância fluorescente da tinta, produzindo a emissão de luz visível. Desligada a lâmpada, a emissão de luz cessa porque o fornecimento de energia foi interrompido. Na **fosforescência**, a emissão de luz visível continua por algum tempo mesmo depois que a fonte de energia é desligada (de frações de segundo até alguns dias). Por exemplo, substâncias fosforescentes são adicionadas a plásticos usados na confecção de interruptores e tomadas elétricas.

Veja mais detalhes a esse respeito no artigo de Roberto de A. Martins, "Como Becquerel não descobriu a radioatividade", disponível na internet.

Em 1º de março ele retomou os experimentos e revelou as chapas fotográficas na expectativa de encontrar imagens muito tênues do minério. Para sua surpresa, silhuetas do minério apareceram na chapa com uma nitidez que ele nunca havia observado.

Mas Becquerel não conseguiu "enxergar" que estava diante de um fenômeno totalmente novo e tentou "adaptar" o resultado de seus experimentos ao conhecimento que tinha a respeito dos fenômenos de fluorescência e fosforescência, amplamente estudados por seu avô e seu pai, que também eram cientistas.

Cotidiano do Químico

A descoberta do rádio

O casal de cientistas Pierre Curie (1859-1906) e Marie Curie (1867-1934), trabalhando juntos nas pesquisas sobre radioatividade, constataram que o fenômeno descrito por Becquerel em que a substância impressionava o filme fotográfico no escuro (sem estar fluorescente) era comum a todos os compostos constituídos pelo elemento urânio e, portanto, que devia ser o urânio o responsável pela emissão desses raios.

Eles denominaram então a propriedade do urânio de emitir esses raios de radioatividade.

Observaram também que a pechblenda (óxido de urânio) era bem mais radioativa que o urânio metálico. Concluíram então que o minério continha, além do urânio, outro elemento radioativo.

Conseguiram do governo austríaco uma tonelada de pechblenda, proveniente das minas de Joachimstal localizadas na República Tcheca.

Passaram três meses envolvidos num trabalho árduo, quebrando o minério, fervendo os pedaços, filtrando os resíduos, lutando contra os gases asfixiantes que eram liberados em cada etapa, até que em julho desse mesmo ano anunciaram que haviam conseguido isolar da pechblenda um metal que, na tabela periódica, seria vizinho do bismuto. Em homenagem à pátria de Marie, ele foi denominado polônio.

Ocorre, porém, que o minério puro ainda mostrava radioatividade superior à que seria explicada pela presença do polônio, e o casal resolveu repetir todo o procedimento, ainda com mais cuidado, para ver se descobria o motivo.

Novamente, os resultados foram positivos. A radioatividade da pechblenda finalmente foi explicada. Um comunicado assinado por Marie, Pierre e seu colaborador G. Bémont, no final de 1898, anunciava a descoberta de outro elemento radioativo — o rádio.

No início, os trabalhos de Pierre e Marie foram acolhidos com reservas pelo meio científico, pois implicavam a destruição de um conjunto de ideias até então plenamente aceitas, entre elas a indivisibilidade do átomo. Além disso, afirmavam que, se a existência do rádio havia sido comprovada, o seu isolamento ainda não fora concluído.

Marie aceitou o desafio de isolar uma quantidade significativa de rádio. Passou quatro anos trabalhando com a pechblenda no mesmo processo anterior, até que, com a ajuda de Pierre e de outros colaboradores, conseguiu obter 1 decigrama de rádio puro e determinar sua massa atômica, 226, e algumas de suas propriedades: elemento espontaneamente luminoso e 2 milhões de vezes mais radioativo que o urânio.

Em 1899 começou a ser esclarecida a natureza das radiações emitidas pelos corpos radioativos, mostrando que não estavam relacionadas aos raios X. Por fim, em 1902, Rutherford e Soddy formularam as leis que regem a radioatividade.

Assim, a descoberta e a compreensão da radioatividade se deve, na realidade, a esse trabalho coletivo e não especificamente ao trabalho de Becquerel.

Emissão de partículas e radiação

Na busca de desvendar a natureza da radioatividade, Ernest Rutherford e George B. Kaufmann fizeram um experimento que ajudou a identificar três tipos distintos de **emissões radioativas espontâneas** em elementos radioativos.

Colocou-se um bloco de chumbo que continha material radioativo dentro de um recipiente submetido ao vácuo, ao qual foram adaptadas duas placas eletrizadas com cargas opostas.

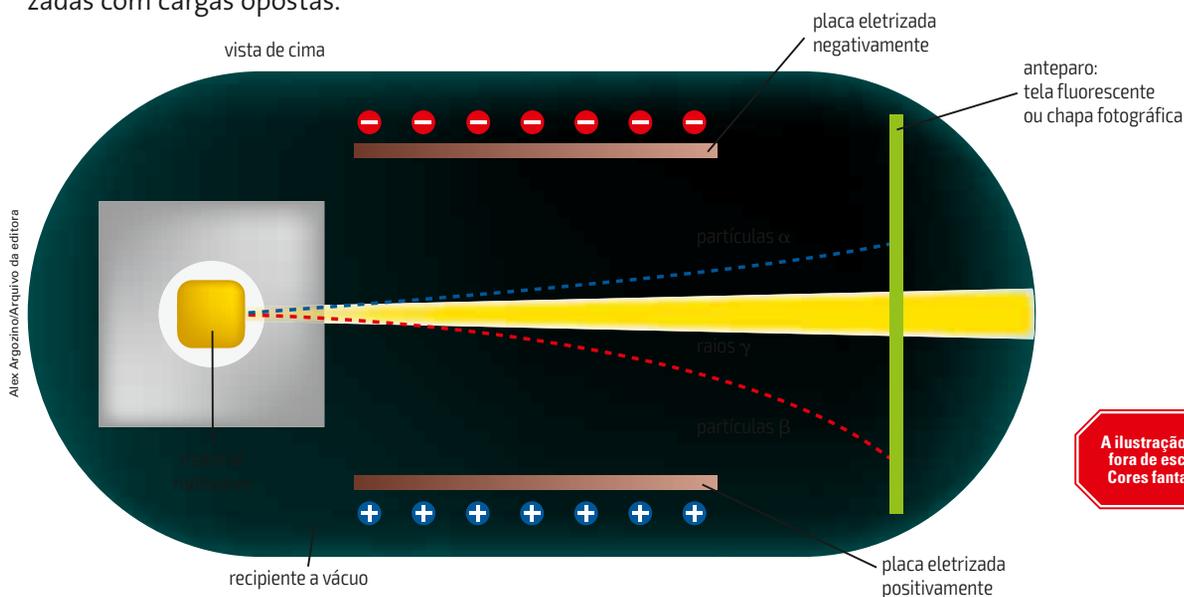


Ilustração esquemática do experimento de Rutherford e Kaufmann

Na parede oposta ao bloco de chumbo ficava posicionada uma chapa fotográfica ou uma tela recoberta de sulfeto de zinco, ZnS (ou outra substância fluorescente), para registrar as emissões radioativas. O resultado do experimento, esquematizado na ilustração anterior, mostra três tipos distintos de emissões:

- **Partículas alfa** (α): emissões que sofrem pequeno desvio em direção à placa carregada negativamente. Conclusão: são partículas de massa elevada e de carga positiva.
- **Partículas beta** (β): emissões que sofrem grande desvio em direção à placa carregada positivamente. Conclusão: são partículas de massa muito pequena e de carga negativa.
- **Raios gama** (γ): emissões que não sofrem desvio em sua trajetória e atravessam a chapa fotográfica. Conclusão: são radiações semelhantes à luz e aos raios X. Assim, a radioatividade passou a ser definida como:

Propriedade que os átomos de determinados elementos apresentam de emitir espontaneamente partículas alfa e/ou beta e raios gama.

A descoberta da radioatividade revolucionou o meio científico, pois demonstrou que **os átomos podiam ser divididos**, ou seja, **o átomo não é indivisível**, como afirmava o modelo de Dalton.

Era esse o segredo que os alquimistas tanto procuraram: a transmutação dos elementos. Essa transmutação, porém, não ocorre de acordo com nossa vontade ou interesses comerciais. As transmutações radioativas obedecem a leis específicas e dependem das propriedades dos elementos envolvidos.

O chumbo foi usado porque é capaz de bloquear as emissões radioativas, impedindo que elas se espalhem pelo ambiente. O bloco de chumbo possuía uma única abertura para direcionar as emissões radioativas.

As partículas α foram descobertas por Rutherford e colaboradores em 1899. Nesse mesmo ano Rutherford também descobriu as partículas β (que em 1901 Kaufmann mostrou serem elétrons acelerados). A radiação γ foi descoberta em 1900 pelo físico francês Paul Ulrich Villard (1860-1934).

Exercício resolvido

2 (IFSudeste-MG) O ano de 2011 foi proclamado pelas Nações Unidas como Ano Internacional da Química, comemorando os 100 anos em que Marie Curie recebeu o prêmio Nobel de Química pela descoberta dos elementos polônio e rádio, por isolar esse último em sua forma metálica e por estudar seus compostos. Sabendo que o polônio é um emissor alfa, a respeito dessa emissão, podemos afirmar:

- a) São partículas pesadas, com carga elétrica positiva constituída de 2 prótons e de 2 nêutrons.
- b) São partículas leves, com carga elétrica negativa e massa desprezível.

- c) São radiações eletromagnéticas semelhantes aos raios X, desprovidas de carga elétrica e massa.
- d) Apresentam um alto poder de penetração, sendo mais penetrantes que os raios X.
- e) Causam danos irreparáveis aos seres humanos, podendo atravessar completamente o corpo humano.

Resolução

As partículas alfa são pesadas e possuem um poder de penetração pequeno. Essas partículas podem ser detidas por uma camada de 7 cm de ar, por uma folha de papel ou por uma chapa de alumínio de 0,06 mm.

Alternativa **a**.

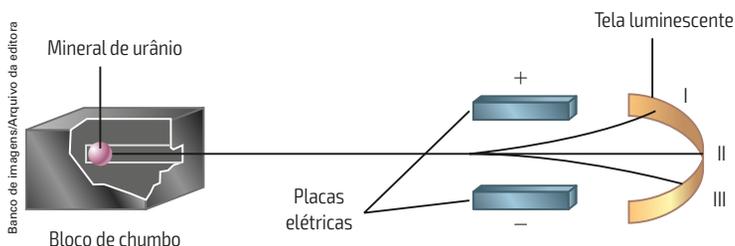
Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

5 A única afirmação falsa sobre a radioatividade é:

- a) Radioatividade é a propriedade de certos elementos, como o urânio, emitirem partículas e radiações.
- b) A propriedade do minério de urânio de impressionar o filme lacrado não está relacionada à emissão de raios X.
- c) As partículas alfa possuem massa elevada e carga positiva, enquanto as partículas beta possuem massa desprezível e carga negativa.
- X** d) O sulfato duplo de potássio e uranila di-hidratada utilizado por Becquerel foi capaz de impressionar uma chapa fotográfica lacrada por ser fluorescente.
- e) As radiações gama são ondas eletromagnéticas que acompanham a emissão de partículas alfa e/ou beta.

6 (Unimontes-MG) A figura abaixo representa a separação da radiação proveniente de um material radioativo (mineral de urânio) em I, II e III:



A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Assim, III corresponde à radiação:

- X** a) alfa.
- b) beta.
- c) gama.
- d) delta.

7 (Udesc) A descoberta da radioatividade, pelo francês Henri Becquerel (1852-1909), poucos meses após a descoberta dos raios X, foi um dos acontecimentos mais importantes no processo que culminou no desenvolvimento da estrutura atômica dos átomos. Em relação à estrutura atômica dos átomos, assinale a alternativa correta.

- a) Na eletrosfera do átomo existe uma maior concentração de massa.
- b) Thomson defendeu uma tese intitulada *Da dispersão das partículas alfa e beta pela matéria e da estrutura do átomo*, em que chega a conclusões que o levam a elaborar o modelo atômico "o átomo nuclear".
- c) Em 1932, James Chadwick provou a existência dos nêutrons, já prevista por Rutherford. Com isso, o modelo de Rutherford sofreu uma modificação, com a inclusão dos nêutrons na eletrosfera do átomo.
- d) As radiações alfa (α), beta (β) e gama (γ), emitidas pelos átomos de urânio, apresentam comportamento exatamente iguais ao atravessar a matéria ou um campo elétrico no vácuo.
- X** e) A experiência de Rutherford foi de fundamental importância para o desenvolvimento da estrutura dos átomos, sendo somente possível graças à utilização das formas de radiação alfa (α), beta (β) e gama (γ).

4) Evolução dos modelos atômicos

Quando novas descobertas são feitas e determinados fenômenos já não podem ser explicados pelo modelo vigente, novos modelos devem ser propostos. É importante entender, porém, que um modelo é uma imagem mental que o cientista utiliza para explicar uma teoria a respeito de um fenômeno que não pode ser observado diretamente. Os modelos ilustram a teoria, mas não possuem necessariamente uma existência física real. Um modelo de átomo não é o átomo.

Modelo atômico de Thomson

Como vimos, em 1897, o físico Joseph John Thomson, trabalhando com raios catódicos, concluiu que eles eram parte integrante de toda espécie de matéria e os denominou **elétrons**. Mas havia outros pontos a considerar:

- As cargas positivas conhecidas, isto é, os raios canais e as partículas alfa, tinham uma massa muito grande em relação à massa dos elétrons. Essa observação experimental levava à conclusão de que a maior parte da massa do átomo era devida às partículas positivas.
- A matéria é eletricamente neutra e os elétrons possuem carga negativa; logo, o átomo deve possuir o equivalente de elétrons em carga positiva para que a carga total seja nula.
- A matéria eventualmente adquire carga elétrica. Isso significa que os elétrons não estão rigidamente presos no átomo e em certas condições podem ser transferidos de um átomo de uma substância para um átomo de outra substância.
- Os átomos não são maciços e indivisíveis, conforme mostra o fenômeno da radioatividade.

Com base nesse raciocínio, Thomson propôs seu modelo atômico:

O átomo é uma esfera de carga elétrica positiva, não maciça, incrustada de elétrons (negativos), de modo que sua carga elétrica total é nula.

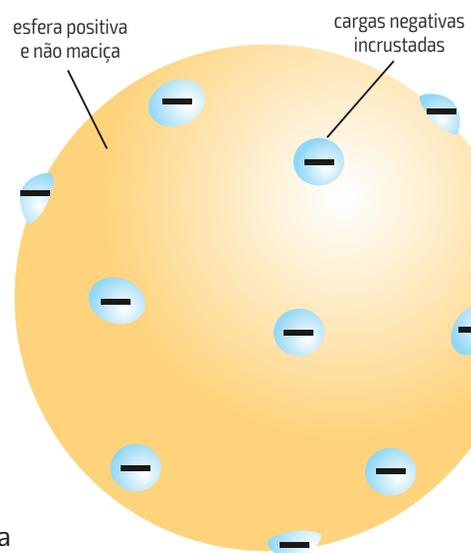
O modelo de Thomson explicou muitas propriedades da matéria que o modelo de Dalton não era capaz de explicar, como os fenômenos radioativos e os de natureza elétrica.

O processo que explica a natureza elétrica da matéria pode ser considerado uma propriedade dos elétrons que lhes permite se movimentar para fora de certos átomos ou para dentro de outros. Átomos que perdem elétrons deixam de ser eletricamente neutros e passam a ter carga elétrica positiva. Por sua vez, átomos que tiveram elétrons incluídos em sua estrutura passam a ter carga elétrica negativa.

Independentemente da carga elétrica da matéria (positiva ou negativa), o processo de perda da neutralidade era interpretado como uma transferência de elétrons entre átomos de uma substância para outra.

A matéria pode adquirir carga elétrica, como os bastões de borracha e de vidro ao serem friccionados com lã ou os eletrólitos de Arrhenius ao serem dissolvidos na água.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Ilustração, sem escala e em cores fantasia, do modelo atômico de Thomson, conhecido como "pudim de passas".

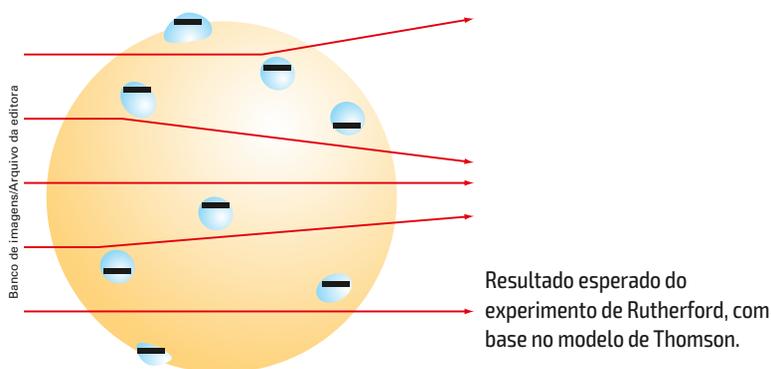
Rutherford trabalhou junto com outros cientistas, como o físico alemão Johannes Wilhelm Geiger (1882-1945) e o físico inglês Ernest Marsden (1889-1970).

Modelo atômico de Rutherford

Em 1893, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) foi estudar na Inglaterra, sob a orientação de Thomson, e começou a investigar as propriedades dos raios X e das emissões radioativas. Chegou à conclusão, junto com outros cientistas, de que seria interessante usar as partículas alfa (de massa elevada em comparação às partículas beta) para bombardear átomos de outros elementos, como ouro, alumínio e cobre.

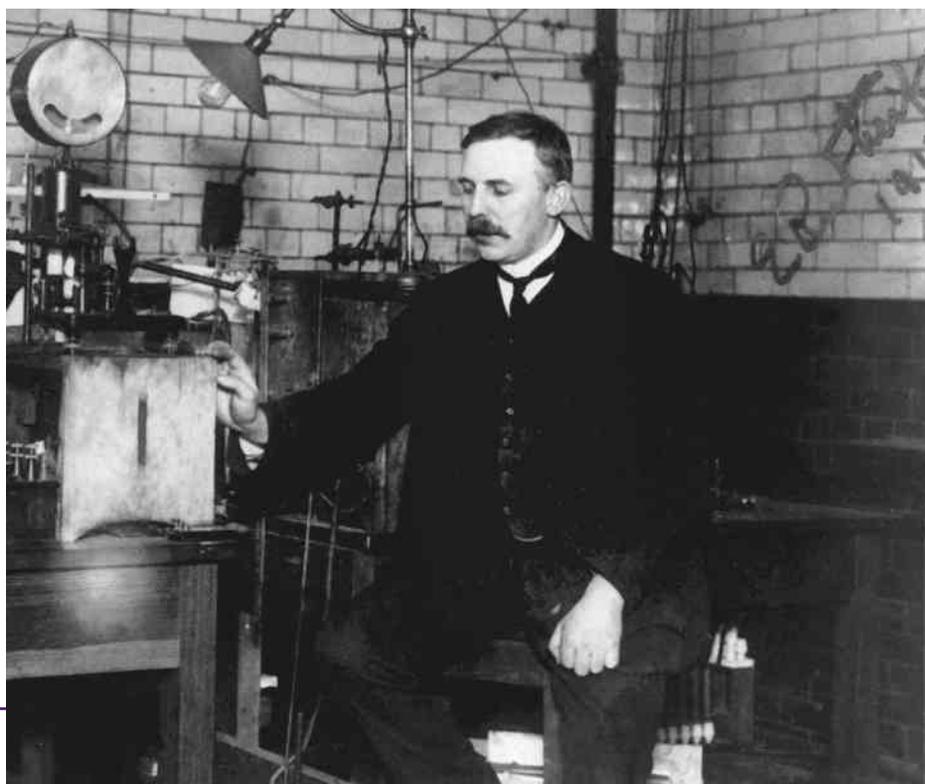
Inicialmente o ouro foi o escolhido por ser um material inerte (pouco reativo). Esperava-se que a grande energia cinética das partículas alfa as faria atravessar uma finíssima folha metálica de ouro (de aproximadamente 10^{-4} mm de espessura), tal como uma bala de espingarda atravessa uma folha de papel sem ser rebatida por ela.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



O máximo que se previa era que algumas partículas alfa sofreriam pequenos desvios em suas trajetórias, já que o átomo era uma esfera carregada positivamente com elétrons distribuídos uniformemente por todo o seu volume (modelo de Thomson).

Obter um padrão pelo qual as partículas alfa se desviavam era um modo de observar o interior do átomo e comprovar a adequação do modelo de Thomson. Esse experimento foi feito em 1911.



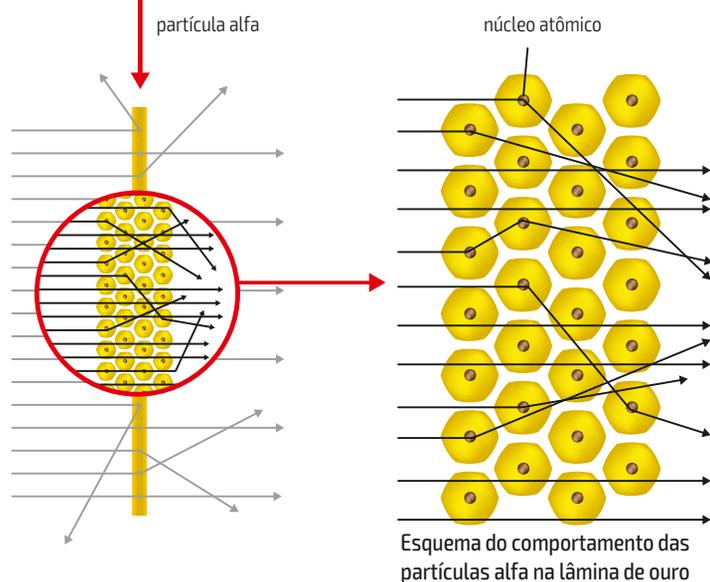
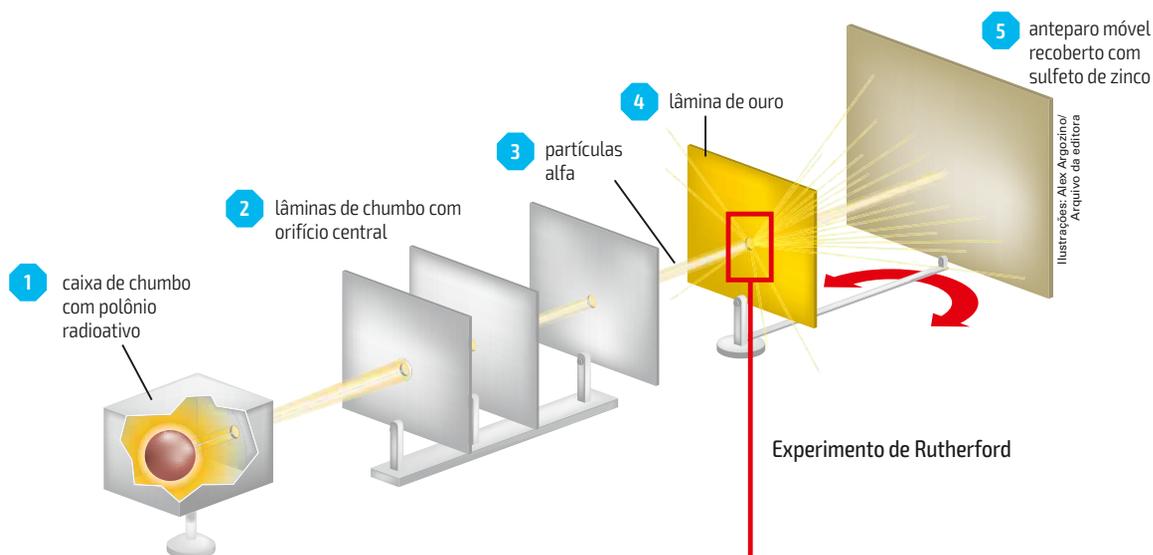
Ernest Rutherford em seu laboratório na Inglaterra

Coletânea Sir Ernest Marsden/Biblioteca Alexander Turnbull, Wellington, Nova Zelândia

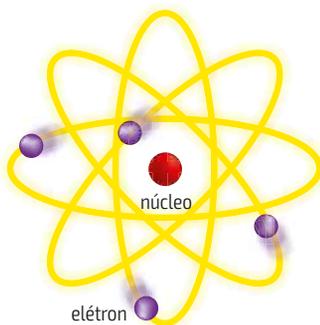
O experimento de Rutherford

A aparelhagem que permitiu a realização desse experimento foi montada conforme a ilustração a seguir.

- Uma amostra de polônio (elemento radioativo emissor de partículas alfa) foi colocada em uma cavidade funda de um bloco de chumbo (1) através de um pequeno orifício.
- Como o chumbo não é atravessado pelas partículas alfa, elas só poderiam sair do bloco de chumbo pelo orifício.
- Rutherford colocou mais algumas lâminas de chumbo com orifício central (2) na direção do bloco de chumbo, pretendendo com isso orientar o bombeamento das partículas alfa (3), emitidas pelo polônio, para uma lâmina de ouro (4) finíssima ($\approx 10^{-4}$ mm).
- Atrás e em volta da lâmina de ouro, Rutherford adaptou um anteparo móvel (5) recoberto com sulfeto de zinco (fluorescente), para registrar o caminho percorrido pelas partículas.



As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Modelo de Rutherford para o átomo

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Ao variar a posição do alvo em volta da lâmina de metal, Rutherford e seus colaboradores puderam observar que algumas cintilações surgiam para ângulos muito diferentes, alguns deles próximos de 180° .

Essas cintilações indicavam que algumas partículas alfa haviam colidido frontalmente com um “objeto” extremamente denso.

Vários experimentos permitiram reunir as observações em três pontos principais:

- 1) A maioria das partículas α atravessou a placa de ouro sem sofrer desvio considerável em sua trajetória.
- 2) Algumas partículas α (poucas) foram rebatidas na direção contrária ao choque.
- 3) Certas partículas α (poucas) sofreram um grande desvio em sua trajetória inicial.

Interpretando os resultados de uma grande série de experimentos, a equipe de Rutherford chegou à conclusão de que o átomo não se parecia com uma esfera positiva com elétrons incrustados (como um “pudim de passas”).

Os resultados das observações mostravam que:

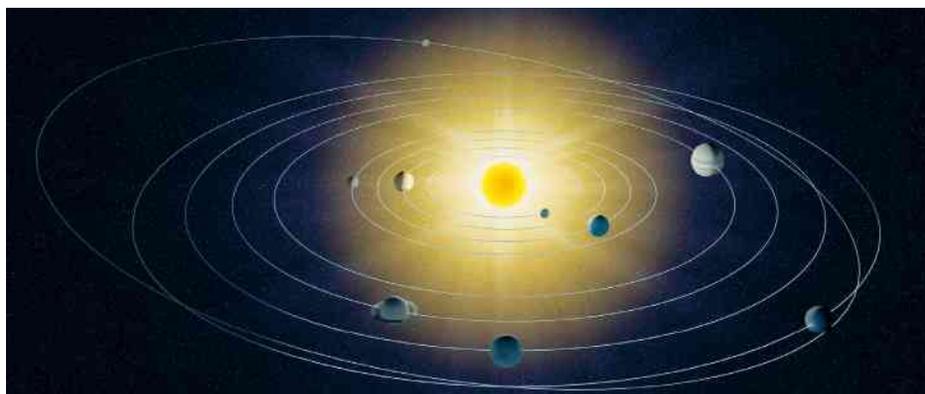
- o átomo contém imensos espaços vazios;
- no centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso;
- o núcleo do átomo tem carga positiva, uma vez que as partículas alfa (positivas) foram repelidas ao passar perto do núcleo;
- para equilibrar essa carga positiva, existem elétrons ao redor do núcleo orbitando numa região periférica denominada eletrosfera.

Rutherford elaborou então um modelo de átomo semelhante a um minúsculo **sistema planetário**, em que os elétrons se distribuíam ao redor do núcleo como planetas em torno do Sol.

Esse modelo foi útil em 1911 e até hoje pode explicar determinados fenômenos físicos. Mas, mesmo na época em que foi criado, apresentava contradições consideráveis, que impediam sua total aceitação:

- O Sistema Solar é gravitacional e o sistema atômico é elétrico. As leis físicas que regem esses dois sistemas são diferentes.
- Além disso, como partículas de cargas opostas se atraem, os elétrons, percorrendo uma espiral em direção ao núcleo, perderiam energia gradualmente e, à medida que isso ocorresse, emitiriam energia na forma de luz.

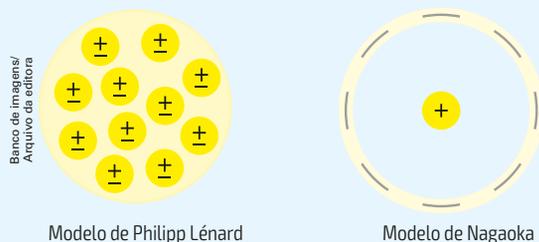
Como os elétrons se mantêm em movimento ao redor do núcleo sem que os átomos entrem em colapso, os cientistas se viram diante de um impasse que só foi solucionado a partir de descobertas feitas com o estudo da natureza da luz, que veremos na sequência.



Representação fora de escala e em cores fantasia do Sistema Solar

Exercício resolvido

3 Em 1903, o físico alemão Philipp Eduard Anton Lénard (1862-1947), da Universidade de Heidelberg, sugeriu um modelo atômico formado por pares de cargas positivas e negativas, aos quais chamou de “dinamidas”. Esses pares de cargas ficariam em blocos flutuantes no espaço. Em 1904, o físico Hantaro Nagaoka (1865-1950) publicou no Japão um modelo de átomo surpreendentemente moderno para a época. Nagaoka sugeriu que o átomo era constituído de um anel de elétrons ao redor de um centro muito denso; comparou o átomo com o planeta Saturno e seus respectivos anéis, que permanecem estáveis porque o planeta é bastante denso para mantê-los em suas órbitas.



Em relação a esse assunto, explique brevemente:

- O que são modelos.
- Por que o modelo de Dalton precisou ser aperfeiçoado.
- Por que o modelo de Thomson foi aperfeiçoado.

Resolução

- O modelo é uma imagem mental que o cientista utiliza para explicar uma teoria a respeito de um fenômeno que não pode ser observado diretamente. Os modelos ilustram a teoria ajudando a explicá-la, mas não possuem necessariamente uma existência física real.
- Devido a descoberta dos elétrons, dos prótons e da radioatividade (o átomo não é indivisível).
- Porque o resultado do experimento de Rutherford foi diferente do esperado. Esperava-se que a grande energia cinética das partículas alfa as faria atravessar uma finíssima folha metálica de ouro (de $\approx 10^{-4}$ mm de espessura), tal como uma bala de espingarda atravessa uma folha de papel sem ser rebatida por ela. O máximo que se previa era que algumas partículas alfa sofreriam pequenos desvios em suas trajetórias, já que o átomo era uma esfera carregada positivamente com elétrons distribuídos uniformemente por todo o seu volume (modelo de Thomson). O que ocorreu na realidade foi que a maioria das partículas α atravessou a placa de ouro sem sofrer desvio considerável em sua trajetória, mas algumas partículas α (poucas) foram rebatidas na direção contrária ao choque e outras sofreram um grande desvio em sua trajetória inicial.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

8 (UFJF-MG) Associe as afirmações a seus respectivos responsáveis.

I. O átomo não é indivisível e a matéria possui propriedades elétricas (1897).

II. O átomo é uma esfera maciça (1808).

III. O átomo é formado por duas regiões denominadas núcleo e eletrosfera (1911).

- | | |
|---|---|
| a) I – Dalton, II – Rutherford e III – Thomson. | d) I – Rutherford, II – Thomson e III – Dalton. |
| X b) I – Thomson, II – Dalton e III – Rutherford. | e) I – Thomson, II – Rutherford e III – Dalton. |
| c) I – Dalton, II – Thomson e III – Rutherford. | |

9 (UEMG) O modelo de átomo conhecido como modelo de Rutherford foi idealizado a partir de experiências realizadas em 1909. Várias conclusões foram tiradas a partir dessas experiências, EXCETO:

- O átomo apresenta, predominantemente, espaços vazios.
- O núcleo é a região mais densa do átomo.
- O núcleo atômico apresenta carga elétrica positiva.
- X d) O núcleo é praticamente do tamanho do átomo todo.

10 (UFMG) Os diversos modelos para o átomo diferem quanto às suas potencialidades para explicar fenômenos e resultados experimentais. Em todas as alternativas, o modelo atômico está corretamente associado a um resultado experimental que ele pode explicar, exceto em:

- O modelo de Rutherford explica por que algumas partículas alfa não conseguem atravessar uma lâmina metálica fina e sofrem fortes desvios.
- O modelo de Thomson explica por que a dissolução de cloreto de sódio em água produz uma solução que conduz eletricidade.
- X c) O modelo de Dalton explica por que um gás, submetido a uma grande diferença de potencial elétrico, se torna condutor de eletricidade.
- d) O modelo de Dalton explica por que a proporção em massa dos elementos de um composto é definida.

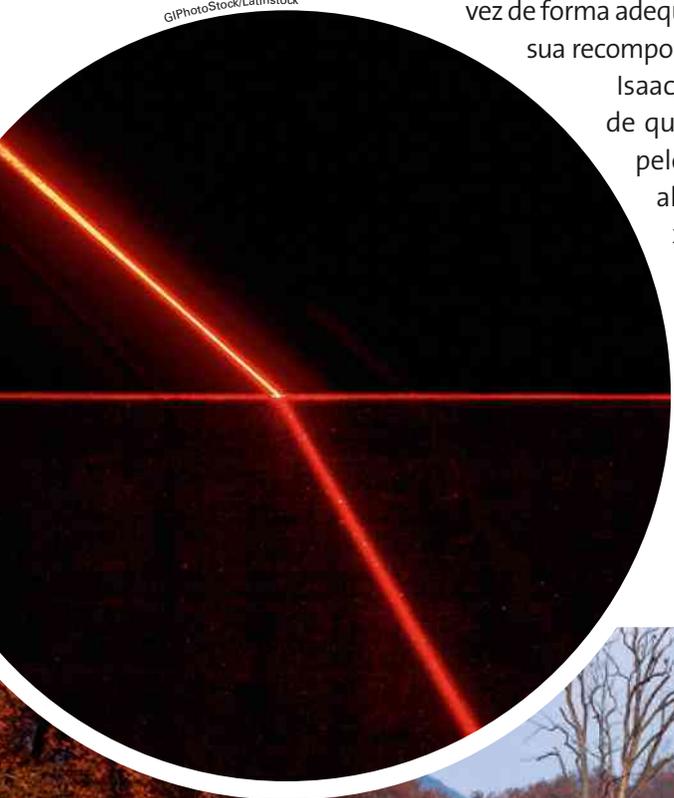
5 Investigação da natureza da luz

Desde a Antiguidade sabe-se que a luz solar (branca) pode ser decomposta nas sete cores do arco-íris na seguinte ordem: vermelho, laranja, amarelo, verde, azul, anil e violeta.

O conjunto de cores obtidas pela decomposi o da luz em um prisma   denominado espectro.

Refra o da luz: a onda atravessa a interface que separa dois meios (como ar e água) e muda sua dire o de propaga o.

GIPhotoStock/Latinstock



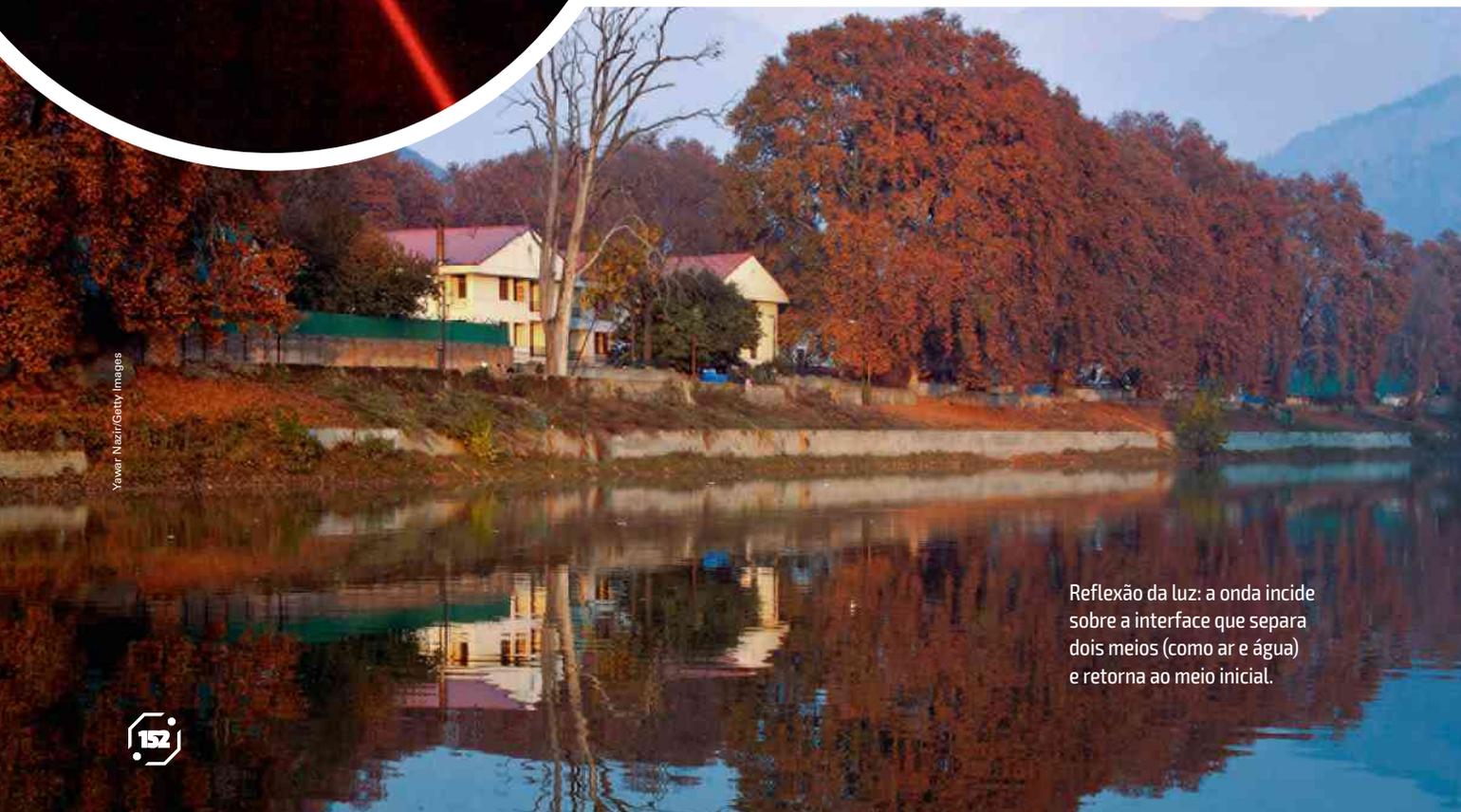
Até o começo do século XIX, os cientistas ainda buscavam uma explica o para o fenômeno da luz.

O físico inglês Isaac Newton (1642-1727), no século XVII, descreveu pela primeira vez de forma adequada o fenômeno da decomposi o da luz por um prisma, e o de sua recomposi o por um segundo prisma.

Isaac Newton defendia a hipótese de René Descartes (1596-1650) de que **a luz era constituída de minúsculas partículas**, emitidas pelos corpos luminosos. Com essa hipótese, Newton explicava algumas propriedades da luz, como propaga o retilínea, reflexão e refra o, mas não explicava, por exemplo, como a luz se propagava no vácuo (a energia luminosa se propaga no vácuo, portanto quando a matéria   praticamente inexistente).

O astrônomo e matemático holandês Christiaan Huygens (1629-1695) argumentava que **a luz era composta de ondas luminosas** que se deslocavam do mesmo modo que as ondas da água ou que as ondas sonoras, com a diferença de que, sendo ondas de energia radiante, podiam ser transmitidas no vácuo, enquanto as demais ondas precisavam de um meio material para se propagar, como a água e o ar.

Yaswar Nazir/Getty Images



Reflexão da luz: a onda incide sobre a interface que separa dois meios (como ar e água) e retorna ao meio inicial.

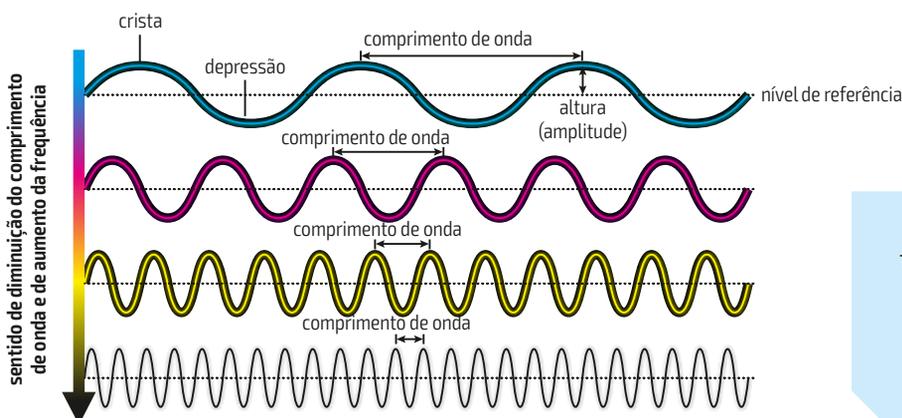
RETOMANDO A NOTÍCIA



A reportagem da página 133 trata da possibilidade de as ondas eletromagnéticas emitidas pelos aparelhos celulares causarem danos à saúde humana. Você sabe o que são ondas eletromagnéticas?

- Uma onda fica caracterizada quando conhecemos o seu comprimento de onda (λ) e a sua frequência (f).
- O comprimento de onda (λ) equivale à distância que separa duas cristas (ponto mais elevado da onda) ou duas depressões (ponto menos elevado da onda) consecutivas.
 - A frequência de onda (f) é o número de cristas (ou depressões) que passam por um ponto fixo em um segundo.

Outra característica das ondas é a amplitude, que corresponde à metade da altura que separa uma crista de uma depressão, ou seja, é a altura de uma onda — distância máxima que a onda atinge (pico) a partir de um ponto de equilíbrio (nível de referência).



As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

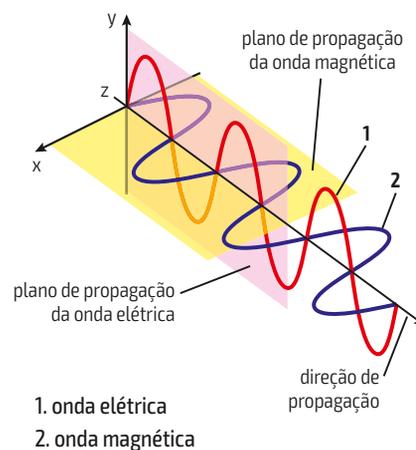
$$\text{frequência} = \frac{\text{velocidade}}{\text{comprimento de onda}}$$

$$f = \frac{v}{\lambda}$$

Quanto maior for o comprimento de uma onda (λ), menor será a sua frequência (f) e vice-versa. O comprimento de onda (λ) e a frequência (f) são grandezas inversamente proporcionais.

Quanto maior a frequência (f) de uma onda, maior o número de cristas que passam por um ponto fixo por segundo; portanto, maior a velocidade (v) da onda e vice-versa. A frequência (f) e a velocidade (v) da onda são grandezas diretamente proporcionais.

Por volta de 1860, o físico e matemático escocês James Clerk Maxwell (1831-1879) propôs um outro modelo para explicar a natureza da luz, segundo o qual a luz seria uma onda, campo ou radiação eletromagnética.



Ilustrações desta página: Banco de imagens/Arquivo da editora

Ondas, campos ou radiações eletromagnéticas são formadas por um campo elétrico e um campo magnético perpendiculares entre si e à direção de propagação da radiação.

Assim, para cada ponto de uma porção do espaço atravessada por uma radiação eletromagnética, ambos os campos – elétrico e magnético – variam de forma senoidal (função seno).

A teoria de Max Planck

A maior compreensão do espectro eletromagnético deixou os cientistas do final do século XIX propensos a adotar a teoria ondulatória para explicar a natureza da luz. Mas havia certas observações experimentais que essa teoria não conseguia explicar, como a cor da radiação emitida por certos objetos aquecidos.

Por exemplo, com o aquecimento progressivo, uma barra de ferro vai mudando de cor na sequência do espectro visível em que a frequência da radiação aumenta, ou seja, entre 800 °C e 900 °C, torna-se vermelha; entre 1100 °C e 1200 °C, torna-se alaranjada; e ao atingir 1400 °C, torna-se branca. A temperaturas muito elevadas, o branco torna-se ligeiramente azulado.

A cor das estrelas muda conforme a elevação da temperatura da superfície.

Tipo de estrela, temperatura e constituinte principal		
Estrela	T/K	Principal constituinte
Vermelha	2 500 - 3 500	Óxido de titânio; sódio
Laranja	3 500 - 5 000	Metais neutros; sódio
Amarela	5 000 - 6 000	Metais neutros e ionizados
Amarelada	6 000 - 7 500	Hidrogênio; cálcio ionizado
Branca	7 500 - 10 000	Hidrogênio; metais ionizados
Azulada	10 000 - 28 000	Hélio e hidrogênio (pouco)
Azul	28 000 - 50 000	Partículas α

Fonte: <<http://cas.sdss.org/dr7/pt/proj/basic/spectraltypes/lines.asp>>. Acesso em: 18 ago. 2015.

Fenômenos relacionando o aquecimento e a cor de objetos e corpos celestes foram observados por muito tempo sem que tivessem uma explicação satisfatória.

Hoje se sabe que, acima do zero absoluto, toda espécie de matéria emite energia eletromagnética. Isso ocorre porque as partículas que constituem a matéria estão em constante vibração.

O espectro eletromagnético é bastante extenso, indo das frequências mais baixas (micro-ondas, infravermelho), passando pela faixa visível (entre o vermelho e o violeta) até as frequências mais altas e mais energéticas (raios X, raios gama).

Quando a temperatura aumenta, as partículas que constituem a matéria passam a vibrar com maior intensidade e, assim, a emitir ondas eletromagnéticas de maior frequência.

O corpo humano, por exemplo, cuja temperatura média é de 36 °C, emite ondas eletromagnéticas na faixa do infravermelho, mas o ferro em brasa a 900 °C emite radiação na faixa do visível (no caso, o vermelho).

As Plêiades são um grupo de estrelas da constelação de Touro que apresentam cor predominantemente azul.



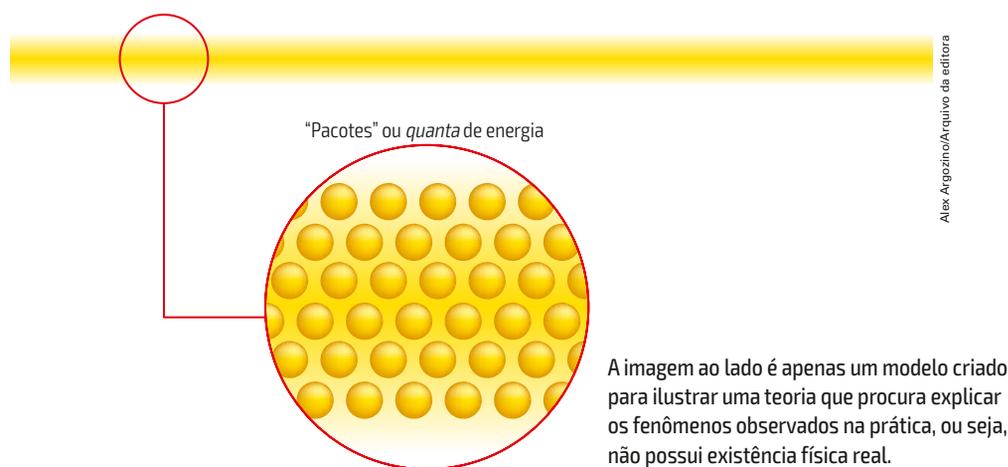
Para toda matéria, a frequência da onda eletromagnética emitida aumenta com o aumento da temperatura, desde o infravermelho (frequência mais baixa) até o ultravioleta (frequência mais alta).

Por volta de 1900, o físico e matemático alemão Max Karl Ernest Ludwig Planck (1858-1947) admitiu que a energia não era contínua como se pensava:

Os corpos aquecidos emitem radiação não sob a forma de ondas, mas sob a forma de pequenos “pacotes” de energia denominados **quantum**, ou seja, a energia é descontínua.

Max Planck supôs que cada *quantum* equivalia a uma quantidade definida de energia, proporcional à frequência da radiação.

De acordo com a teoria dos *quanta* (o plural de *quantum* é *quanta*), a energia não se propaga como um fluxo contínuo, mas na forma de *quanta* ou “pacotes de energia”. Atualmente, um *quantum* de energia radiante é denominado **fóton**.



Einstein utilizou a hipótese dos *quanta* de Planck para explicar a transmissão da radiação no vácuo e afirmou que a absorção de energia pelos corpos é feita de um *quantum* por vez.

Afinal, qual teoria devemos utilizar?

Temos duas teorias: a que diz que a luz é composta de ondas eletromagnéticas (teoria ondulatória) e a que diz que a luz é composta por minúsculas partículas de energia (teoria corpuscular), emitidas pelos corpos luminosos. Qual é a correta?

Tudo o que podemos afirmar é que a teoria ondulatória permite explicar certas observações experimentais, mas não todas elas.

A teoria corpuscular da luz explica outras observações.

Usadas separadamente, cada teoria é insuficiente; é preciso, portanto, usar as duas.

Devemos lembrar que foi possível demonstrar a natureza ondulatória da luz por um experimento, e sua natureza corpuscular por outro. Mas ainda não foi possível realizar um experimento que demonstre, ao mesmo tempo, essas duas características da luz.

De qualquer forma, não é porque ainda não podemos efetuar experimentos que demonstrem a **dualidade onda-partícula** da luz que deixaremos de considerá-la como tal.



Vlue123RF/EasyPix

6) Espectros dos elementos

Há muito tempo sabe-se que vários materiais podem emitir luz quando recebem energia. Esse é o princípio dos fogos de artifício, conhecidos pelos chineses desde a Antiguidade. A cor emitida pelos fogos de artifício depende dos íons existentes na composição das substâncias utilizadas ou formadas na combustão da pólvora, como mostra o quadro abaixo.

Substância	Íon	Cor da luz emitida
$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ ou SrC_2O_4	Sr^{2+}	Vermelha
CuCl_2 ou $\text{NH}_4\text{Cu}(\text{NO}_3)_3$	Cu^{2+}	Azul (T ↑) ou verde (T ↓)
Na_2CO_3 ou Na_3AlF_6	Na^{1+}	Amarelo
$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ ou $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Ba^{2+}	Verde

O que caracteriza a cor que observamos em uma substância é sua propriedade de absorver certos comprimentos de onda e refletir outros.

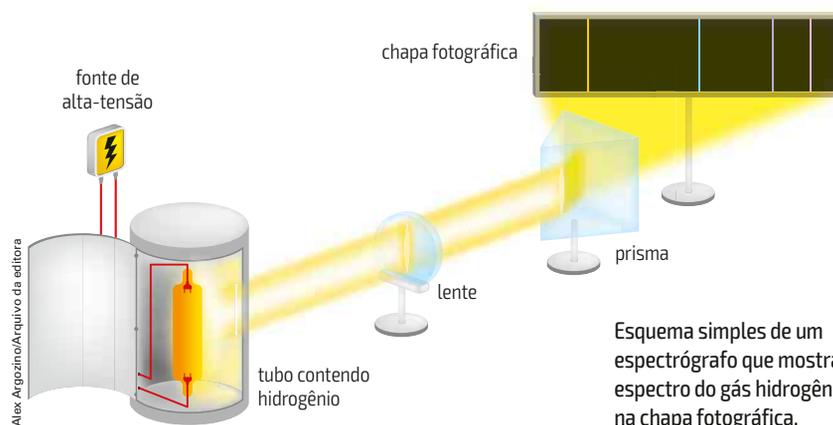
O físico alemão Joseph von Fraunhofer (1787-1826) inventou um aparelho capaz de identificar exatamente o tipo de luz emitida ou absorvida por determinado elemento ou substância.

Esse aparelho, o **espectroscópio**, possui uma escala graduada em frequências (ou comprimentos de onda) e uma luneta para observar o espectro obtido (diretamente ou projetado em um anteparo).

Se, em vez de uma luneta, o espectroscópio possui uma chapa fotográfica para registrar os espectros, temos um **espectrógrafo**.

A cor emitida pelos fogos de artifício depende dos íons existentes na composição das substâncias utilizadas ou formadas na combustão da pólvora.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Nesse aparelho, o feixe de luz emitido pelo tubo que contém hidrogênio entra em uma fenda estreita e é focado por uma lente (ou conjunto de lentes). Em seguida, esse feixe atravessa um prisma. Nesse processo, toda a luz é refratada (desviada) pelo prisma, modificando seu ângulo de propagação. As diferentes frequências (ou cores) são desviadas segundo ângulos diferentes. O resultado que mostra a “composição da luz” emitida pelo elemento analisado, em diferentes frequências, é registrado na chapa fotográfica.

O modelo atômico de Bohr

O fato de os elementos químicos apresentarem espectros na forma de linhas, **descontínuos**, forneceu uma pista importante para a compreensão da estrutura dos átomos.

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962), baseando-se no modelo de átomo de Rutherford, na teoria quântica da energia de Max Planck e nos espectros de linhas dos elementos (principalmente do hidrogênio), raciocinou que, se os átomos só emitem radiações de certos comprimentos de onda ou de certas frequências bem determinadas, e não de quaisquer valores, então os átomos só se apresentam em certos estados de energia bem determinados, que diferem uns dos outros por quantidades de energia múltiplas de um *quantum*.

Esse raciocínio levou Bohr a propor os seguintes postulados:

- O elétron move-se em órbitas circulares em torno de um núcleo atômico central. Para cada elétron de um átomo existe uma órbita específica, em que ele apresenta uma energia bem definida – um **nível de energia** – que não varia enquanto o elétron estiver nessa órbita.
- Os espectros dos elementos são descontínuos porque **os níveis de energia são quantizados**, ou seja, só são permitidas certas quantidades de energia para o elétron, cujos valores são múltiplos inteiros do fóton (*quantum* de energia).

Só é permitido ao elétron ocupar níveis energéticos nos quais ele se apresenta com valores de energia múltiplos inteiros de um fóton.

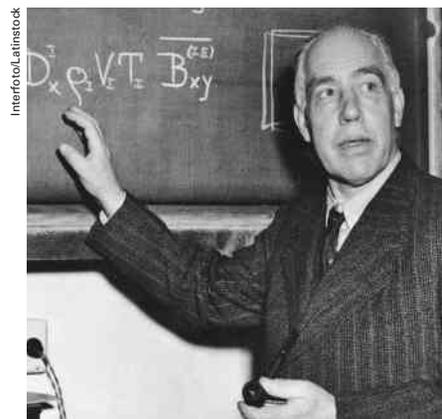
Com base nesses postulados, Bohr determinou as energias possíveis para o elétron do hidrogênio, bem como o raio das órbitas circulares associadas a cada uma dessas energias.

Ele concluiu que o conjunto núcleo/elétron será mais estável (mais coeso e menos energético) quanto mais próxima for a órbita permitida do elétron em relação ao núcleo. Assim, se atribuirmos a cada nível de energia n valores inteiros que vão de 1 até infinito, a energia do elétron que se move no nível $n = 1$ é menor que a energia do elétron que se move no nível $n = 2$, e assim por diante.

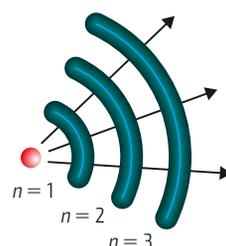
Seguindo esse raciocínio em relação ao átomo de hidrogênio, o estado de menor energia ou **estado fundamental** para o seu único elétron é aquele em que $n = 1$. Todas as demais energias permitidas (demais valores de n) representam estados menos estáveis, que chamamos de estados **ativados** ou **excitados**.

As conclusões mais importantes do trabalho de Bohr foram:

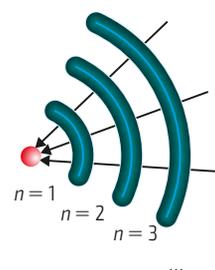
- O átomo está no seu **estado fundamental** (mais estável) quando todos os seus elétrons estiverem se movimentando em seus respectivos **níveis de menor energia**.
- Se um elétron no estado fundamental absorve um fóton (*quantum* de energia), ele “salta” para o nível de energia imediatamente superior e entra num estado ativado (logo, numa situação de instabilidade).



Niels Bohr também estudou a estrutura dos átomos complexos, a natureza dos raios X, as variações periódicas das propriedades químicas dos elementos e a estrutura do núcleo atômico. Lutou muito contra o uso das armas nucleares, procurando, com seu prestígio, influenciar os políticos e os Estados Unidos nessa luta. Em 1957 recebeu o prêmio Átomos para a Paz.



Distância aumenta: energia aumenta, estabilidade diminui.



Distância diminui: energia diminui, estabilidade aumenta.

Representação esquemática do átomo de Bohr mostrando as variações de energia do elétron e do raio da órbita circular do elétron para cada valor de n .

- Quando um elétron passa de um estado de energia elevada para um estado de energia menor, ele emite certa quantidade de energia radiante, sob forma de um fóton de comprimento de onda específico, relacionado com uma das linhas do espectro desse elemento.

O modelo atômico de Bohr explicava satisfatoriamente o átomo de hidrogênio, que possui apenas 1 elétron ao redor do núcleo, mas falhava ao explicar os átomos dos demais elementos.

O modelo atômico de Sommerfeld

Quando um átomo possui mais de um elétron, esses elétrons passam a interagir uns com os outros (pela repulsão elétrica, por exemplo).

Esse fato torna complexo determinar os níveis de energia em que os elétrons se movimentam e, também, o número de elétrons que podem se movimentar em cada nível de energia de modo a explicar corretamente o espectro de emissão dos elementos.

Um primeiro passo para esclarecer essa questão foi o uso de espectroscópios de melhor resolução (mais potentes). Isso permitiu observar que **as raia consideradas anteriormente constituídas por uma única linha eram, na realidade, um conjunto de linhas distintas muito próximas umas das outras**. Estava descoberta a chamada **estrutura fina** dos espectros de emissão.

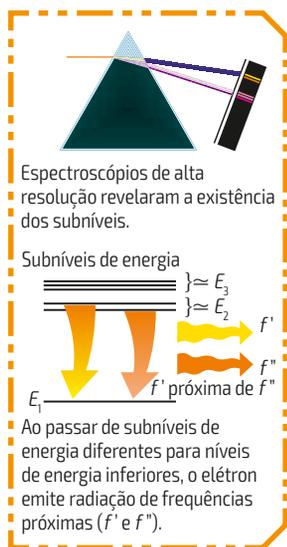
O desdobramento das linhas do espectro indica que os níveis de energia (n) são constituídos por subníveis de energia (ℓ) bastante próximos uns dos outros.

O esquema ao lado mostra o desdobramento de níveis energéticos.

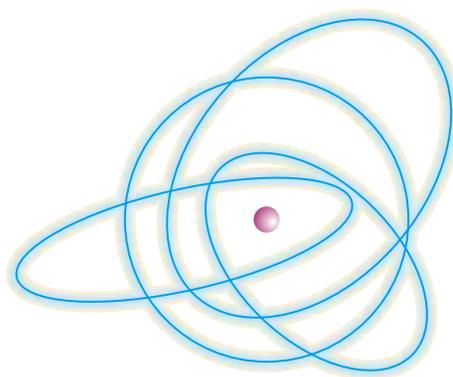
Para explicar essa multiplicidade das raia espectrais verificadas experimentalmente, em 1915 o físico alemão Arnold Sommerfeld (1868-1951) deduziu algumas equações matemáticas, que indicavam:

Cada nível de energia n está dividido em n subníveis, correspondentes a uma órbita circular, e a $n - 1$ órbitas elípticas de diferentes excentricidades. O núcleo do átomo ocupa um dos focos da elipse.

- O primeiro nível ($n = 1$) possui apenas uma órbita circular (possui 1 subnível);
- o segundo nível ($n = 2$) possui uma órbita circular e uma órbita elíptica (possui dois subníveis);
- o terceiro nível ($n = 3$) possui uma órbita circular e duas órbitas elípticas (possui três subníveis), e assim por diante.



Ilustrações desta página: Banco de imagens/Arquivo da editora



Para o nível 4: 1 órbita circular e 3 órbitas elípticas. O núcleo do átomo ocupa um dos focos da elipse, cujo plano pode tomar uma orientação qualquer no espaço.

Modelo atômico de Sommerfeld

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Exercício resolvido

4 Uma das faixas do espectro eletromagnético mais utilizadas é a de rádio e televisão. A transmissão do som pelo rádio, por exemplo, pode ocorrer por meio de uma variação na amplitude da onda (rádio AM = amplitude modulada) ou na frequência da onda (rádio FM = frequência modulada). Essa variação é levada até nosso rádio receptor, que a decodifica. Um processo idêntico ocorre em nossos aparelhos de televisão.

Em São Paulo, uma famosa emissora de televisão, por exemplo, usa uma banda (faixa) de ondas que vai de 76 MHz a 82 MHz (sendo 1 megahertz = 10^6 hertz). Esse intervalo é necessário para as transmissões separadas dos sinais de vídeo e de áudio. Sabendo que a velocidade (v) das radiações eletromagnéticas é igual a $3 \cdot 10^8$ m/s:

- a) explique o que é uma amplitude de onda.
 b) calcule a frequência (f) de uma rádio FM quando ela transmite com comprimento de onda (λ) igual a 300 m. Dado: $f = v/\lambda$.

- c) calcule a faixa de comprimento de onda utilizada por essa emissora de televisão.

Resolução

- a) A amplitude é a altura de uma onda, ou seja, a distância máxima que a onda atinge (pico) a partir de um ponto de equilíbrio (nível de referência).

$$b) f = \frac{v}{\lambda} \Rightarrow f = \frac{3 \cdot 10^8}{3 \cdot 10^2} \Rightarrow f = 10^6 \text{ Hz ou } 1000 \text{ kHz}$$

Observação: 1 kHz (quilohertz) = 10^3 Hz

$$c) \lambda = \frac{v}{f} \Rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{7,6 \cdot 10^7} \Rightarrow \lambda = 3,95 \text{ m}$$

$$\lambda = \frac{v}{f} \Rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{8,2 \cdot 10^7} \Rightarrow \lambda = 3,66 \text{ m}$$

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

11 (Fumec-MG) O colorido dos fogos de artifício resulta da absorção ou da emissão de energia pelos elétrons. Ao absorverem energia, os elétrons saltam de uma órbita de energia mais baixa para outra mais elevada. Ao retornarem a órbitas de menor energia, emitem radiação eletromagnética – ou seja, de determinada frequência. A cor (frequência) da luz emitida depende dos átomos cujos elétrons são excitados. É correto afirmar que esse fenômeno pode ser explicado, satisfatoriamente, pelo modelo atômico de:

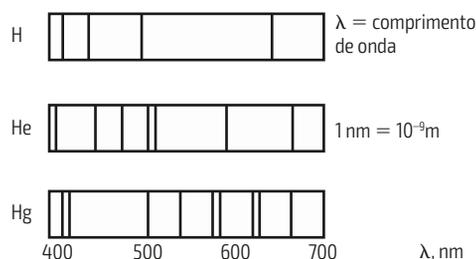
- a) Bohr. c) Rutherford.
 b) Dalton. d) Thomson.

12 (UFRGS-RS) Uma moda atual entre as crianças é colecionar figurinhas que brilham no escuro. Essas figurinhas apresentam em sua constituição a substância sulfeto de zinco. O fenômeno ocorre porque alguns elétrons que compõem os átomos dessa substância absorvem energia luminosa e saltam para níveis de energia mais externos. No escuro, esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberando energia luminosa e fazendo a figurinha brilhar. Essa característica pode ser explicada considerando o modelo atômico proposto por:

- a) Dalton. d) Rutherford.
 b) Thomson. x e) Bohr.
 c) Lavoisier.

13 Explique o que caracteriza uma onda eletromagnética e no que diferem as diversas radiações do espectro.

14 (Uece) Cada elemento químico apresenta um espectro característico, e não há dois espectros iguais. O espectro é o retrato interno do átomo e assim é usado para identificá-lo, conforme ilustração dos espectros dos átomos dos elementos hidrogênio, hélio e mercúrio.



Bohr utilizou o espectro de linhas para representar seu modelo atômico, assentado em postulados, cujo verdadeiro é:

- a) ao mudar de órbita ou nível, o elétron emite ou absorve energia superior à diferença de energia entre as órbitas ou níveis onde ocorreu essa mudança.
 x b) todo átomo possui um certo número de órbitas, com energia constante, chamadas estados estacionários, nos quais o elétron pode movimentar-se sem perder nem ganhar energia.
 c) os elétrons descrevem, ao redor do núcleo, órbitas elípticas com energia variada.
 d) o átomo é uma esfera positiva que, para tornar-se neutra, apresenta elétrons (partículas negativas) incrustados em sua superfície.

FOI NOTÍCIA!

A tutela ambiental referente
à poluição eletromagnética

É preciso compreender que ao se falar em energia está-se falando em radiação. As radiações, ou seja, as energias podem ser ionizantes e não ionizantes.

A radiação ionizante é aquela que possui energia suficiente para ionizar átomos e moléculas. Essa ionização pode danificar as células do corpo humano, causando doenças graves como o câncer.

As radiações não ionizantes não possuem energia suficiente para ionizar a matéria; assim, não alteram a estrutura molecular, mas podem causar aumento de temperatura e agitação das moléculas. Os efeitos podem provocar a alteração e a deformação da estrutura molecular, sendo conhecidos como efeitos térmicos.

TIPO	Radiação não ionizante				Radiação ionizante								
FORMA DE PRODUÇÃO	Correntes induzidas baixas		Correntes induzidas elevadas		Excitação eletrônica	Ligações químicas rompidas							
EFEITOS	Sem efeito comprovado em níveis ambientais		Aquecimento		Efeitos fotoquímicos	Danos ao DNA							
COMPRIMENTO DE ONDA	1 km		1 m		1 mm	1 μ m							
CLASSIFICAÇÃO	Baixa frequência		Ondas de rádio		Micro-ondas	Infravermelho	UV	Raios X, gama e cósmicos					
FREQUÊNCIA	0	50	10^3	10^6	10^9	300	10^{12}	10^{15}	10^{18}	10^{21}	10^{24}		
APLICAÇÃO	Linhas de energia		AM	TV/FM	Telefones celulares	Forno de micro-ondas	Radares de tráfego	Lâmpadas de aquecimento	Radar a laser	Bronzeamento artificial	Terapia com raios X	Sensores radioativos	Máquinas de raios X

Quando se trata de radiação não ionizante, não se está afirmando que dessa radiação não advenham riscos. Um exemplo de fácil demonstração quanto ao risco da exposição à radiação em questão são as queimaduras graves que podem advir da exposição solar prolongada, como aquelas que podem atingir até o terceiro grau."

Daniela Scaranello Elias de Almeida. Disponível em: <www.unimep.br/phpgg/bibdig/pdfs/docs/06072011_114142_danielascaranelloeliasdealmeida.pdf>. Acesso em: 12 ago. 2015.

Você acabou de ler um artigo que explica a diferença entre as radiações ionizantes e as radiações não ionizantes, como a radiação solar. Você sabe quais são os riscos da exposição à radiação solar?

1) Número atômico

Em 1869, o químico russo Dmitri Ivanovitch Mendeleev (1834-1907) havia organizado uma tabela de elementos químicos (uma precursora da tabela periódica atual) na qual os elementos estavam dispostos em ordem crescente de **massa atômica**.

Mendeleev afirmava (com razão) que as propriedades dos elementos não eram aleatórias, ou seja, dependiam da estrutura do átomo, e sugeriu que essa variação ocorria com a massa atômica de um modo regular e/ou **periódico**.

Apesar de seu trabalho trazer uma luz sobre a variação das propriedades dos elementos, havia várias exceções à regra que eram difíceis de explicar.

Mendeleev percebeu que essas exceções desapareciam quando certos pares de elementos deixavam de ficar dispostos pela ordem crescente de suas massas atômicas. Aos elementos assim dispostos na tabela foram atribuídos números de ordem, ou de posição, de 1 até 92. Esses números – que não cresciam necessariamente com as massas atômicas – foram chamados **números atômicos** e simbolizados por **Z**, porém não tinham nenhum outro significado que não fosse um simples número de ordem na tabela.

Em 1913, o físico inglês Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915) estava trabalhando com espectros de raios X dos elementos quando verificou que a raiz quadrada da frequência dos raios X produzidos pela emissão do núcleo atômico de um elemento era diretamente proporcional ao número atômico (Z) desse elemento.

Moseley supôs então que o número atômico (Z) representava o número de cargas positivas do núcleo de cada átomo e, portanto, estava relacionado às propriedades dos átomos.

Essa hipótese – conhecida atualmente por lei de Moseley – foi confirmada em 1920 pelo físico inglês *sir* James Chadwick (1891-1974), que fazia parte da equipe de pesquisas de Rutherford, por meio de medidas das cargas nucleares de vários elementos químicos, através de experimentos com os raios canais.

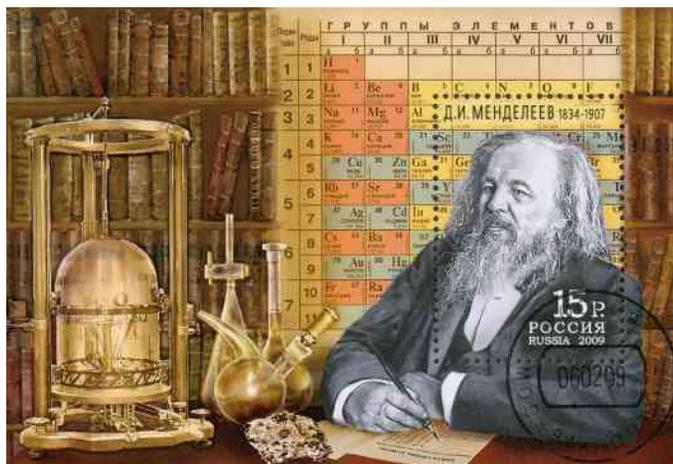


Ilustração de Mendeleev e a primeira versão da tabela periódica.



Henry Moseley foi morto em combate na Primeira Guerra Mundial, aos 28 anos.

O número atômico Z é o número de cargas positivas (prótons) existentes no núcleo dos átomos.

O que diferencia um elemento químico de outro é o número de prótons presentes em seu núcleo. Daí o conceito de elemento químico:

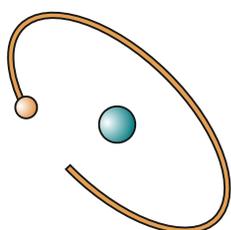
Elemento químico é um conjunto de átomos com o mesmo número atômico.

Por definição, um átomo isolado é considerado elemento químico?
Sim, porque representa um “conjunto unitário de átomos com mesmo número atômico”.

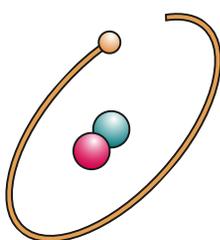
James Chadwick recebeu o prêmio Nobel de Física em 1935 pela descoberta do nêutron. Durante a Segunda Guerra Mundial, integrou o Projeto Manhattan, nos Estados Unidos, que desenvolveu as bombas atômicas lançadas sobre Hiroshima e Nagasaki.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

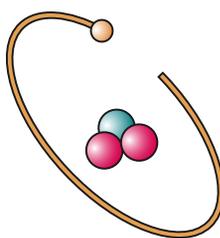
próton 
elétron 
nêutron 



${}^1_1\text{H}$: prótio



${}^2_1\text{H}$: deutério



${}^3_1\text{H}$: trítio

Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

2 Isótopos e nêutrons

Em 1913, o químico inglês Frederick Soddy (1877-1956) e o químico norte-americano Theodore William Richards (1868-1928) descobriram duas massas atômicas diferentes para o elemento chumbo. Quase ao mesmo tempo, Thomson descobriu massas atômicas diferentes para o elemento neônio.

Apesar de terem massas atômicas diferentes, os átomos apresentavam as mesmas propriedades químicas, comprovando serem de um mesmo elemento. Apenas as propriedades físicas que se relacionavam com a massa eram diferentes.

Deu-se a esse fenômeno o nome **isotopia**, e aos átomos de um mesmo elemento químico que apresentavam massas atômicas diferentes chamou-se **isótopos** (do grego *iso*, 'mesmo', e *tópos*, 'lugar', em referência ao fato de ocuparem o mesmo lugar na tabela periódica).

Isótopos são átomos com o mesmo número de prótons (mesmo número atômico) e diferente número de massa.

O fenômeno da isotopia ficou sem explicação até 1932, quando novamente Chadwick solucionou a questão, descobrindo uma nova partícula nuclear, obtida como consequência do bombardeamento de berílio com partículas alfa.



A partícula descoberta por Chadwick tinha massa praticamente igual à massa do próton (na verdade um pouco maior) e não tinha carga elétrica, sendo por essa razão denominada **nêutron**.

Observe como a descoberta do nêutron é recente. Tanto Rutherford como Bohr, e até mesmo Sommerfeld, trabalharam em seus modelos atômicos sem conhecer a existência do nêutron.

Os nêutrons explicam tanto a diferença de massas atômicas (e, consequentemente, a diferença nas propriedades físicas) dos isótopos, uma vez que as propriedades físicas dependem da massa, como também a igualdade no seu comportamento químico, já que isso é função das cargas elétricas existentes nos átomos.

Praticamente todos os elementos químicos possuem isótopos, naturais e/ou artificiais. Os isótopos artificiais são obtidos pelo bombardeamento de núcleos atômicos com partículas aceleradas.

Átomos isótopos possuem o mesmo número de prótons e diferente número de nêutrons.

Os **isótopos naturais** de um elemento químico são encontrados em proporções praticamente constantes em qualquer amostra desse elemento na natureza.

Os isótopos do elemento químico hidrogênio são os únicos que possuem nomes próprios. Os demais são diferenciados pelo número de nêutrons e, portanto, pela massa:

- ${}^1_1\text{H}$: prótio ou hidrogênio comum.
- ${}^2_1\text{H}$: deutério ou hidrogênio pesado.
- ${}^3_1\text{H}$: trítio ou hidrogênio superpesado.

3) Estrutura atômica básica

O modelo atômico básico (ilustrado abaixo), suficiente para explicar os fenômenos químicos e físicos que estudaremos, considera o átomo dividido em duas regiões distintas denominadas núcleo e eletrosfera.

Nesse modelo, o núcleo, que é a região central do átomo, contém dois tipos de partículas, os prótons e os nêutrons; e a eletrosfera, que é a região periférica ao redor do núcleo, contém apenas os elétrons.

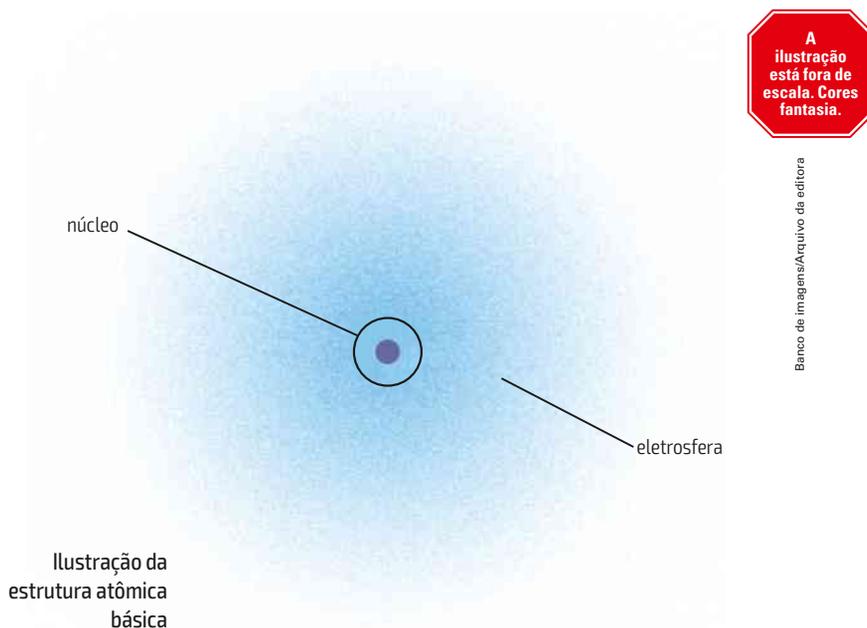


Ilustração da estrutura atômica básica

Características das partículas

As partículas do átomo – prótons, nêutrons e elétrons – possuem massas e cargas elétricas aproximadas, descritas a seguir:

Partículas fundamentais do átomo			
	Próton (p)	Nêutron (n)	Elétron (e ⁻)
Massa/kg	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$9,110 \cdot 10^{-31}$
Massa/u (repouso)	1,00728	1,00866	$5,48579 \cdot 10^{-4}$
Massa relativa	1	≈ 1	≈ 0
Carga/C (coulomb)	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	0	$1,602 \cdot 10^{-19}$
Carga relativa (uec)	+1	0	-1

$1 \text{ u} \Leftrightarrow 1,660566 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
1 uec é a sigla que equivale a uma unidade elementar de carga elétrica.

Para o estudo dos fenômenos químicos, é mais comum trabalharmos com os valores relativos de massa e carga elétrica. Esses valores foram estabelecidos tomando-se o próton como padrão.

O **diâmetro do núcleo** de um átomo varia conforme o número de partículas, prótons e nêutrons que ele possui, porém, em média, podemos dizer que o núcleo atômico tem um diâmetro em torno de 10^{-14} m e 10^{-15} m (10^{-5} nm e 10^{-6} nm). Como a massa de um próton e de um nêutron é aproximadamente 1836 vezes maior que a massa de um elétron, concluímos que a massa do átomo se concentra basicamente em seu núcleo.

O núcleo localiza-se no centro do átomo e é uma região compacta, maciça e muito densa, embora não seja indivisível.

Uma unidade de medida que já foi muito utilizada em referência ao átomo, mas que atualmente está em desuso, é o Angström, simbolizado por Å:
 $1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ m}$

O **diâmetro da eletrosfera** também varia conforme o número de elétrons que o átomo possui e o estado de energia desses elétrons (fundamental ou ativado), porém, em média, o diâmetro da eletrosfera de um átomo fica em torno de 10^{-10} m (10^{-1} nm).

Comparando os diâmetros do núcleo e da eletrosfera do átomo, obtemos a seguinte relação:

$$\frac{\text{diâmetro da eletrosfera}}{\text{diâmetro do núcleo}} = \frac{10^{-1}}{10^{-5}} \text{ até } \frac{10^{-1}}{10^{-6}}$$

A eletrosfera é uma região imensa em relação ao núcleo e de densidade muito baixa (rarefeita); isso significa que a maior parte do átomo é um grande vazio.

Para termos uma ideia mais exata do que esses valores significam, podemos convertê-los em unidades com as quais estamos mais acostumados. Assim, se o núcleo do átomo tivesse o diâmetro de 1 centímetro, por exemplo, a eletrosfera teria um diâmetro entre 100 metros e 1 quilômetro.

O quadro a seguir fornece as conversões de medidas do SI (Sistema Internacional de Unidades).

Unidade SI	Símbolo	Em metros
Terametro	Tm	$1 \text{ Tm} = 10^{12} \text{ m}$
Gigametro	Gm	$1 \text{ Gm} = 10^9 \text{ m}$
Megametro	Mm	$1 \text{ Mm} = 10^6 \text{ m}$
Quilômetro	km	$1 \text{ km} = 10^3 \text{ m}$
Hectômetro	hm	$1 \text{ hm} = 10^2 \text{ m}$
Decâmetro	dam	$1 \text{ dam} = 10^1 \text{ m}$
Decímetro	dm	$1 \text{ dm} = 10^{-1} \text{ m}$
Centímetro	cm	$1 \text{ cm} = 10^{-2} \text{ m}$
Milímetro	mm	$1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m}$
Micrômetro	μm	$1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$
Nanômetro	nm	$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$
Picômetro	pm	$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$

Número de massa

Como praticamente toda a massa do átomo está no núcleo, o número de partículas nucleares (soma dos prótons e dos nêutrons) é denominado **número de massa**, cujo símbolo é a letra **A**.

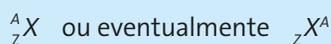
$$A = p + n \quad \text{ou} \quad A = Z + n$$

O número de massa (**A**) **não é uma massa**, é apenas um número que indica a quantidade de partículas do átomo cuja massa é relevante.

O número de massa (**A**) é um número inteiro que indica o total de partículas (prótons + nêutrons) do núcleo de um átomo.

Por convenção, indicamos o número atômico (**Z**) do elemento subscrito à esquerda do símbolo e o número de massa (**A**), sobrescrito à esquerda (ou eventualmente à direita) do símbolo.

Dado um elemento genérico de símbolo **X**:



O conceito de **número de massa** é totalmente distinto do conceito de **massa do átomo**. A massa do átomo deveria ser, em princípio, a soma das massas das partículas que constituem o átomo, mas isso não é verdadeiro.

O que se verifica na prática é que **a massa do átomo é sempre menor que a soma das massas isoladas das partículas** que ele possui.

Isso acontece porque, quando prótons e nêutrons se reúnem para formar um núcleo, ocorre uma perda de massa que é transformada em energia. Essa energia é então utilizada para manter juntos os chamados **núcleons** (prótons e nêutrons).

Por exemplo, o núcleo de um átomo do elemento químico hélio contém 2 prótons e 2 nêutrons. Como a massa de um próton é 1,00728 u, e a de um nêutron é 1,00866 u, deveríamos esperar que a massa do núcleo de hélio fosse $2 \cdot (1,00728) + 2 \cdot (1,00866) = 4,03188$ u.

Porém, a massa do núcleo de hélio, observada experimentalmente, é igual a 4,002 u. A diferença de massa (0,02988 u) é transformada em energia durante a formação de um núcleo de hélio e é utilizada para manter coesos os 2 prótons e os 2 nêutrons.

Com a equação de Einstein, $E = m \cdot c^2$, calcula-se a energia que equivale à massa de 0,02988 u (c = velocidade da luz no vácuo: $\approx 3 \cdot 10^8$ m \cdot s⁻¹).

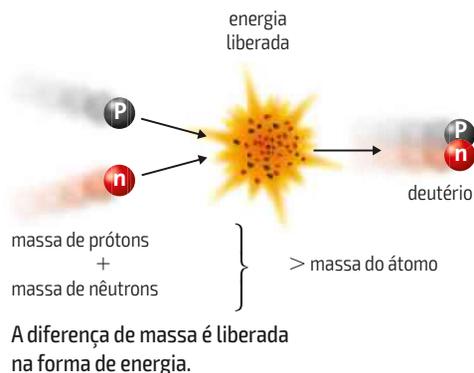
Conversão da unidade de massa de u em kg:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ u} \text{ ————— } 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ 0,02988 \text{ u} \text{ ——— } x \end{array} \Rightarrow x = 4,96 \cdot 10^{-29} \text{ kg}$$

Cálculo da energia: $E = m \cdot c^2$

$$E = 4,96 \cdot 10^{-29} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 \Rightarrow E = 4,46 \cdot 10^{-12} \text{ J por átomo de hélio.}$$

Isso explica a estabilidade do núcleo dos átomos que possuem partículas positivas coexistindo em regiões com cerca de 10^{-5} nm.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Massa atômica

A **massa atômica** oficial de cada elemento químico (relacionada na tabela periódica na página 288) é obtida pela média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais do elemento.

O cálculo da média ponderada é feito pela soma das multiplicações da massa atômica pela abundância isotópica dividido por 100%.

Por exemplo: o elemento químico magnésio, Mg, cujo número atômico Z é igual a 12, possui três isótopos naturais, relacionados a seguir:

Isótopos	Massa atômica (u)	% em massa
${}^{24}_{12}\text{Mg}$	23,9850423	${}^{24}_{12}\text{Mg} = (78,99 \pm 0,04) \%$
${}^{25}_{12}\text{Mg}$	24,9858374	${}^{25}_{12}\text{Mg} = (10,00 \pm 0,01) \%$
${}^{26}_{12}\text{Mg}$	25,98259370	${}^{26}_{12}\text{Mg} = (11,01 \pm 0,03) \%$

A rigor, a massa atômica de cada isótopo isoladamente não é um número inteiro por causa da massa das partículas do núcleo que se transforma em energia para manter os núcleons coesos.

Entretanto, atribui-se comumente aos isótopos de um elemento químico um valor de massa atômica (medida na unidade u) igual ao seu número de massa (A).

Para facilitar os cálculos, arredondam-se os valores acima, fornecidos pela IUPAC, para os seguintes:

Isótopos	Massa atômica (u)	% em massa
${}^{24}_{12}\text{Mg}$	24	79%
${}^{25}_{12}\text{Mg}$	25	10%
${}^{26}_{12}\text{Mg}$	26	11%

A massa atômica oficial do elemento químico magnésio será:

$$\frac{24 \text{ u} \cdot 79\% + 25 \text{ u} \cdot 10\% + 26 \text{ u} \cdot 11\%}{100\%} = 24,32 \text{ u}$$

Todos os dados mostrados acima são medidas experimentais feitas em laboratórios com equipamentos sofisticados, sob condições controladas. Mas mesmo com toda a técnica e cuidados necessários, qualquer medida experimental está sujeita a erros de equipamento ou de leitura. Assim, é comum encontrarmos dados de diferentes fontes que variam ligeiramente entre si porque foram medidos em equipamentos diferentes, por cientistas diferentes, sujeitos a diferentes condições.

Também ocorre de esses valores serem revistos periodicamente pela IUPAC com base no desenvolvimento de equipamentos mais precisos, de técnicas mais confiáveis e de informações até então desconhecidas. Atualmente o valor da massa atômica do magnésio divulgado na tabela da IUPAC é 24,305.

Esse exemplo mostra como a Química é uma ciência experimental e dinâmica.

Exercício resolvido

- 1** (Fuvest-SP) O carbono ocorre na natureza como uma mistura de átomos dos quais 98,90% são $^{12}_6\text{C}$ e 1,10% são $^{13}_6\text{C}$. Dadas as massas atômicas $^{12}_6\text{C} = 12,000$ e $^{13}_6\text{C} = 13,003$.
- Explique o significado das representações $^{12}_6\text{C}$ e $^{13}_6\text{C}$.
 - Com esses dados, calcule a massa atômica do carbono.
 - Qual a porcentagem de erro que resulta do arredondamento do valor encontrado para o inteiro mais próximo?

Resolução

- a) A representação $^{12}_6\text{C}$ indica o isótopo do carbono que possui massa atômica 12, e a representação $^{13}_6\text{C}$

indica o isótopo de carbono que possui massa atômica 13.

$$b) MA = \frac{(98,90 \cdot 12,000) + (1,10 \cdot 13,003)}{100} \Rightarrow MA = 12,001u$$

- c) Calculando a porcentagem de erro, temos:

$$E\% = \frac{|\text{valor aproximado} - \text{valor integral}| \cdot 100}{\text{valor integral}}$$

$$E\% = \frac{|12 - 12,011| \cdot 100}{12,011} \Rightarrow E\% = 0,09\%$$

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

- 1** (UFPA) Os isótopos do hidrogênio receberam os nomes de prótio, ^1_1H , deutério, ^2_1H e trítio, ^3_1H . Nesses átomos os números de nêutrons são, respectivamente, iguais a:

- a) 0, 1 e 2. c) 1, 1 e 2. e) 2, 3 e 4.
b) 1, 1 e 1. d) 1, 2 e 3.

- 2** Sobre as dimensões do átomo, a massa e a carga das partículas fundamentais, responda:

- a) Se um átomo tivesse o diâmetro da Terra ($\approx 12\,740$ quilômetros), qual seria aproximadamente o valor do diâmetro do seu núcleo?
b) Um átomo de carbono possui em seu núcleo 6 prótons e 6 nêutrons, e sua eletrosfera contém 6 elétrons. Calcule aproximadamente quantas vezes a massa do núcleo de carbono é maior que a massa da sua eletrosfera.
c) Por que todo átomo é eletricamente neutro?

- 3** Forneça o nome e os valores que substituem corretamente as letras de **a** até **o** no quadro a seguir:

Elemento	Símbolo	A	Z	p	n	e
Argônio	Ar	a	18	b	22	c
Potássio	d	39	e	f	20	g
h	Ca	i	j	k	20	20
Escândio	l	43	21	m	n	o

- 4** (UCS-RS) Isótopos são átomos que apresentam o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa. O magnésio ($Z = 12$) possui isótopos de números de massa iguais a 24, 25 e 26. Os isótopos do magnésio possuem números de nêutrons, respectivamente, iguais a:

- a) 1, 12 e 12. d) 16, 17 e 18.
b) 24, 25 e 26. e) 8, 8 e 8.
c) 12, 13 e 14.

- 5** (Unisinos-RS) Segundo dados experimentais, o oxigênio do ar que respiramos contém exatos 99,759% de $^{16}_8\text{O}$; 0,037% de átomos de $^{17}_8\text{O}$ e 0,204% de átomos de $^{18}_8\text{O}$. Diante dessa constatação, pode-se afirmar que essas três formas naturais de oxigênio constituem átomos que, entre si, são:

- a) alótropos. c) isótonos. e) isômeros.
b) isóbaros. **x** d) isótopos.

- 6** A IUPAC estabelece que o arredondamento do valor da massa atômica dos elementos químicos para o inteiro mais próximo só é feito quando não implica erro maior que 1%. Calcule o valor da massa atômica do boro e indique para que valor o número encontrado pode ser arredondado, respeitando as regras da IUPAC. Dadas as abundâncias $^{10}_5\text{B}$ (19,9%) e $^{11}_5\text{B}$ (80,1%). Matematicamente a porcentagem de erro ($E\%$) pode ser calculada pela relação:

$$E\% = \frac{\text{valor aproximado} - \text{valor integral} \cdot 100\%}{\text{valor integral}}$$

- 7** (UFSC-RS) Analise a tabela:

Espécie genérica	Nº de nêutrons	Nº de prótons	Nº de elétrons
X	20	17	17
Y	17	17	18
Z	18	79	78
W	18	18	18

Assinale a alternativa que apresenta somente espécie(s) neutra(s):

- a) apenas X. d) apenas W.
b) apenas Y. **x** e) apenas X e W.
c) apenas Z.

4 A eletrosfera

O próton e o elétron possuem cargas elétricas de mesma intensidade e sinais opostos, por isso elas se anulam mutuamente.

Todo átomo possui o mesmo número de prótons e de elétrons, portanto todo átomo é eletricamente neutro.

O número de prótons de um átomo varia apenas em fenômenos nucleares, como a emissão de partículas α ou β , ou por bombardeamento de núcleos atômicos com partículas aceleradas. Os fenômenos nucleares devem ser considerados à parte dos fenômenos químicos e físicos porque envolvem a transformação de átomos de um elemento químico em átomos de outro elemento químico, de acordo com leis próprias.

As substâncias que se formam a partir de um grupo de átomos de elementos químicos iguais ou diferentes também possuem equilíbrio de carga elétrica, isto é, são eletricamente neutras. Quando um átomo, ou um grupo de átomos, perde a neutralidade elétrica, passa a ser denominado **íon**.

Formação de íons

Sabemos que o número de prótons não varia para átomos de mesmo elemento químico, tanto que o número dessas partículas identifica o elemento (é o seu número atômico).

Para que um átomo, ou grupo de átomos, se transforme em um íon, é preciso que o número de elétrons varie.

O íon é formado quando um átomo, ou um grupo de átomos, ganha ou perde elétrons.

Os íons são classificados quanto ao número de átomos de que são formados e quanto à carga elétrica, como veremos a seguir.

Íons simples

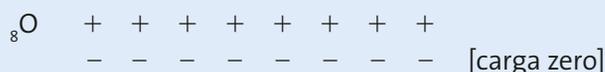
Os **íons simples** são formados por átomos de um único elemento químico.

A representação dos íons é feita pelo símbolo do elemento químico que o originou e pelo valor de sua carga.

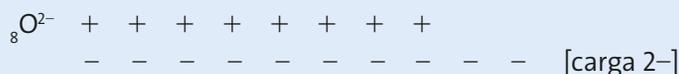
Ânions simples

Quando um átomo ganha elétrons e fica com excesso de carga negativa, ele se torna um íon negativo, ou seja, um **ânion** simples.

Por exemplo, um átomo de oxigênio possui 8 prótons (8 cargas positivas) e 8 elétrons (8 cargas negativas), portanto é neutro:



Se o átomo de oxigênio ganhar 2 elétrons, ficará com excesso de 2 cargas negativas e se tornará um ânion bivalente.

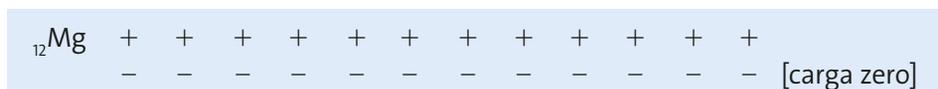


Por convenção, a carga elétrica é sobrescrita à direita do símbolo, e o número que indica a quantidade de carga é escrito antes do sinal.

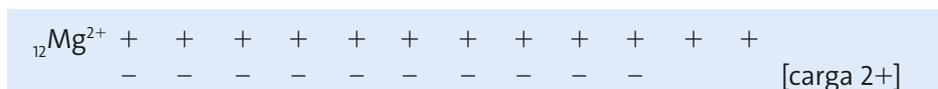
Cátions simples

Quando um átomo perde elétrons e fica com falta de carga negativa, ele se torna um íon simples positivo, ou seja, um **cátion** simples.

Por exemplo, um átomo de magnésio possui 12 prótons (12 cargas positivas) e 12 elétrons (12 cargas negativas), portanto é neutro:



Se o átomo de magnésio perder 2 elétrons, ficará com falta de 2 cargas negativas e se tornará um cátion bivalente.



Valência

Podemos dizer, de um modo geral, que **valência** é o número de elétrons que os átomos de um elemento ganham ou perdem para formar uma substância estável.

A explicação para o fato de determinados elementos químicos ganharem elétrons (como o oxigênio) e outros perderem elétrons (como o magnésio) se deve a certas propriedades características de cada elemento, que serão estudadas detalhadamente mais adiante.

Íons compostos

Os **íons compostos** são formados por um grupo de átomos que, juntos, ganharam ou perderam um ou mais elétrons.

Ânions compostos

Quando um grupo de átomos adquire um ou mais elétrons, forma-se um íon composto negativo, ou um ânion composto.

Exemplos:

- Quando um grupo formado por um átomo de enxofre e quatro átomos de oxigênio apresenta dois elétrons em excesso, temos o ânion sulfato, SO_4^{2-} (ânion composto bivalente).
- Quando um grupo formado por dois átomos de fósforo e sete átomos de oxigênio apresenta quatro elétrons em excesso, temos o ânion pirofosfato, $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ (ânion composto tetravalente).

Cátions compostos

Quando um grupo de átomos perde um ou mais elétrons, forma-se um íon composto positivo, ou um cátion composto.

Exemplos:

- Quando um grupo formado por um átomo de nitrogênio e quatro átomos de hidrogênio apresenta deficiência de um elétron, temos o cátion amônio, NH_4^+ (cátion composto monovalente).
- Quando um grupo formado por três átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio apresenta deficiência de um elétron, temos o cátion hidrônio, H_3O^+ (cátion composto monovalente).

Valência do ânion/ exemplos	Elétrons ganhos
Monovalente: $\text{F}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-$	1 elétron
Bivalente: $\text{O}^{2-}, \text{S}^{2-}$	2 elétrons
Trivalente: $\text{N}^{3-}, \text{P}^{3-}$	3 elétrons
Tetravalente: C^{4-}	4 elétrons

Valência do cátion/ exemplos	Elétrons perdidos
Monovalente: $\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Ag}^+$	1 elétron
Bivalente: $\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Zn}^{2+}$	2 elétrons
Trivalente: $\text{Al}^{3+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Ni}^{3+}$	3 elétrons
Tetravalente: $\text{Pb}^{4+}, \text{Sn}^{4+}, \text{Mn}^{4+}$	4 elétrons



A reportagem da página 160 fala das radiações capazes de ionizar átomos e moléculas que causam sérios danos à saúde humana, mas as radiações não ionizantes, como as emitidas pelo Sol, também podem ser perigosas. Você sabe quais são os riscos da exposição à radiação solar?

A exposição frequente e prolongada a radiações solares por longos períodos, sem proteção adequada, pode causar sérios danos ao organismo, tais como queimaduras solares, fotossensibilidade induzida por medicamentos, envelhecimento precoce e até câncer de pele.

Para o estudo dos efeitos das radiações solares sobre a pele, divide-se os raios ultravioleta em três faixas distintas (embora não exista, a rigor, uma delimitação de quando uma faixa de radiação eletromagnética termina e outra começa).

Radiações UVC

São as mais energéticas (possuem ação germicida), mas não representam um risco iminente para a população em geral porque, em princípio, não deveriam alcançar a superfície da Terra, pois seriam barradas pela camada de ozônio.

No entanto, podem representar um perigo ocupacional, como o que ocorre em trabalhos com solda, pois pode haver emissão de UVC proveniente de fontes artificiais.

Radiações UVB

Essas radiações atravessam a camada de ozônio e atingem a superfície da Terra, mas seu poder de penetração na pele não é muito grande, chegando somente até a epiderme. É a radiação responsável pela síntese de vitamina D que nosso organismo produz quando ingerimos alimentos como ovos, leite, manteiga, peixe e cogumelos.

Assim, a exposição ao sol do início da manhã e no final da tarde por um curto período de tempo é importante para a saúde. Mas, em excesso, a radiação UVB causa vermelhidão na pele (eritema), provoca queimaduras solares, dor, edema, inchaço e pigmentação indireta por induzir a formação de melanina.

A melanina é um pigmento que ajuda a reduzir a penetração das radiações UVB na pele; por isso, pessoas de pele mais escura (com mais melanina) são mais resistentes ao sol (mas também precisam se proteger).

O organismo exposto a uma grande quantidade de radiações UVB aumenta a produção de melanina. Logo, a pele bronzeada mostra uma reação de defesa do organismo contra as radiações solares.

Os efeitos mais nocivos que podem ser desencadeados pelas radiações UVB são: inibição da mitose (divisão celular), inibição da síntese de RNA (e, portanto, de proteínas) e inibição da síntese de DNA, causando efeitos mutagênicos que levam ao câncer.

Os raios UVB, por serem pouco penetrantes, geralmente não atravessam vidros de janela ou de carro, que podem, desse modo, evitar os efeitos mencionados.

Radiações UVA

Atingem muito facilmente a superfície da Terra e possuem grande poder de penetração na pele, chegando a atingir a derme. É responsável por danos a longo prazo na estrutura da pele, como as alterações nas fibras colágenas e elásticas que sustentam e dão firmeza à pele.

As radiações UVA provocam o espessamento e o enrijecimento dessas fibras, gerando o aparecimento de rugas e linhas de expressão. Causam manchas, envelhecimento precoce das células e câncer de pele.

Os raios UVA também induzem à formação de melanina, provocando escurecimento da pele, e são mais penetrantes que os raios UVB (os raios UVA podem atravessar vidros).

Para se proteger dos efeitos das radiações UVA e UVB, é importante o uso contínuo e corriqueiro de filtros solares, adequados ao tipo específico de pele, mesmo sem a presença aparente do sol.

Exercício resolvido

2 (Cesgranrio-RJ) Um gás nobre tem número atômico 18 e número de massa 40. O número de elétrons de um ânion X^{2-} é igual ao do átomo do gás nobre. O número atômico do elemento X é:

- a) 22. d) 16.
b) 20. e) 14.
c) 18.

Resolução

Gás nobre: ${}^{40}_{18}\text{G}$, possui 18 prótons e 18 elétrons.

O ânion X^{2-} possui 18 elétrons (e apresenta 2 elétrons a mais que o átomo neutro X).

Logo, X apresenta: $18 - 2 = 16$ elétrons e, portanto, 16 prótons.

Alternativa **d**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

8 Indique os valores que substituem as letras no quadro a seguir:

Partícula	A	Z	p	n	e ⁻
Ag	a	47	b	61	c
As ³⁻	75	d	e	f	36
Zn ²⁺	65	30	g	h	i
S ²⁻	j	k	l	16	18
Cr	52	24	m	n	o
Al ³⁺	27	p	q	r	10

9 (FURRN) Considerando as espécies químicas:



podemos afirmar que as espécies que apresentam o mesmo número de elétrons são:

- a) Ca e Ca²⁺. d) Ni²⁺ e Co²⁺.
b) Ni²⁺ e Zn. e) Co²⁺ e Zn.
X c) Cl¹⁻ e Ca²⁺.

10 (UFC-CE) Para o ânion ${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$, podemos afirmar que o número de prótons e de elétrons, respectivamente, é:

- X a) 16 e 18. c) 16 e 16.
b) 18 e 16. d) 16 e 14.

11 (FEI-SP) Um cátion metálico trivalente tem 76 elétrons e 118 nêutrons. Indique o número atômico e o número de massa do átomo que deu origem a esse cátion.

- a) 76 e 194. X d) 79 e 197.
b) 76 e 197. e) 79 e 194.
c) 79 e 200.

12 O quadro a seguir fornece a cor da chama produzida por diferentes cátions. Como é comum a presença de sódio como impureza nas soluções de outros cátions e como a chama do sódio mascara as demais cores, é comum utilizar um vidro de cobalto ou mesmo dois pedaços de papel celofane sobrepostos, um azul e outro vermelho,

através dos quais a cor amarela (do sódio) é absorvida e as outras são modificadas.

Cátion	Cor da chama	Com vidro de cobalto
${}_{11}\text{Na}^{1+}$	Amarelo	Nada
${}_{19}\text{K}^{1+}$	Violeta	Vermelho-sangue
${}_{20}\text{Ca}^{2+}$	Laranja-tijolo	Verde-claro
${}_{38}\text{Sr}^{2+}$	Vermelho-sangue	Púrpura
${}_{56}\text{Ba}^{2+}$	Verde-amarelado	Verde-azulado

Forneça o número de prótons, nêutrons e elétrons dos íons relacionados no quadro acima.

13 (UnB-DF) Um íon de carga 2+ possui 15 elétrons. O seu número de nêutrons é duas unidades maior que o número de prótons. Qual o seu número de massa?

- a) 15 c) 32 e) Nenhuma das anteriores.
b) 17 X d) 36

14 (FIB-BA) O número atômico do elemento X é 45. Os íons X^{-1} e Y^{+3} são isoeletrônicos. Identifique a opção correta para o número atômico de Y .

- a) 45 b) 46 c) 47 d) 48 X e) 49

15 (UEL-PR) Quantos prótons estão presentes na espécie química ${}^{60}_{28}\text{Ni}^{2+}$?

- a) 2 X b) 28 c) 30 d) 32 e) 60

16 Classifique os íons a seguir quanto a sua formação (simples ou composto), quanto a sua carga elétrica (ânion ou cátion) e quanto a sua valência (monovalente, bivalente, trivalente ou tetravalente). No caso de íon simples, indique também o número de prótons e de elétrons que ele possui.

- a) ${}_{56}\text{Ba}^{2+}$ f) SO_3^{2-}
b) H_3O^{1+} g) NH_4^{1+}
c) $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ h) ${}_{8}\text{O}^{2-}$
d) ${}_{15}\text{P}^{3-}$ i) ${}_{35}\text{Br}^{1-}$
e) ${}_{50}\text{Sn}^{4+}$ j) PO_4^{3-}

5 Distribuição eletrônica

Para os elementos conhecidos (de número atômico até 112) no estado fundamental, n varia de 1 até 7.

Lembre-se de que em Física:

- a energia potencial está relacionada à posição de um corpo (considerando um referencial).
- a energia cinética está relacionada ao movimento de um corpo.

Os fenômenos físicos e químicos conhecidos mostram geralmente que, quanto menor a energia de um sistema, maior a sua estabilidade.

Um átomo no **estado fundamental** possui todos os seus elétrons num estado de **mínima energia** possível (mais estável), e a energia total de cada elétron está relacionada a suas energias potencial e cinética.

- A energia potencial de um elétron na eletrosfera é caracterizada pelo nível de energia que ele ocupa, ou seja, pela sua "posição" no átomo tomando-se o núcleo como referencial. Os níveis de energia são representados pela letra n e são designados por números inteiros que variam de 1 até infinito.
- A energia cinética do elétron é determinada pelo seu movimento na eletrosfera, e está relacionada aos subníveis de energia. Os subníveis de energia são representados pela letra ℓ e são designados por números que variam em função de n , indo de $(n - 1)$ até infinito.

Valores de n (energia potencial)	1	2	3	4	...
Letras que representam n	K	L	M	N	...
Valores de ℓ (energia cinética)	0	0,1	0,1,2	0,1,2,3	...
Letras que representam ℓ	s	s, p	s, p, d	s, p, d, f	...

O número máximo de elétrons de um átomo que podem ter a mesma energia potencial (mesmo n) é calculado pela equação de Rydberg (cuja dedução depende de conhecimentos do Ensino Superior):

$$\text{Número máximo de elétrons com mesmo } n = 2 \cdot n^2$$

Fazendo o cálculo para cada nível de energia n , temos:

Valores de n	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	50	72	98

Pela lógica deduzimos o número máximo de elétrons que pode apresentar a mesma energia cinética (mesmo valor de ℓ). Veja abaixo.

Nível de energia n	Número máximo de elétrons no nível	Subnível(is) de energia ℓ	Representado pela letra	Número máximo de elétrons no subnível
$n = 1$	2 elétrons	$\ell = 0$	s	$s = 2$
$n = 2$	8 elétrons	$\ell = 0, \ell = 1$	s, p	$s = 2, p = 6$
$n = 3$	18 elétrons	$\ell = 0, \ell = 1, \ell = 2$	s, p, d	$s = 2, p = 6, d = 10$
$n = 4$	32 elétrons	$\ell = 0, \ell = 1, \ell = 2, \ell = 3$	s, p, d, f	$s = 2, p = 6, d = 10, f = 14$

Cálculo da energia no subnível

Com base em um estudo mais detalhado da energia dos elétrons de um átomo, o cientista alemão Madelung desenvolveu empiricamente um diagrama de energia (que pode ser deduzido pela Mecânica quântica) apoiado nos seguintes critérios:

- Possui maior energia o elétron que apresentar a maior soma $n + \ell$. Por exemplo: entre dois elétrons que apresentam um estado energético definido respectivamente pelos conjuntos de nível e subnível, 3d e 4s, qual apresenta a maior energia? Vejamos:

$$\begin{array}{l} \text{elétron} \\ \text{em 3d} \end{array} \begin{cases} n = 3 \text{ (nível)} \\ \ell = 2 \text{ (subnível)} \end{cases} \quad \text{ou} \quad \begin{array}{l} \text{elétron} \\ \text{em 4s} \end{array} \begin{cases} n = 4 \text{ (nível)} \\ \ell = 0 \text{ (subnível)} \end{cases}$$

$$n + \ell = 3 + 2 \Rightarrow n + \ell = 5 \quad n + \ell = 4 + 0 \Rightarrow n + \ell = 4$$

Concluimos que o elétron em 3d ($n + \ell = 5$) encontra-se num estado de maior energia que o elétron em 4s ($n + \ell = 4$).

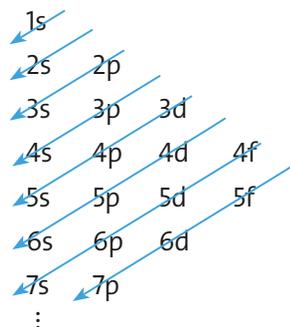
- Entre dois elétrons que possuem igual soma ($n + \ell$), terá maior energia o elétron que apresentar maior valor de n .

$$\begin{array}{l} \text{elétron} \\ \text{em 5p} \end{array} \begin{cases} n = 5 \text{ (nível)} \\ \ell = 1 \text{ (subnível)} \end{cases} \quad \text{ou} \quad \begin{array}{l} \text{elétron} \\ \text{em 6s} \end{array} \begin{cases} n = 6 \text{ (nível)} \\ \ell = 0 \text{ (subnível)} \end{cases}$$

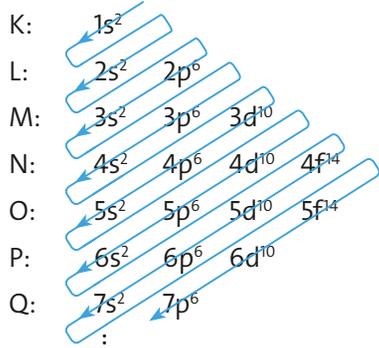
$$n + \ell = 5 + 1 \Rightarrow n + \ell = 6 \quad n + \ell = 6 + 0 \Rightarrow n + \ell = 6$$

Concluimos que o elétron em 6s encontra-se num estado de maior energia que o elétron em 5p, pois está mais afastado do núcleo.

O aumento de energia é indicado no diagrama pelas setas paralelas a partir da primeira diagonal. Para os elétrons dos elementos químicos conhecidos, o diagrama de energia terá o seguinte aspecto:



Fazendo a distribuição dos elétrons neste diagrama para o elemento de $Z = 112$, ^{112}Cn , respeitando o número máximo de elétrons que apresentam mesma energia potencial e cinética, temos:



O artigo "Theoretical Justification of Madelung's rule" (disponível em: <<http://jchemed.chem.wisc.edu/journal/issues/1979/Nov/index.html>>, acesso em: 12 ago. 2015) mostra a base teórica das regras utilizadas no desenvolvimento do diagrama de energia.



O bromo é líquido à temperatura ambiente.

Elétrons mais energéticos e elétrons de valência

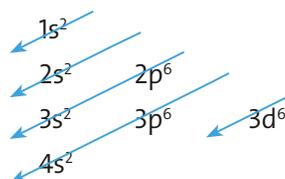
A “distribuição de elétrons” no átomo deve ser feita necessariamente em **ordem de energia**, que é indicada pelas setas no diagrama. A distribuição eletrônica em ordem energética termina com os **elétrons mais energéticos** do átomo no estado fundamental, ou seja, aqueles que possuem a maior energia potencial e cinética (que não são necessariamente os mais externos do átomo).

Uma vez distribuídos, porém, esses elétrons ficam dispostos uns em relação aos outros em determinada **ordem geométrica**, que é indicada apenas pela ordem de energia potencial, ou seja, pelo valor de n , e termina com os **elétrons mais externos** do átomo.

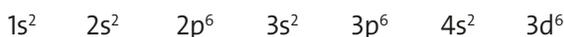
O **nível de energia mais externo** de um átomo no estado fundamental é denominado **camada de valência**. A camada de valência é ocupada pelos **elétrons de valência**.

Observe os exemplos a seguir com os elementos ferro e bromo.

- Distribuição eletrônica do átomo de ferro ($Z = 26$) no diagrama de energia:

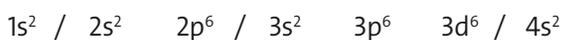


Escrevendo a distribuição eletrônica por extenso em ordem crescente de energia (ordem das diagonais), temos:



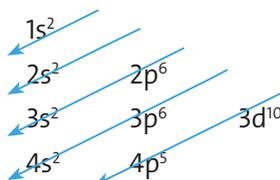
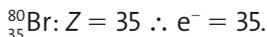
Os elétrons **mais energéticos** do átomo de ferro no estado fundamental são os que possuem o estado de energia: $3d^6$.

Escrevendo a distribuição por extenso em **ordem geométrica** (ordem crescente de n , como vemos a seguir), temos:



A camada de valência (a última camada), observada após o preenchimento dos elétrons em ordem geométrica, contém os **elétrons mais externos**, que são os **elétrons de valência**: $4s^2$. Logo, o átomo de ferro possui 2 elétrons de valência no nível 4, no estado fundamental.

- Distribuição eletrônica do átomo de bromo ($Z = 35$) no diagrama de energia:



Escrevendo a distribuição eletrônica do bromo por extenso em **ordem geométrica**, isto é, em ordem crescente de n , temos:



Os elétrons da camada de valência do bromo são: $4s^2 4p^5$. O átomo de bromo possui 7 elétrons de valência.

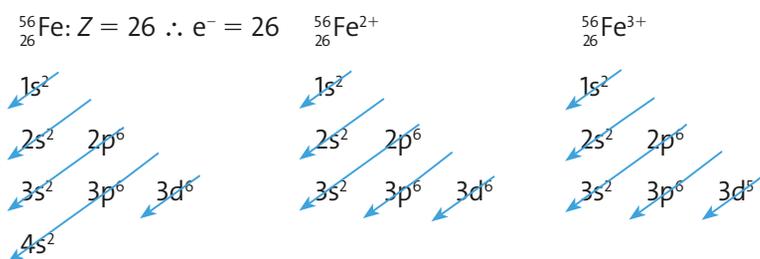
Distribuição eletrônica de íons

Quando for necessário fazer a distribuição eletrônica para um íon no estado fundamental, devemos sempre partir do átomo neutro para depois retirar ou acrescentar os elétrons que foram perdidos ou ganhos.

Distribuição eletrônica de um cátion

Para obter a distribuição eletrônica de um cátion, devem-se retirar os elétrons que foram perdidos **a partir do nível e do subnível mais externos do átomo no estado fundamental**.

Por exemplo, para fazer a distribuição eletrônica dos cátions ferro II, ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{2+}$, e ferro III, ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{3+}$, partimos do átomo de ferro no estado fundamental: ${}_{26}^{56}\text{Fe}$.



O cátion ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{2+}$ possui 2 elétrons a menos, que serão retirados do nível e do subnível mais externos, o 4s.

O total de elétrons passa a ser 24, e a configuração eletrônica passa a ser: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$.

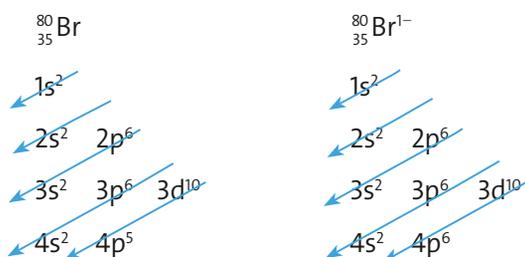
O cátion ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{3+}$ possui 3 elétrons a menos, que serão retirados do nível e do subnível mais externos em ordem geométrica decrescente, primeiro o 4s e depois o 3d.

O total de elétrons passa a ser 23, e a configuração eletrônica passa a ser: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$.

Distribuição eletrônica de um ânion

Para obter a distribuição eletrônica de um ânion, devem-se adicionar os elétrons que foram ganhos **no nível e no subnível mais externos, que estiverem incompletos, do átomo no estado fundamental**.

Por exemplo, para fazer a distribuição eletrônica do ânion brometo, ${}_{35}^{80}\text{Br}^{1-}$, partimos do átomo de bromo no estado fundamental: ${}_{35}^{80}\text{Br}$.



O ânion ${}_{35}^{80}\text{Br}^{1-}$ possui 1 elétron a mais, que será adicionado no nível e no subnível mais externos, o 4p.

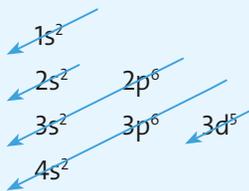
O total de elétrons passa a ser 36, e a configuração eletrônica passa a ser: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

Exercício resolvido

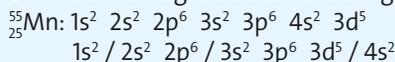
3 Se contarmos o número de elétrons do cátion manganoso, ${}^{55}\text{Mn}^{2+}$, e do átomo de vanádio, ${}^{51}\text{V}$, no estado fundamental, veremos que ambos possuem 23 elétrons. Podemos então afirmar que suas distribuições eletrônicas também são iguais? Justifique.

Resolução

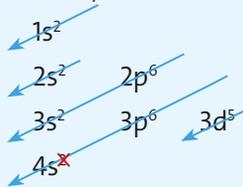
São diferentes porque os elétrons se distribuem no átomo em ordem de energia, mas a formação do cátion ocorre com a perda dos elétrons de valência (mais externos). Distribuição eletrônica do átomo de manganês, ${}^{55}\text{Mn}$:



Em ordem energética e em ordem geométrica:

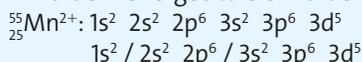


Distribuição eletrônica do cátion manganoso, ${}^{55}\text{Mn}^{2+}$:

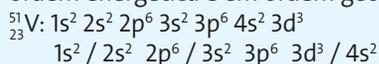


O átomo perde elétrons da última camada.

Em ordem energética e em ordem geométrica:



Distribuição eletrônica do átomo de vanádio, ${}^{51}\text{V}$, em ordem energética e em ordem geométrica:



Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

17 Forneça a configuração eletrônica – segundo o diagrama de energia – dos elementos a seguir no estado fundamental, em ordem energética e em ordem geométrica.

- a) Fósforo: ${}^{31}\text{P}$
b) Manganês: ${}^{55}\text{Mn}$

18 (Fuvest-SP) A seguir são mostradas quatro configurações eletrônicas:

- I. $1s^2 2s^2 2p^6$.
II. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
III. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
IV. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- a) Qual das configurações corresponde a cada um dos átomos Cl, Mg, Ne?
b) Quais configurações apresentam o mesmo número de elétrons na camada de valência? (Dados os números atômicos: Cl = 17, K = 19, Al = 13, Ne = 10 e Mg = 12).

19 (Uerj) O selênio é um elemento químico essencial ao funcionamento do organismo, e suas principais fontes são o trigo, as nozes e os peixes. Nesses alimentos, o selênio está presente em sua forma aniônica ${}^{34}\text{Se}^{2-}$. Existem na natureza átomos de outros elementos químicos com a mesma distribuição eletrônica desse ânion. O símbolo químico de um átomo que possui a mesma distribuição eletrônica desse ânion está indicado em:

- a) ${}^{36}\text{Kr}$.
b) ${}^{35}\text{Br}$.
c) ${}^{33}\text{As}$.
d) ${}^{52}\text{Te}$.

20 Faça a distribuição eletrônica para os íons abaixo. Verifique se esses íons adquirem configuração eletrônica de gás nobre e, em caso afirmativo, indique qual.

- a) Cátion cálcio: ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$.
b) Cátion gálio: ${}_{31}\text{Ga}^{3+}$.
c) Cátion cobre II: ${}_{29}\text{Cu}^{2+}$.
d) Cátion céσιο: ${}_{55}\text{Cs}^{+}$.
e) Cátion titanoso: ${}^{48}\text{Ti}^{2+}$.
f) Cátion estanho IV: ${}_{50}\text{Sn}^{4+}$.
g) Ânion cloreto: ${}_{17}\text{Cl}^{1-}$.
h) Ânion fosfeto: ${}_{15}\text{P}^{3-}$.
i) Ânion metaneto: ${}_{6}\text{C}^{4-}$.
j) Ânion iodeto: ${}^{127}\text{I}^{1-}$.

21 Quando se compara o átomo neutro de enxofre, S, com o ânion sulfeto, S^{2-} , verifica-se que o ânion possui:

- a) dois elétrons a mais, o mesmo número de prótons e raio da eletrosfera menor.
b) dois prótons a menos, o mesmo número de elétrons e raio da eletrosfera maior.
c) um elétron a mais, o mesmo número de prótons e raio da eletrosfera menor.
X d) dois elétrons a mais, o mesmo número de prótons e raio da eletrosfera maior.
e) dois prótons a mais, o mesmo número de elétrons e o mesmo tamanho de raio da eletrosfera.

6) Descoberta da lei periódica

Dizemos que um evento é periódico quando ele se repete regularmente em função de determinado parâmetro.

Cada intervalo entre uma repetição e outra é denominado período, e cada período corresponde a uma variação que vai de um mínimo a um máximo ou, ao contrário, de um máximo a um mínimo.

O conhecimento acumulado no século XVIII sobre o comportamento dos elementos químicos fez os cientistas notarem que as propriedades de certos grupos de elementos variavam periodicamente.

Essa constatação gerou várias tentativas de agrupar ou classificar os elementos em função da semelhança de propriedades.

Mendeleyev foi o único que procurou relacionar todos os elementos em uma única classificação, e em 1869 formulou a chamada lei periódica:

As propriedades dos elementos, assim como as fórmulas e propriedades das substâncias simples e compostas que eles formam, são funções periódicas de suas massas atômicas.

Na tabela de Mendeleyev os elementos eram distribuídos em linhas, de tal modo que elementos quimicamente semelhantes eram encontrados em uma mesma coluna vertical.

Mendeleyev deslocou de uma coluna para outra os elementos com propriedades diferentes dos outros membros do grupo. Surgiram então algumas lacunas que Mendeleyev destinou a elementos ainda não descobertos, denominados ecaboro, ecalumínio e ecassilício.

Para prever as propriedades do ecaboro, Mendeleyev raciocinou: o ecaboro encontra-se entre o cálcio (massa atômica 40) e o titânio (massa atômica 48), logo:

$$\frac{40 + 48}{2} = 44 \text{ (massa atômica do ecaboro)}$$

Além disso, ele deve formar com o oxigênio um análogo dos óxidos de boro e de alumínio, X_2O_3 . Deve ser um metal leve, já que se encontra entre o cálcio e o titânio, e a sua densidade relativa pode ser determinada com base nas dos seus vizinhos (cálcio, 1,5, e titânio, 4,5):

$$\frac{1,5 + 4,5}{2} = 3,0 \text{ (densidade do ecaboro)}$$

Procedendo desse modo, Mendeleyev “previa” as propriedades químicas de elementos que ainda não haviam sido descobertos.

Várias previsões de Mendeleyev foram confirmadas e, embora mais tarde ficasse provada que a periodicidade das propriedades dos elementos é função do número atômico, e não da massa atômica, a tabela de Mendeleyev não perdeu a validade.

A lei periódica atual foi formulada em 1913 por Moseley, que provou que as propriedades dos elementos variavam periodicamente em função do número de prótons:

Muitas propriedades químicas e físicas dos elementos e das substâncias simples que eles formam variam periodicamente em função de seus números atômicos.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Em 1875, o químico francês Paul Émile Lecoq de Boisbaudran (1838-1912) isolou um novo elemento a partir de um mineral encontrado nos Pireneus, que foi chamado de gálio, em homenagem a sua pátria, a França, cujo antigo nome era Gália. Pouco tempo depois de comunicar sua descoberta à Academia de Ciências de Paris, Lecoq recebeu uma carta de Mendeleyev dizendo que todas as propriedades do gálio estavam corretas, exceto sua densidade. O cientista francês resolveu então verificar novamente a densidade do seu elemento, observando que havia se enganado e que Mendeleyev, mesmo sem nunca ter visto o metal, estava correto.

7 A tabela periódica atual

Na tabela periódica atual, os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico (Z), de modo a formar sete períodos (linhas) e dezoito grupos ou famílias (colunas).

Elementos representativos: nome das famílias

1. metais alcalinos (exceto o hidrogênio)
2. metais alcalinoterrosos
13. família do boro
14. família do carbono
15. família do nitrogênio
16. calcogênios
17. halogênios
18. gases nobres

1		Famílias ou grupos (colunas)										13 14 15 16 17						18	Períodos (linhas)
1H																		2He	1º período
3Li	4Be											5B	6C	7N	8O	9F	10Ne	2º período	
11Na	12Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar	3º período	
19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr	4º período	
37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe	5º período	
55Cs	56Ba	lanf	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn	6º período	
87Fr	88Ra	act	104Rf	105Db	106Sg	107Bh	108Hs	109Mt	110Ds	111Rg	112Cn	113Uut	114Fl	115Uup	116Lv	117Uus	118Uuo	7º período	

57La	58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu	6º período: lantanídeos
89Ac	90Th	91Pa	92U	93Np	94Pu	95Am	96Cm	97Bk	98Cf	99Es	100Fm	101Md	102No	103Lr	7º período: actinídeos

 Elementos representativos.

 Elementos de transição ou transição externa.

 Elementos de transição interna.

 Elementos considerados à parte. Não correspondem a nenhuma classificação na tabela periódica.

As propriedades químicas dependem diretamente do número de elétrons na camada de valência do átomo no estado fundamental. O número de elétrons na camada de valência determina não só os tipos de ligação que os átomos podem estabelecer para formar substâncias como também as propriedades e os tipos de reação que essas substâncias apresentam. Isso nos leva à seguinte conclusão:

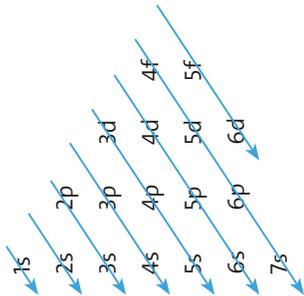
As propriedades químicas dos elementos podem ser previstas com base na distribuição eletrônica do átomo no estado fundamental.

Concluímos então que o diagrama de energia fornece indicações claras sobre as propriedades químicas dos elementos.

Forma longa da tabela periódica

- O 1º período contém 2 elementos: muito curto.
- O 2º período contém 8 elementos: curto.
- O 3º período contém 8 elementos: curto.
- O 4º período contém 18 elementos: longo.
- O 5º período contém 18 elementos: longo.
- O 6º período contém 32 elementos: muito longo.
- O 7º período contém 26 elementos: incompleto.

O subnível indicado em cima de cada coluna é o mais energético desse grupo de tomos de acordo com o diagrama de Linus Pauling.



Representativos	Transição interna										Transição ou transição externa										Representativos														
$n = 1$	f_1	f_2	f_3	f_4	f_5	f_6	f_7	f_8	f_9	f_{10}	f_{11}	f_{12}	f_{13}	f_{14}	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6	s^1				
$1H$															Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	B	C	N	O	F	Ne	$2He$				
$n = 2$															Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Al	Si	P	S	Cl	Ar					
$n = 3$															Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
$n = 4$															Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
$n = 5$															La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
$n = 6$															Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Pb	Bi	Po	At	Rn	Uuo	
$n = 7$																									Uut	Fll	Uup	Lvl	Jus	Uus					
																									Uut	Fll	Uup	Lvl	Jus	Uus					

Na configuração eletrônica, n representa o último nível de energia do tomo, $(n - 1)$ representa o penúltimo nível de energia, $(n - 2)$ representa o antepenúltimo nível, e assim por diante, para o tomo do elemento químico no estado fundamental.

A tabela e o diagrama de energia

A primeira relação entre a tabela periódica e o diagrama de energia é a seguinte:

O número n de níveis de energia preenchido com os elétrons do átomo no estado fundamental indica o período da tabela periódica (linha) ocupado pelo elemento.

Observe os exemplos a seguir:

Elemento	Distribuição eletrônica no estado fundamental em ordem geométrica	Níveis de energia ocupados por elétrons	Período que ocupa na tabela periódica
Carbono	${}^{12}_6\text{C}: 1s^2/2s^2 2p^2$	2 níveis de energia	2º período
Magnésio	${}^{24}_2\text{Mg}: 1s^2/2s^2 2p^6/3s^2$	3 níveis de energia	3º período
Titânio	${}^{48}_2\text{Ti}: 1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^6 3d^2/4s^2$	4 níveis de energia	4º período
Tungstênio	${}^{184}_{74}\text{W}: 1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^6 3d^{10}/4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}/5s^2 5p^6 5d^4/6s^2$	6 níveis de energia	6º período

A segunda relação entre a tabela periódica e o diagrama de energia é:

O elétron mais energético do átomo no estado fundamental indica a família ou grupo (coluna) do elemento.

Observe os exemplos a seguir:

Grupo	Elementos	Família	Configuração terminando em
1	Li, Na, K, Rb, Cs e Fr	Metais alcalinos	ns^1 (com $n \neq 1$)
2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra	Metais alcalinoterrosos	ns^2 (com $n \neq 1$)
13	B, Al, Ga, In e Tl	Família do boro	$ns^2 np^1$
14	C, Si, Ge, Sn e Pb	Família do carbono	$ns^2 np^2$
15	N, P, As, Sb e Bi	Família do nitrogênio	$ns^2 np^3$
16	O, S, Se, Te e Po	Calcogênios	$ns^2 np^4$
17	F, Cl, Br, I, At	Halogênios	$ns^2 np^5$
18	He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn	Gases nobres	$1s^2$ ou $ns^2 np^6$ (se $n > 1$)

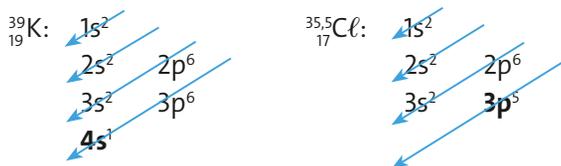
Note que nesse quadro o elétron mais energético do átomo no estado fundamental ocupa um subnível **s** ou **p**. Esses elementos são ditos representativos.

Elementos que possuem o elétron mais energético em subnível **d** ou **f** são de transição (transição externa) ou de transição interna.

Elementos representativos

São aqueles que apresentam o elétron mais energético em um subnível **s** ou **p**.

Exemplos: potássio, ${}^{39}_{19}\text{K}$, e cloro, ${}^{35,5}_{17}\text{Cl}$.



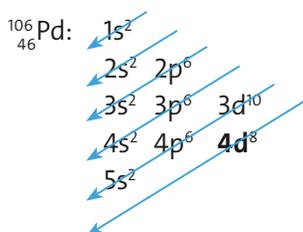
O elemento que possui configuração eletrônica **$1s^1$** é o **hidrogênio**, e ele não é um metal alcalino. Na realidade, é um elemento representativo classificado à parte dos outros elementos.

Segundo a nova recomendação da IUPAC, os elementos representativos ocupam os grupos ou as famílias 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18.

Elementos de transição ou de transição externa

São aqueles que possuem o elétron mais energético do átomo no estado fundamental em um subnível **d** incompleto, ou seja, que apresentam configuração eletrônica terminando em: **$ns^2 (n-1)d^{1 \text{ até } 8}$** .

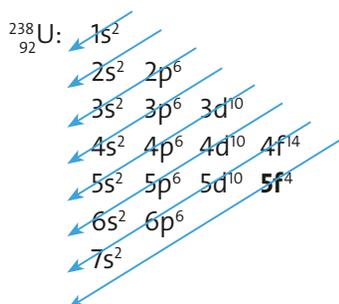
Exemplo: paládio, ${}^{106}_{46}\text{Pd}$.



Elementos de transição interna

São aqueles que possuem o elétron mais energético do átomo no estado fundamental em um subnível **f** incompleto, ou seja, que possuem a configuração eletrônica terminando em: **$ns^2 (n-2)f^{1 \text{ até } 13}$** .

Exemplo: urânio, ${}^{238}_{92}\text{U}$.



Nem todos os elementos seguem a distribuição eletrônica prevista pelo diagrama de energia. Apesar disso, a **posição** que todos ocupam na tabela periódica é a fornecida pelo diagrama, independentemente da sua distribuição eletrônica real.

Nos elementos que possuem configuração $ns^2 (n-1)d^9$, Cu, Ag e Au, um elétron do subnível **s** sofre uma transição eletrônica para o subnível **d**, de modo a adquirir a configuração $ns^1 (n-1)d^{10}$. Os elementos que apresentam configuração $ns^2 (n-1)d^{10}$, Zn, Cd e Hg, também possuem o subnível **d** completo e, assim, devem ser considerados à parte (não são elementos de transição externa). Os elementos que possuem configuração $ns^2 (n-2)f^{14}$, Yb e No, devem ser considerados à parte (não são elementos de transição interna).

8) Classificação dos elementos

O conhecimento atual das propriedades dos elementos químicos nos permite reuni-los em cinco grupos diferentes – metais, ametais, semimetais, gases nobres e hidrogênio –, considerando as principais propriedades químicas e as características físicas das substâncias simples que eles formam.

Metais

Dos 118 elementos químicos que constam na tabela atualmente, 96 são metais, sendo 28 representativos, 38 de transição e 30 de transição interna, de acordo com o diagrama de energia.

A principal característica química dos metais é a sua **tendência a formar cátions** (íons positivos) ao constituir substâncias simples ou compostas.

Fisicamente, os metais apresentam as seguintes características:

- são bons condutores de calor e de eletricidade;
- são maleáveis, ou seja, podem ser transformados em lâminas;
- são dúcteis, isto é, podem ser transformados em fios;
- possuem brilho metálico característico;
- possuem cor entre acinzentado e prateado, com exceção do ouro, que é dourado, e do cobre, que é avermelhado;
- são sólidos a 25 °C e 1 atm (com exceção do mercúrio, que é líquido nessas condições).

Os metais alcalinos e alcalinoterrosos não são como os metais que estamos acostumados a ver em nosso dia a dia.

O sódio metálico, por exemplo, é um sólido brando (que cede facilmente à pressão) e pode ser cortado com uma faca comum, mas é preciso tomar muito cuidado e usar luvas de borracha ao manuseá-lo. É prateado, oxida rapidamente no ar e reage violentamente com a água, como mostra a foto ao lado.

À temperatura ambiente, possui consistência de cera, tornando-se quebradiço a baixa temperatura. Deve ser armazenado imerso em óleo mineral ou querosene. Apresenta risco elevado de incêndio em contato com a água em qualquer estado. Queima espontaneamente no ar seco quando é aquecido (nesse caso, para extinguir o fogo utiliza-se sal ou cal).



Charles D. Winters/LatinStock

Reação entre sódio metálico e água. Essa reação libera uma grande quantidade de energia e pode causar sérios acidentes.

Não metais ou ametais

Os ametais formam um grupo de quinze elementos: boro, carbono, nitrogênio, silício, fósforo, enxofre, selênio, flúor, cloro, arsênio, bromo, telúrio, iodo e astato, que apresentam como principal característica química a tendência a formar ânions (íons negativos) ao constituir substâncias compostas.

Fisicamente, os ametais apresentam-se de maneira inversa aos metais, salvo algumas exceções.

De modo geral temos o seguinte:

- não são bons condutores de calor (são isolantes térmicos);
- não são bons condutores de eletricidade (a maioria dos ametais atua como isolantes elétricos);
- não possuem brilho característico como os metais.

As exceções são o iodo, $I_2(s)$, um sólido cinza-escuro com brilho metálico, e a grafita, uma forma alotrópica do carbono, $C_n(s)$, que também possui brilho “metálico” e é um bom condutor de calor e eletricidade.

Gases nobres

Os gases nobres são um conjunto de seis elementos: hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio.

Apresentam como principal característica a inércia química. São relativamente raros e os únicos encontrados na natureza na forma de átomos isolados. Apesar de os cientistas conseguirem obter em laboratório vários compostos de gases nobres (como os óxidos de xenônio, XeO_3 e XeO_4), esses elementos não formam compostos espontaneamente, pois são muito estáveis na forma isolada e não possuem tendência a doar ou a receber elétrons.

Hidrogênio

O hidrogênio é um elemento atípico, não se enquadra em nenhum grupo da tabela periódica. É o mais simples dos átomos e, no estado fundamental, possui apenas um nível de energia com um único elétron.

É encontrado na forma de $H_2(g)$ nas altas camadas da atmosfera ou combinado a outros elementos, principalmente ao oxigênio (ametal), formando a água. Mas também forma compostos com metais e semimetais (os hidretos), e seu comportamento químico se modifica sensivelmente em cada caso.

É o elemento mais abundante do Universo ($\approx 90\%$ em massa) e o nono mais abundante da Terra, considerando % em massa ($\approx 0,88\%$), ou o terceiro, considerando % em número de átomos.

Os elementos boro, silício, germânio, arsênio, antimônio, telúrio e polônio, por terem propriedades intermediárias às dos metais e dos ametais, chegaram a ser classificados como semimetais.

As principais características físicas desses elementos são:

- brilho típico semimetálico;
- semicondução de corrente elétrica.

Atualmente, segundo recomendações da IUPAC, esses elementos são divididos em metais e ametais. Por esse critério são considerados metais o germânio, o antimônio e o polônio, e não metais o boro, o silício, o arsênio e o telúrio.

Fotos: Kraak@Shutterstock/Glow Images



Gases nobres utilizados em letreiros luminosos.

De onde vem... para onde vai?



Ferro metálico

Quase tudo em nossa vida depende da siderurgia – indústria do ferro, que fornece a matéria-prima que movimenta praticamente todas as grandes indústrias: fabricação de ferramentas de trabalho, material ferroviário, construção civil, veículos de transporte, fabricação de máquinas e ferramentas agrícolas, construção naval, tecelagem, produtos químicos, material elétrico, bélico, etc. Há quem diga que o grau de progresso e a riqueza de uma nação podem ser avaliados pelo consumo de produtos siderúrgicos.

O aço (principal produto da siderúrgica) é uma das ligas metálicas mais utilizadas. Possui inúmeras aplicações e serve de base para a produção de outras ligas. A obtenção do aço segue os mesmos caminhos da obtenção do ferro metálico.

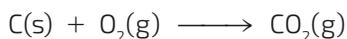
O ferro metálico só é encontrado na natureza na forma de meteoritos. Por isso é tão raro. Já sob a forma de minérios, dos quais o mais importante é a hematita, $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$, é bastante comum. O Brasil possui imensas jazidas de minérios de ferro de ótima qualidade (com 60% a 70% de pureza).

Na hematita, o ferro apresenta-se na forma de cátion, Fe^{3+} . Assim, a obtenção de ferro metálico, $\text{Fe}(\text{s})$, consiste, em última análise, em fazer o cátion ferro receber 3 elétrons (processo denominado redução).

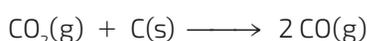
A temperatura de fusão da hematita é da ordem de 1560 °C. Para otimizar o processo de fusão desse minério, utiliza-se um fundente, isto é, uma substância que reage com as impurezas (ganga) do minério, produzindo compostos de fácil separação (escória) e permitindo que se obtenha uma mistura de temperatura de fusão mais baixa. O calcário, $\text{CaCO}_3(\text{s})$, atua como fundente da hematita.

O coque (carbono amorfo, $\text{C}(\text{s})$, com mais de 90% de pureza) é utilizado para promover a redução da hematita, isto é, a transformação do cátion Fe^{3+} em ferro metálico, $\text{Fe}(\text{s})$.

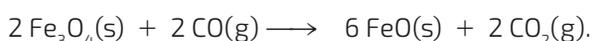
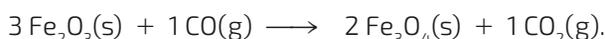
Inicialmente, o coque, em presença de excesso de oxigênio, $\text{O}_2(\text{g})$, fornecido pelo ar, produz gás carbônico, $\text{CO}_2(\text{g})$.



O gás carbônico, $\text{CO}_2(\text{g})$, reage com o carvão coque, $\text{C}(\text{s})$, que alimenta o alto-forno, produzindo monóxido de carbono, $\text{CO}(\text{g})$.



O monóxido de carbono formado irá então reduzir o ferro da hematita (transformar o cátion ferro, Fe^{3+} , em ferro metálico, $\text{Fe}(\text{s})$) de acordo com as seguintes etapas:



Equação completa do processo:



Simplificando os coeficientes, temos a equação geral de obtenção do ferro:



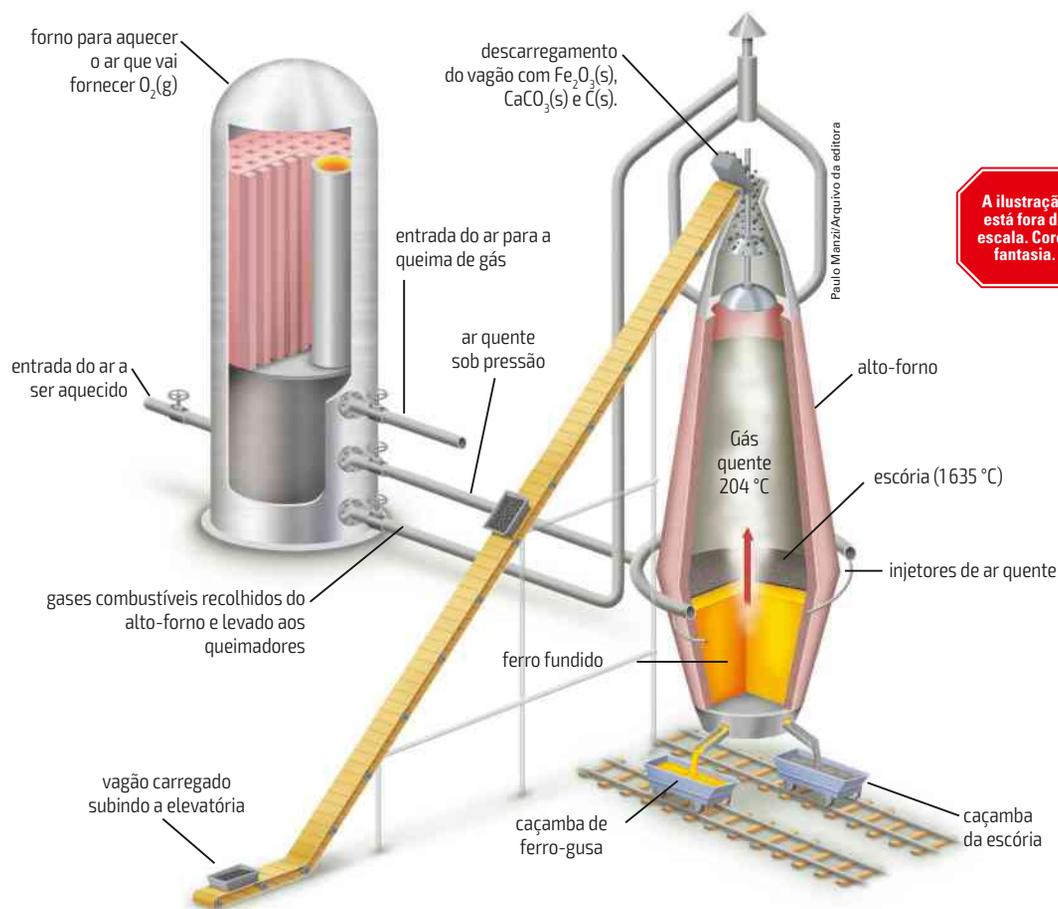
O ferro assim obtido é chamado **ferro-gusa** e contém um teor de carbono entre **2%** e **5%**.

Para produzir o **aço**, cujo teor de carbono varia entre **0,5%** e **1,7%**, o ferro-gusa é tratado em fornos especiais.

Pela descarbonização quase total do ferro-gusa, por meio de um processo inglês denominado pudlagem, obtém-se o **ferro doce**, com teor de carbono **menor que 0,5%**.

O ferro é o metal mais utilizado mundialmente: representa cerca de 95% em peso da produção mundial de metais (devido ao seu baixo preço e dureza). O aço é a liga metálica de ferro mais conhecida e utilizada. Variando-se a porcentagem de carbono e acrescentando-se outros elementos (metálicos e não metálicos) ao ferro, é possível obter ligas (misturas homogêneas) com as mais diferentes propriedades.

O esquema a seguir mostra o funcionamento geral de um alto-forno para a obtenção de ferro-gusa.



Trabalho em equipe

O carvão é essencial na produção de ferro, mas sua obtenção nem sempre ocorre segundo as leis trabalhistas. Em Goiás e no sudeste do Pará, a produção de carvão é feita em um conjunto de fornos do tipo “rabo-quente”. Além dos problemas ambientais causados por esses fornos, a questão relativa às condições altamente insalubres e desumanas a que os trabalhadores são submetidos é preocupante. A enorme temperatura a que chegam tais fornos propaga uma grande quantidade de calor para os corpos dos trabalhadores que exercem suas atividades no seu entorno.

- Pesquise na internet quais as consequências para o organismo do trabalhador que fica exposto a um ambiente com temperatura elevada sem equipamento de proteção individual (EPI).
- Quais os outros danos ambientais que advêm da produção de carvão vegetal, além da destruição da vegetação nativa?
- Qual o destino do ferro-gusa produzido nos estados do Pará e do Maranhão?

A sala pode ser dividida em grupos. Cada grupo irá pesquisar um tópico e apresentá-lo aos demais. Após as apresentações, pode-se fazer um debate para discutir o tema.

Exercício resolvido

4 A seguir destacamos um trecho da tabela periódica em que registramos algumas propriedades dos elementos representados por símbolos genéricos. Seguindo o raciocínio de Mendeleev, determine o valor das propriedades que estão faltando para o elemento X.

Dados: MA = massa atômica fornecida em u; d = densidade em g/cm^3 a 20°C ; e TE = temperatura de ebulição em $^\circ\text{C}$.

Resolução

As propriedades do elemento X podem ser “previstas” por meio da média aritmética das propriedades dos elementos que ocupam o mesmo período que X.

$$MA = \frac{88,906 + 92,906}{2} \Rightarrow MA = 90,906 \text{ ou } 91 \text{ u}$$

$$d = \frac{4,47 + 8,58}{2} \Rightarrow d = 6,525 \text{ g}/\text{cm}^3$$

$$TE = \frac{2500 + 3300}{2} \Rightarrow TE = 2900^\circ\text{C}$$

	MA = 47,867 $d = 4,51$ TE = 3 000	A	
MA = 88,906 $d = 4,47$ TE = 2 500	B	MA = ? $d = ?$ TE = ?	X
	MA = 178,49 $d = 13,31$ TE = 3 200	D	MA = 92,906 $d = 8,58$ TE = 3 300
			C

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

22 (Uerj) Um dos elementos químicos que têm se mostrado muito eficientes no combate ao câncer de próstata é o selênio (Se). Com base na Tabela de Classificação Periódica dos Elementos, os símbolos de elementos com propriedades químicas semelhantes ao selênio são:

- a) Cl, Br, I. c) P, As, Sb.
 X b) Te, S, Po. d) As, Br, Kr.

23 Forneça o número da família e do período ocupado pelos elementos cujos números atômicos são fornecidos abaixo. Indique se o elemento é representativo, de transição ou de transição interna.

- a) $Z = 14$ b) $Z = 37$ c) $Z = 42$

24 (UFPI) Assinale a alternativa em que o elemento químico cuja configuração eletrônica, na ordem crescente de energia, finda em $4s^2 3d^3$.

- a) Grupo 3 e 2º período.
 b) Grupo 14 e 2º período.
 c) Grupo 14 e 5º período.
 X d) Grupo 5 e 4º período.
 e) Grupo 15 e 3º período.

25 (Uece) O elemento químico de $Z = 54$ possui em sua camada de valência a configuração $5s^2 5p^6$. Os elementos de $Z = 52$ e $Z = 56$ pertencem às famílias dos:

- a) calcogênios e alcalinos.
 b) calcogênios e halogênios.
 X c) calcogênios e alcalinoterrosos.
 d) halogênios e alcalinos.
 e) halogênios e alcalinoterrosos.

26 (UFS-SE) O conjunto das propriedades de um metal determina sua utilização comercial. O ferro, por exemplo, é utilizado na sustentação de edifícios por ser muito resistente; no entanto, enferruja facilmente. O alumínio, por sua vez, embora não apresente a mesma resistência que o ferro, não sofre corrosão quando exposto ao ar livre, por isso pode ser utilizado em estruturas de janelas, portas, grades, etc., sem a proteção de tinta, necessária nas estruturas de ferro. Assinale o item que corresponde a outros metais utilizados comercialmente.

- a) Prata, bromo, ouro e nitrogênio.
 b) Cobre, carbono, enxofre e oxigênio.
 X c) Prata, ouro, cobre e magnésio.
 d) Magnésio, mercúrio, enxofre e cloro.
 e) Chumbo, bromo, hélio e bismuto.

27 (Vunesp-SP) Considerando-se as propriedades dos elementos químicos e a tabela periódica, é incorreto afirmar:

- a) um metal é uma substância que conduz a corrente elétrica, é dúctil e maleável.
 b) um não metal é uma substância que não conduz a corrente elétrica, não é dúctil nem maleável.
 c) um semimetal tem aparência física de um metal, mas tem comportamento químico semelhante ao de um não metal.
 X d) a maioria dos elementos químicos é constituída de ametais.
 e) os gases nobres são monoatômicos.

9) Propriedades periódicas

A seguir, veremos algumas propriedades importantes dos elementos químicos e como essas propriedades variam periodicamente em função de seus números atômicos.

Raio atômico

A medida do raio de um átomo isolado não pode ser feita com precisão, pois a eletrosfera não possui um limite determinado.

Assim, para medir o raio atômico, usa-se a técnica de difração por raios X, que consiste em fazer um feixe de raios X atravessar uma amostra de um material sólido constituído por átomos ou íons de um único elemento químico.

Esses átomos ou íons provocam um desvio na trajetória do feixe de raios X que incide sobre eles, para, em seguida, impressionar uma chapa fotográfica.

A imagem registrada indica a posição dos núcleos dos átomos no material, assim como a distância d que há entre eles.

A metade dessa distância, isto é, $d/2$, é por definição a medida do raio atômico do elemento.

Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora



A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Os valores dos raios atômicos dos elementos em nanômetros, medidos experimentalmente, são tabelados, mas o importante é percebermos como varia o raio atômico em uma família e em um período da tabela periódica, pois o comportamento dos elementos e muitas de suas propriedades podem ser explicados com base nessa informação.

Variação do raio atômico em uma família

Cada elemento de uma mesma família da tabela ocupa um período distinto, relacionado ao número de níveis de energia que o átomo possui no estado fundamental.

Desse modo, o átomo do elemento que ocupa o 1º período e possui apenas um nível de energia tem o raio atômico menor do que o átomo do elemento que ocupa o 2º período e possui dois níveis de energia, o que nos leva à seguinte conclusão:

Em uma família da tabela periódica, o raio atômico aumenta de cima para baixo, conforme aumenta o número atômico e, portanto, o número de níveis de energia do átomo no estado fundamental.

Variação do raio atômico em um período

Os elementos de um mesmo período possuem o mesmo número de níveis de energia, mas o átomo tem propriedades elétricas, pois contém cargas positivas no núcleo (prótons) e cargas negativas ao redor (elétrons).

A atração próton/elétron tende a fazer o raio atômico diminuir, e a repulsão elétron/elétron tende a fazer o raio atômico aumentar.

Assim, para concluir como varia o raio atômico dos elementos de um mesmo período, precisamos calcular a **carga nuclear efetiva** (Z_{ef}), que leva em consideração **a atração do núcleo (prótons) pelos elétrons do último nível de energia** (do átomo no estado fundamental), sem esquecer que os elétrons dos níveis internos blindam a atração que o núcleo exerce sobre os elétrons do último nível.

A carga nuclear efetiva é dada por:

$$Z_{ef} = Z - S$$

Z = número atômico (carga nuclear total)

S = número total de elétrons dos níveis internos

Considere, por exemplo, os elementos do 2º período da tabela periódica:

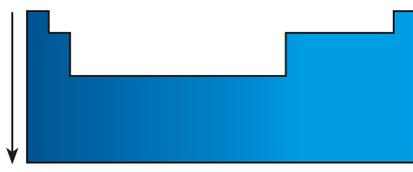
	Li	Be	B	C	N	O	F
Z	3	4	5	6	7	8	9
S	2	2	2	2	2	2	2
Z_{ef}	1	2	3	4	5	6	7

O aumento da carga nuclear efetiva aumenta a atração do núcleo sobre os elétrons do último nível de energia, e o raio atômico diminui.

Como quanto maior o número atômico, maior a carga nuclear efetiva:

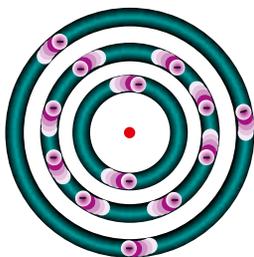
Em um período, o raio atômico aumenta da direita para a esquerda conforme diminui o número atômico, e diminui a atração do núcleo pelos elétrons do último nível de energia.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Aumento do raio atômico nas famílias e nos períodos da tabela

Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora



Átomo de Al



Cátion de Al³⁺

Note que a eletrosfera do átomo neutro é maior do que a do cátion porque, nesse caso, o número de níveis de energia do cátion é menor.

Raio do átomo e raio do íon

Quando um átomo se transforma em íon, perdendo ou ganhando elétrons, o seu raio sofre uma variação significativa.

Raio do átomo em relação ao raio do cátion

Quando o átomo de determinado elemento perde elétrons e se transforma em um íon positivo, **a carga nuclear efetiva aumenta**. Como resultado, o cátion sempre apresenta um raio atômico menor que o respectivo átomo que lhe deu origem.

Exemplo:

átomo de alumínio: ${}_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ (10 elétrons internos)

$$Z_{ef} = Z - S \Rightarrow Z_{ef} = 13 - 10 \Rightarrow Z_{ef} = 3$$

cátion de alumínio: ${}_{13}\text{Al}^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6$ (2 elétrons internos)

$$Z_{ef} = Z - S \Rightarrow Z_{ef} = 13 - 2 \Rightarrow Z_{ef} = 11$$

O raio do átomo é sempre maior que o raio do respectivo cátion.

Raio do átomo em relação ao raio do ânion

Quando o átomo de determinado elemento ganha elétrons e se transforma em um íon negativo, **a carga nuclear efetiva não se altera**, mas acaba sendo parcialmente blindada. Portanto, seu raio aumenta.

Exemplo:

átomo de oxigênio: ${}_8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$ (2 elétrons internos)

$$Z_{\text{ef}} = Z - S \Rightarrow Z_{\text{ef}} = 8 - 2 \Rightarrow Z_{\text{ef}} = 6$$

ânion de oxigênio: ${}_8\text{O}^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6$ (2 elétrons internos)

$$Z_{\text{ef}} = Z - S \Rightarrow Z_{\text{ef}} = 8 - 2 \Rightarrow Z_{\text{ef}} = 6$$

A entrada de dois elétrons no último nível do oxigênio, onde antes só havia seis, provoca uma expansão no nível.

A repulsão elétrica aumenta, e os elétrons se afastam, passando a ocupar um espaço maior.

O raio do átomo é sempre menor que o raio do respectivo ânion.



Série de íons isoeletrônicos

Numa série de íons isoeletrônicos, o número de elétrons, e portanto o número de níveis de energia, é o mesmo. A diferença está apenas no número atômico (carga nuclear) dos íons.

Quanto maior o número atômico, maior será a carga nuclear efetiva e a atração núcleo/último nível de energia, implicando maior força de atração e menor raio.

Numa série de **íons isoeletrônicos**, terá maior raio o íon que tiver menor número atômico.

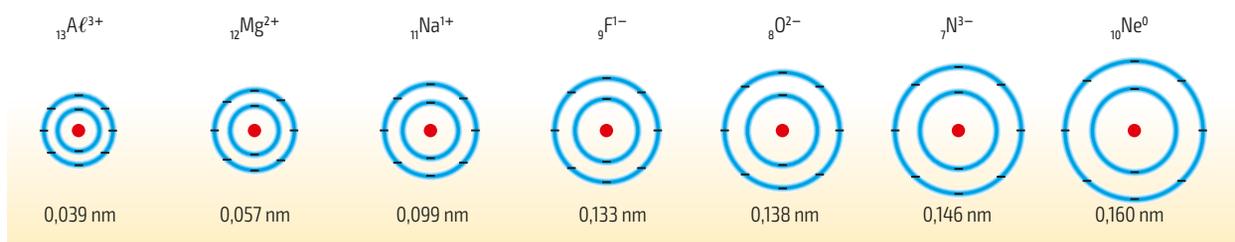
Por exemplo, na série de íons isoeletrônicos ${}_{13}\text{Al}^{3+}$, ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$, ${}_{11}\text{Na}^{1+}$, ${}_9\text{F}^{-1}$, ${}_8\text{O}^{2-}$, ${}_7\text{N}^{3-}$, todos os íons possuem dez elétrons e dois níveis de energia (no estado fundamental).

Logo, o íon que possui o menor número atômico, ${}_7\text{N}^{3-}$, terá o maior raio.

Observe que o átomo de neônio, ${}_{10}\text{Ne}^0$, que é isoeletrônico à série de íons relacionada abaixo, possui o maior raio dessa série porque se mantém na forma de átomo e porque seus átomos tendem a se manter afastados uns dos outros (lembre-se de que o raio atômico é uma medida da distância interatômica).

Assim, os gases nobres sempre serão o maior raio atômico do período em que estão localizados.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Energia de ionização

Quando retiramos um elétron de um átomo isolado, ele **absorve energia** e passa para um estado de maior **instabilidade**. Situação idêntica ocorre com os íons isolados de qualquer elemento químico.

Essa energia necessária para retirar um elétron de um átomo isolado é denominada primeira energia de ionização ou primeiro potencial de ionização e, de acordo com o SI, deve ser expressa em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

No caso de um íon teríamos uma segunda, terceira, quarta, etc. energias de ionização.

Energia ou potencial de ionização é a energia necessária para retirar um elétron de um átomo (ou íon) isolado, portanto, no estado gasoso.

Considere, por exemplo, um átomo de alumínio, $\text{Al}(\text{g})$, que possui três níveis de energia no estado fundamental e três elétrons no nível mais externo, ${}_{13}\text{Al}: 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^1$:



Os valores da energia de ionização são experimentais, expressos em kJ/mol , e indicam a energia necessária para retirar o elétron.

Observe que, conforme o íon vai se tornando cada vez mais positivamente carregado, é necessária uma energia cada vez maior para retirar 1 elétron.

Simbolizando energia de ionização por EI, temos para o alumínio:

$$1^{\text{a}} \text{ EI} < 2^{\text{a}} \text{ EI} < 3^{\text{a}} \text{ EI} \lll 4^{\text{a}} \text{ EI}$$

- Quanto **maior o raio atômico** do elemento, **mais distante** fica o núcleo do átomo do seu nível de energia mais externo (no estado fundamental). Nesse caso, a atração que os prótons exercem sobre os elétrons mais externos é menor (e a repulsão exercida pelos elétrons mais internos é maior), portanto será mais fácil retirar um elétron do átomo isolado, ou seja, é **menor a energia de ionização** do elemento.
- Quanto **menor o raio atômico** do elemento, maior é a atração que o núcleo exerce sobre os elétrons do nível mais externo e **maior a energia necessária para retirar o elétron** do átomo.

Para elementos que ocupam uma mesma família ou período da tabela periódica, quanto menor o raio atômico, maior a energia de ionização e vice-versa.

O mol equivale a uma quantidade (no caso, de íons) igual a $6,02 \cdot 10^{23}$, número conhecido como constante de Avogadro (veja mais a respeito na página 115).



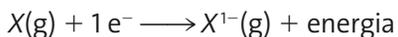
Aumento da energia de ionização nas famílias e nos períodos da tabela

Afinidade eletrônica

Um átomo isolado de determinado elemento químico no estado fundamental pode eventualmente receber um elétron, transformando-se em um ânion.

Isso, algumas vezes, leva o átomo desse elemento a um estado de maior estabilidade e, portanto, ocorre uma liberação de energia.

Nesse caso, para um átomo genérico X , teremos:



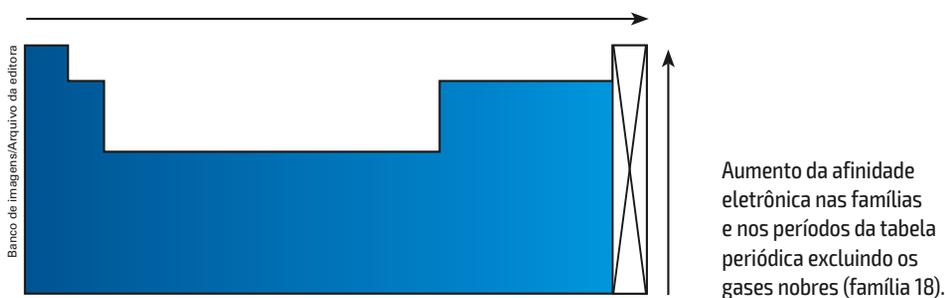
A energia liberada indica quão fortemente o elétron se liga ao átomo e está relacionada a uma propriedade denominada afinidade eletrônica ou eletroafinidade.

Afinidade eletrônica é a quantidade de energia liberada quando 1 átomo isolado no seu estado fundamental (na fase gasosa) recebe 1 elétron.

Variação da afinidade eletrônica em função do raio atômico:

- Quanto menor o raio atômico, mais perto o núcleo do átomo estará do nível de energia mais externo e, portanto, maior será a atração exercida pelos prótons e a facilidade do elemento de receber um elétron (maior afinidade eletrônica).
- Quanto maior o raio atômico, mais distante o núcleo estará do nível de energia mais externo e menor será a atração exercida pelos prótons quando o átomo receber um elétron (menor afinidade eletrônica).

A afinidade eletrônica aumenta conforme o raio atômico diminui.



Observações:

- 1) Um átomo no estado fundamental só pode receber elétrons em seu nível de energia mais externo porque os níveis internos já estão preenchidos com o número máximo de elétrons permitido.
- 2) Há vários elementos para os quais são atribuídos valores negativos de afinidade eletrônica. Isso significa que, ao receberem um elétron, esses elementos absorvem energia ao invés de liberá-la e passam para um estado de maior instabilidade.
- 3) Os valores de afinidade eletrônica são difíceis de serem medidos experimentalmente e não são conhecidos para todos os elementos.

Eletronegatividade

Determinados elementos possuem tendência a perder elétrons (como os metais) ou a ganhar elétrons (como os ametais).

Essa tendência determina se quando ligado a outro átomo esse elemento irá atrair ou repelir elétrons.

Isso pode ser verificado experimentalmente em função das substâncias compostas que eles formam.

Eletronegatividade é a tendência que um átomo possui de atrair elétrons para perto de si, quando se encontra “ligado” a outro átomo de elemento químico diferente, numa substância composta.

Linus Pauling procurou **quantificar** essa tendência, estabelecendo uma escala de eletronegatividade.

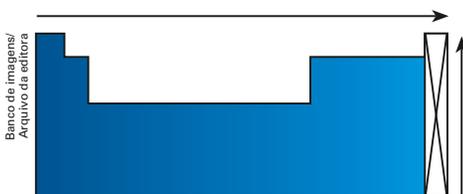
Valores de eletronegatividade de Pauling

1H 2,1																				
3Li 1,0		4Be 1,5												5B 2,0		6C 2,5		7N 3,0	8O 3,5	9F 4,0
11Na 1,0		12Mg 1,2												13Al 1,5	14Si 1,8		15P 2,1	16S 2,5	17Cl 3,0	
19K 0,9	20Ca 1,0	21Sc 1,3	22Ti 1,4	23V 1,5	24Cr 1,6	25Mn 1,6	26Fe 1,7	27Co 1,7	28Ni 1,8	29Cu 1,8	30Zn 1,6	31Ga 1,7	32Ge 1,9	33As 2,1	34Se 2,4	35Br 2,8				
37Rb 0,9	38Sr 1,0	39Y 1,2	40Zr 1,3	41Nb 1,5	42Mo 1,6	43Tc 1,7	44Ru 1,8	45Rh 1,8	46Pd 1,8	47Ag 1,6	48Cd 1,6	49In 1,6	50Sn 1,8	51Sb 1,9	52Te 2,1	53I 2,5				
55Cs 0,8	56Ba 1,0	71Lu 1,1	72Hf 1,3	73Ta 1,4	74W 1,5	75Re 1,7	76Os 1,9	77Ir 1,9	78Pt 1,8	79Au 1,9	80Hg 1,7	81Tl 1,6	82Pb 1,7	83Bi 1,8	84Po 1,9	85At 2,1				
87Fr 0,8	88Ra 1,0	89Ac 1,1																		

Com base na variação do raio atômico dos elementos, temos:

- Quanto menor o raio atômico, maior será a atração do núcleo pelos elétrons do nível de energia mais externo e, portanto, maior a eletronegatividade.
- Quanto maior o raio atômico, menor a atração do núcleo pelos elétrons do nível de energia mais externo e menor será a eletronegatividade.

A eletronegatividade do átomo de um elemento químico aumenta conforme o raio atômico diminui.



Aumento da eletronegatividade nas famílias e nos períodos da tabela periódica

Quanto maior a eletronegatividade de um elemento, menor a sua eletropositividade e vice-versa.

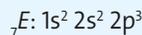
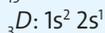
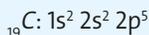
A propriedade inversa à eletronegatividade é a eletropositividade, que é a capacidade que um átomo possui de se afastar de seus elétrons mais externos ao formar uma substância composta.

Exercício resolvido

5 (Fameca-SP) Os elementos químicos *A*, *B*, *C*, *D* e *E* apresentam os números atômicos 26, 11, 9, 3 e 7, respectivamente. Qual a alternativa que apresenta a sequência decrescente de eletronegatividade?

- a) 7, 11, 3, 26, 9. b) 7, 26, 11, 3, 9. c) 9, 3, 11, 26, 7. d) 9, 7, 26, 3, 11. e) 7, 9, 11, 26, 3.

Resolução

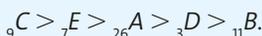


Na tabela periódica a eletronegatividade aumenta:

- Em um período: da esquerda para a direita.
- Em uma família: de baixo para cima.

Localizando os elementos acima na tabela periódica, temos que: os halogênios (${}_{9}C$) são os mais eletronegativos, seguidos pelos calcogênios e pelos elementos da família do nitrogênio (${}_{7}E$). Da esquerda para a direita ainda temos os metais de transição (${}_{26}A$) e, por último, os metais alcalinos (${}_{3}D$ e ${}_{11}B$), sendo o ${}_{3}D$ mais eletronegativo que o ${}_{11}B$ porque possui menor raio.

Em ordem decrescente de eletronegatividade, temos:



Alternativa **d**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

28 (Unicamp-SP) Mendeleiev, observando a periodicidade de propriedades macroscópicas dos elementos e de alguns de seus compostos, elaborou a tabela periódica. O mesmo raciocínio pode ser aplicado às propriedades microscópicas. Na tabela a seguir, dos raios iônicos, dos íons dos metais alcalinos e alcalinoterrosos, estão faltando os dados referentes ao Na^{1+} e ao Sr^{2+} . Baseando-se nos valores dos raios iônicos, em picômetro, da tabela, calcule, aproximadamente, os raios iônicos destes cátions. Observação: 1 picômetro (pm) = $1 \cdot 10^{-12}$ metros.

Cátion	Li^{1+}	Na^{1+}	K^{1+}	Rb^{1+}	Cs^{1+}
Raio iônico	60	?	133	148	160
Cátion	Be^{2+}	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
Raio iônico	31	65	99	?	135

29 (Acafe-SC) Em relação à eletronegatividade, a alternativa verdadeira é:

- a) Os metais, em geral, são os elementos mais eletronegativos.
 b) Os elementos que apresentam os maiores valores de eletronegatividade são os metais alcalinos.
 X c) Os elementos mais eletronegativos estão na parte superior direita da tabela periódica.
 d) Os gases nobres são estáveis devido à sua alta eletro-negatividade.
 e) Os elementos de transição são os elementos com os mais altos valores de eletronegatividade.

30 (Fafeod-MG) Damos, a seguir, o 1º, 2º, 3º e 4º potenciais de ionização do Mg ($Z = 12$), B ($Z = 5$) e K ($Z = 19$). Esses elementos, na tabela, serão representados por **X**, **Y**, **W**, mas não necessariamente na mesma ordem.

Elemento	X	Y	W	
Potenciais de ionização (em volts)	1º	8,3	7,6	4,3
	2º	25	15	32
	3º	38	80	46
	4º	259	109	61

Marque a alternativa em que há uma correspondência correta entre Mg, B, K e as letras X, Y, W.

- X Y W X Y W X Y W**
 a) B K Mg c) K Mg B e) Mg B K
 X b) B Mg K d) K B Mg

31 (UFRRJ) Colocando em ordem decrescente de tamanho atômico os elementos oxigênio, germânio e carbono, temos:

- a) ${}_{6}C > {}_{8}O > {}_{32}Ge$. X d) ${}_{32}Ge > {}_{6}C > {}_{8}O$.
 b) ${}_{6}C > {}_{32}Ge > {}_{8}O$. e) ${}_{8}O > {}_{32}Ge > {}_{6}C$.
 c) ${}_{32}Ge > {}_{8}O > {}_{6}C$.

32 Indique se os valores de eletropositividade são altos ou baixos para os grupos de elementos a seguir.

- a) F, Br, At. c) S, Se e Te.
 b) Li, Rb e Cs. d) Mg, Sr e Ba.

33 Cristais de NaF e MgF_2 dissolvidos em água se dissociam nos íons F^- , Na^+ e Mg^{2+} . Indique o que esses íons possuem em comum. Dados: ${}_9\text{F}$, ${}_{11}\text{Na}$ e ${}_{12}\text{Mg}$.

34 (ESCS-DF) “Os pesquisadores alertam que os metais dos quais as panelas são feitas podem causar intoxicações, anemia, distúrbios gástricos e até expor os usuários a substâncias cancerígenas. Pesquisas mostram que o excesso de alumínio no corpo pode induzir a estados de demência, panelas deste metal devem ser utilizadas para cozimentos rápidos. O cobre em excesso pode originar leucemia e câncer do intestino, embora sua falta possa levar a doenças respiratórias, as panelas deste metal devem ser revestidas com uma camada protetora de titânio. Até mesmo revestimentos de níquel ou de material antiaderente apresentam riscos para a saúde. De um modo geral, as panelas de ferro fundido são as melhores para a saúde, pois liberam o nutriente na comida e ajudam a suprir as necessidades do organismo, mas não são boas para quem tem colesterol alto. As panelas de INOX são bastante seguras, porque o material não se oxida e não libera o metal na comida, dizem alguns pesquisadores.” (Adaptado de O Globo, 14/10/2011).

Dos metais de transição citados no texto, o que mais facilmente forma cátions é o:

- a) alumínio.
- b) cobre.
- c) ferro.
- d) níquel.
- e) titânio.

35 (Uece) A tabela periódica já era objeto das preocupações dos antigos químicos a partir de Robert Boyle (1627-1691), pela necessidade de se organizar preciosas informações sobre os elementos químicos. Pesquisando a tabela periódica e fazendo a distribuição eletrônica dos elementos, pode-se constatar que

- a) o íon brometo é muito menor do que o átomo de bromo.
- b) íons formados a partir do manganês e do ferro apresentam a configuração de gás nobre.
- c) quando o átomo do rubídio perde um elétron, libera energia.
- d) a carga nuclear efetiva do cádmio é maior que a do zircônio.

36 (Udesc) Assinale a alternativa correta em relação aos seguintes elementos químicos: flúor, iodo, lítio e rubídio.

- a) Flúor é o elemento mais eletronegativo, e iodo apresenta o maior raio atômico.
- b) Rubídio tem a maior energia de ionização, e flúor tem a menor energia de ionização.
- c) Rubídio tem a menor energia de ionização, e iodo apresenta o maior raio atômico.
- d) Lítio e flúor têm os menores raios atômicos, e iodo e flúor têm as menores energias de ionização.
- e) Flúor é o elemento mais eletronegativo, e rubídio apresenta o maior raio atômico.

37 (UPM-SP) Abaixo são fornecidas as distribuições eletrônicas das camadas de valência dos átomos neutros X, Y e Z em seus estados fundamentais. X: $2s^2$; $2p^5$ Y: $6s^1$ Z: $4s^2$; $4p^5$.

A partir dessas informações, é correto afirmar que:

- a) o elemento Y é um metal alcalinoterroso.
- b) os elementos X e Z pertencem ao mesmo período, todavia X é mais eletronegativo do que Z.
- c) o elemento X apresenta maior afinidade eletrônica do que o elemento Y.
- d) o elemento Z apresenta maior raio atômico do que Y.
- e) X, Y e Z são elementos de transição.

38 (UEPG-PR) Considerando os átomos abaixo com seus respectivos números atômicos, assinale o que for correto. O (Z = 8); Mg (Z = 12); P (Z = 15); Sr (Z = 38)

- 01. Átomos de Mg apresentam maior potencial de ionização do que os átomos de Sr.
- 02. Átomos de O são mais eletronegativos do que os átomos de P.
- 04. Átomos de P têm maior raio atômico do que os átomos de Mg.
- 08. Átomos de Mg e Sr apresentam caráter metálico mais elevado do que os demais.
- 16. Átomos de O têm raio atômico menor do que seus ânions O^{2-} . Soma: 27.

39 (UFRN) O efeito fotoelétrico está presente no cotidiano, por exemplo, no mecanismo que permite o funcionamento das portas dos *shoppings* e nos sistemas de iluminação pública, por meio dos quais as lâmpadas acendem e apagam. Esse efeito acontece porque, nas células fotoelétricas, os metais emitem elétrons quando são iluminados em determinadas condições. O potássio e o sódio são usados na produção de determinadas células fotoelétricas pela relativa facilidade de seus átomos emitirem elétrons quando ganham energia. Segundo sua posição na Tabela Periódica, o uso desses metais está relacionado com

- a) o baixo valor do potencial de ionização dos átomos desses metais.
- b) o alto valor da afinidade eletrônica dos átomos desses metais.
- c) o alto valor da eletronegatividade dos átomos desses metais.
- d) o alto valor do potencial de ionização dos átomos desses metais.

40 (PUCC-SP) O elemento que deve ter maior diferença entre o primeiro e o segundo potencial de ionização é o:

- a) ${}_3\text{Li}$.
- b) ${}_{12}\text{Mg}$.
- c) ${}_{30}\text{Zn}$.
- d) ${}_{26}\text{Fe}$.
- e) ${}_{24}\text{Cr}$.

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foram as radiações eletromagnéticas.

A emissão descontrolada de ondas eletromagnéticas em alguns locais, como na avenida Paulista (capital de São Paulo), pode gerar situações inusitadas, como no caso de um guindaste que passou a transmitir uma rádio local fazendo os funcionários da obra pensarem que a construção estava mal-assombrada; letreiros luminosos de ônibus que apagam e acendem sem parar, impedindo que o usuário saiba o destino do ônibus que está vindo; aparelhos de exame médico que só funcionavam quando o farol fechava; máquinas de lavar roupa que pulavam etapas da programação toda vez que o acendedor automático do fogão era acionado; até o caso de usuários de marca-passo que se sentem mal ao caminhar por essa avenida.

Outra controvérsia é a inocuidade (ou não) dos aparelhos móveis (celulares, *hotspot*, entre outros) para a saúde, principalmente em relação ao uso por crianças cujas células ainda estão em intensa divisão e cujo organismo apresenta mais água do que o de um adulto. Como ainda não há estudos conclusivos a respeito, é prudente manter alguns cuidados, como evitar o uso de celular por menores de 15 anos. Acima dessa idade usá-los por tempo curto e espaçado. A indicação da dose de absorção específica, DAS, é obrigatória nos aparelhos, mas muitos consumidores não estão informados, e as empresas de aparelhos de telefonia móvel nem sempre respeitam essa norma. Também é bom saber que no momento em que se digitam os números, a potência da emissão é mais forte e é melhor só colocar o aparelho no ouvido quando a conexão for completada.

A norma fixa em 2 W/kg a DAS máxima para se evitar os efeitos térmicos da radiação eletromagnética.

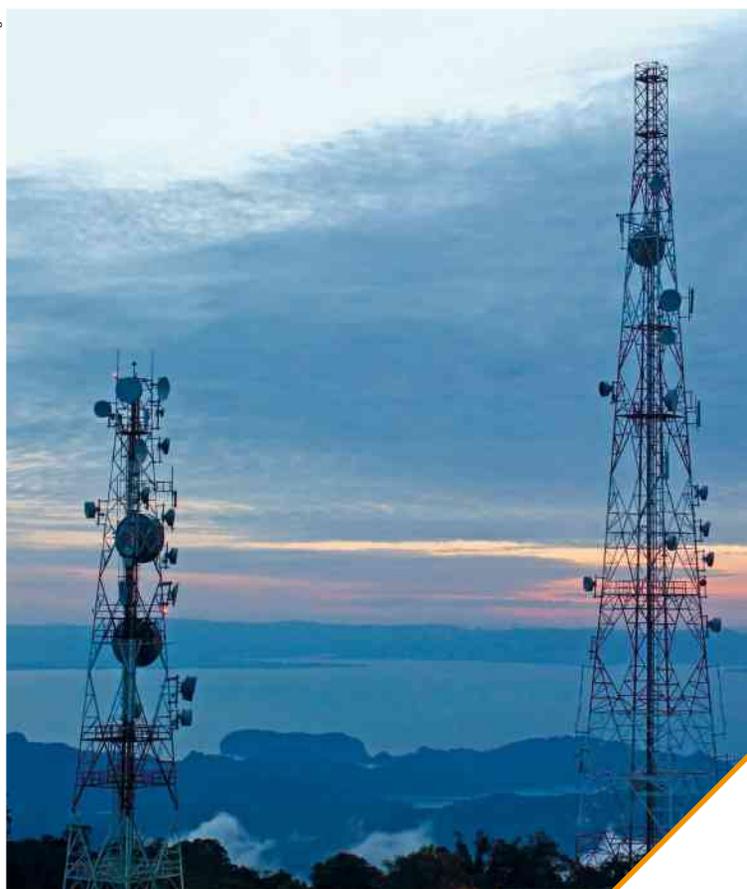
Outro problema são as rádios piratas que costumam invadir as frequências das emissoras comerciais, causando diversos transtornos e perigo de acidentes aéreos. Isso ocorre porque a frequência mais alta em que uma emissora FM pode transmitir segundo as leis é 108 MHz, pois acima disso começa a faixa de frequências utilizadas no sistema de pouso por instrumentos. Se, por um erro humano ou do equipamento, uma emissora de rádio passar a transmitir sua programação alguns megahertz além dos 108, pode acabar interferindo catastróficamente na aterrissagem de uma aeronave. Esse tipo de erro é praticamente impossível de ocorrer em emissoras de rádio legais, já em uma rádio pirata que utiliza equipamentos em condições precárias...

E dentro de casa ou no trabalho? Estamos mais protegidos pelo menos das radiações naturais? Nem sempre. É comum os dermatologistas prescreverem cremes com fator de proteção solar para serem usados diariamente, mesmo a quem não fica exposto ao sol, por causa do uso intensivo de lâmpadas fluorescentes (mais econômicas) e das horas de estudo ou de trabalho (ou de lazer) em frente ao computador. Se tais radiações podem causar envelhecimento precoce e rugas e precisam ser bloqueadas com o uso de cremes, então talvez possam causar problemas mais sérios em pessoas predispostas.

Aliás, a poluição em geral em ambientes internos muitas vezes é bem pior e mais concentrada do que em ambientes externos. Isso ocorre devido às baixas taxas de trocas de ar desses ambientes, principalmente naqueles em que se usa ar-condicionado, o que gera um grave aumento na concentração de poluentes químicos e biológicos. Como muitas pessoas passam boa parte da vida em recintos fechados, seja em casa, no trabalho, no transporte, seja em locais de lazer, a qualidade do ar de interiores (QAI) se tornou um tema importante de pesquisa na área de Saúde Pública e também o tema central de nossa próxima Unidade.

Torres de telecomunicação

NoelWiese/Shutterstock/Glow Images



Poluição de interiores

Quem trabalha e mora em uma cidade grande, industrializada e com altos níveis de poluição, geralmente, ao fim do dia, fica ansioso para voltar para casa, principalmente se ela for aconchegante, bem limpinha e cheirosa. A sensação que se tem ao chegar em casa é a de estar finalmente livre da poluição. Pura ilusão. A poluição do ar dentro de um ambiente interno costuma ser maior do que a poluição externa. Isso ocorre por causa das baixas taxas de troca de ar nesses ambientes, o que gera um grande aumento na concentração de poluentes.

E quais são as fontes de poluição existentes em nosso lar ou ambiente de trabalho? Inúmeras, como fumaça de cigarro, produtos de limpeza, fogão a gás ou a lenha e até mesmo material de construção e mobiliários (radônio, fórmicas, carpetes, tintas, vernizes, encanamentos de PVC).

São tantas as fontes e os tipos de material que geram poluição em ambientes fechados que certamente não conseguiremos esgotar o assunto, mas teremos informações suficientes para fazer opções melhores, que nos tragam mais qualidade de vida.

FOI NOTÍCIA!

As causas da poluição atmosférica
de interiores

[...] Os poluentes de interiores podem ser liberados em alta concentração ou surtos curtos, como quando uma pessoa usa tinta *spray*, ou em níveis mais modestos ao longo do tempo, como os produtos químicos que escapam de seu carpete.

Tanto o formol quanto o bifenil policlorinatado (PCB) [...] são encontrados em produtos domésticos comuns.

O **PCB** teve sua produção suspensa nos Estados Unidos em 1970, mas persiste em revestimentos de cabos elétricos, vedações, tintas e acabamentos para pisos de madeira.

O **amianto**, outra fonte de poluição atmosférica de interiores, teve seu uso mais amplo proibido, mas persiste em casas mais antigas, materiais de isolamento, tintas texturizadas e lajotas de assoalho.

O **formol** é amplamente usado por setores que fabricam materiais de construção e produtos domiciliares. Sua presença é mais comum em produtos de madeira prensada usados como bases de piso, prateleiras e na fabricação de mobília. [Também está presente] em tecidos que dispensam o uso de ferro elétrico, em adesivos e em tintas.

Vamos observar a seguir algumas das demais causas de poluição atmosférica de interiores e determinar de onde se originam.

Radônio – muitas vezes encontrado no leito rochoso que assenta uma casa e em materiais de construção.

Fumaça ambiental de tabaco – a combinação de fumaça emitida por um cigarro, cachimbo ou charuto aceso [com a] fumaça exalada pelo fumante.

Contaminantes biológicos – bactérias, mofo, umidade, vírus, resíduos de pelos de animais, ácaros, baratas e pólen. Vários deles crescem em ambientes úmidos e quentes, ou são trazidos de fora da casa.

Combustão – aquecedores a gás sem ventilação, lareiras, fogões a lenha e fogões a gás emitem monóxido de carbono, dióxido de nitrogênio e pequenas partículas. Mais de três bilhões de pessoas no mundo continuam a depender de combustíveis sólidos como a madeira e o carvão para atender às suas necessidades de energia. [...]

Produtos domésticos – tintas, vernizes e produtos de limpeza contêm produtos químicos orgânicos liberados durante o uso e a armazenagem.

Pesticidas – 80% da exposição da maioria das pessoas a pesticidas acontece em ambientes fechados. Níveis mensuráveis de até 12 pesticidas já foram [encontrados] no ar [de interiores] [...]."

TOOTHMAN, Jessica. Disponível em: <<http://casa.hsw.uol.com.br/poluicao-indoor1.htm>>. Acesso em: 21 ago. 2015.

Você acabou de ler um artigo sobre os diversos poluentes encontrados em ambientes interiores, entre eles o amianto. Você sabe o que é amianto e quais os problemas de saúde que o uso desse material pode causar

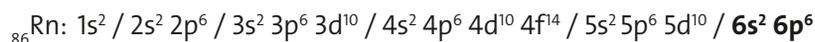
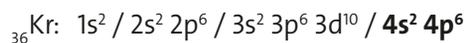
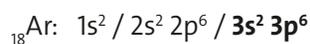
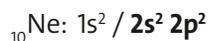
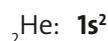
1 Estabilidade e regra do octeto

Na natureza a grande maioria dos átomos dos elementos químicos não é encontrada isoladamente. Os únicos elementos cujos átomos são estáveis na forma isolada são os gases nobres. Com exceção dos gases nobres, os átomos dos demais elementos apresentam-se ligados uns aos outros formando as inúmeras substâncias simples e compostas que conhecemos.

Como a formação de substâncias ocorre geralmente com liberação de energia, concluímos que a grande maioria dos átomos são mais estáveis ligados uns aos outros do que isolados. Uma vez que todas as propriedades químicas dos elementos estão relacionadas às suas configurações eletrônicas, os cientistas concluíram que a estabilidade dos gases nobres estava relacionada ao fato de os átomos desses elementos possuírem o último nível de energia (camada de valência) completo no estado fundamental.

Isso significa ter 2 elétrons quando a camada de valência for o 1º nível de energia, e 8 elétrons quando for o 2º, 3º, 4º, 5º ou 6º nível de energia (para os elementos químicos conhecidos).

Observe:



PVDE/Rue des Archives, L'ainetock



Irving Langmuir, físico-químico norte-americano, inventor da lâmpada incandescente e ganhador do prêmio Nobel de Química em 1932. Em 1919 publicou o artigo "O acordo de elétrons nos átomos e moléculas", que ajudou a desvendar e a popularizar a teoria de valência.

Essa ideia, chamada de teoria eletrônica de valência, foi enunciada pela primeira vez em 1916 pelo químico alemão Walther Kossel (1888-1956). Mais tarde a ideia foi aperfeiçoada, independentemente, pelos químicos norte-americanos Gilbert Newton Lewis (1875-1946) e Irving Langmuir (1881-1957), que criou o termo **regra do octeto**.

Os átomos dos diferentes elementos estabelecem ligações doando, recebendo ou compartilhando elétrons para adquirir uma configuração eletrônica igual à de um gás nobre no estado fundamental: 8 elétrons no nível de energia mais externo ou, então, 2 elétrons se o nível mais externo for o primeiro.

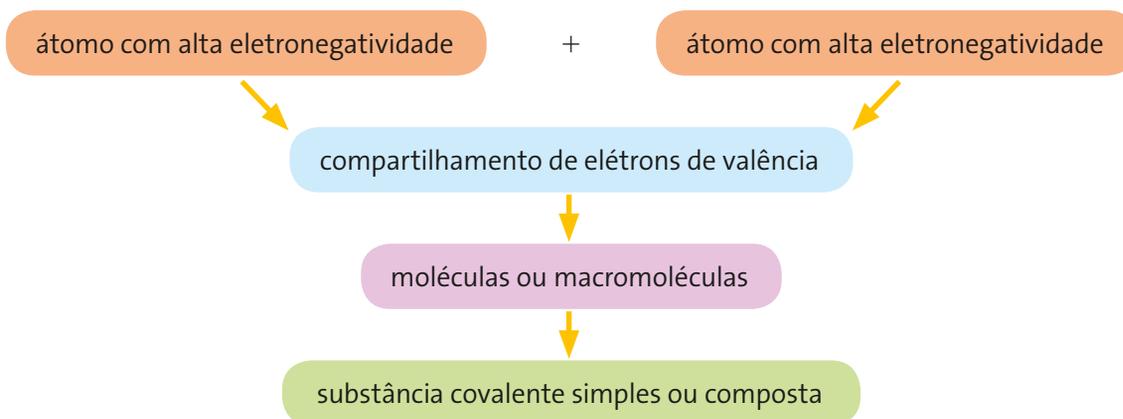
É importante observar, porém, que a regra do octeto é apenas uma ferramenta útil para encontrar teoricamente a fórmula dos compostos mais comuns formados por elementos representativos (não todos), mas essa regra não explica o fenômeno das ligações químicas e não é seguida pela maioria dos elementos da tabela periódica, como veremos adiante.

Compartilhamento de elétrons

Dois átomos com alta eletronegatividade estabelecem uma ligação química compartilhando seus elétrons mais externos (de valência).

O compartilhamento de pares de elétrons de valência é o que caracteriza a chamada ligação covalente.

Esquema da ligação covalente:



Observe que os átomos estabelecem ligações químicas para adquirir estabilidade, ou seja, um estado de menor energia possível.

No Capítulo 4 (página 95) vimos um primeiro conceito de molécula, proposto por Amedeo Avogadro:

Molécula é a menor partícula de uma substância capaz de existir isoladamente, e átomos representam a menor quantidade de um elemento químico encontrado nas moléculas de diferentes substâncias.

A descoberta dos elétrons e os estudos de Walther Kossel, Gilbert Newton Lewis e Linus Pauling sobre ligações químicas levaram a uma evolução desse conceito.

Atualmente, podemos definir:

Moléculas são estruturas de massa molar conhecida formadas por um número relativamente pequeno e determinado de átomos (de mesmo elemento ou não) ligados entre si pelo compartilhamento de elétrons de valência.

Macromoléculas são estruturas de massa molar muito elevada (embora não conhecida com precisão) formadas por um número muito grande e indeterminado de átomos (de mesmo elemento ou não) ligados entre si pelo compartilhamento de elétrons de valência.

Podemos estudar os casos mais simples de ligação covalente utilizando como modelo a regra do octeto.

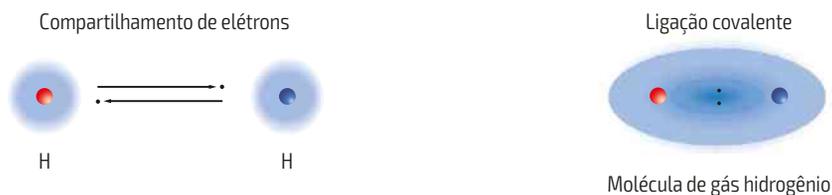
3) Ligação covalente e energia

Vamos ver agora como e por que a ligação covalente se forma.

Considere, por exemplo, a configuração eletrônica do átomo de hidrogênio, ${}_1\text{H}: 1s^1$. Para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre hélio ($1s^2$) o átomo de hidrogênio precisa de mais um elétron.

Assim, se um átomo de hidrogênio compartilhar seu (único) elétron de valência com outro átomo de hidrogênio, cada átomo, que possuía apenas 1 elétron, passa a possuir um par, completando sua camada de valência e adquirindo, assim, a estabilidade.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



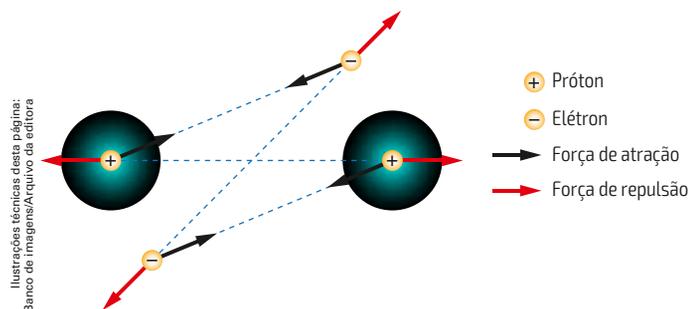
E como (e por que) a ligação covalente se forma?

Entre dois átomos (como os de hidrogênio), que estão próximos um do outro, se estabelecem continuamente forças de atração e repulsão.

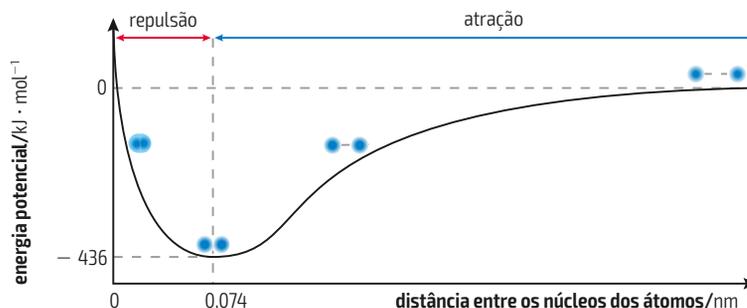
Quando os átomos de hidrogênio estão relativamente afastados, as forças de repulsão são desprezíveis, predominando as forças de atração. À medida que os dois átomos de hidrogênio se aproximam, as forças de atração vão aumentando, e a energia potencial (energia relativa a posição) entre os átomos, diminuindo.

Forças envolvidas:

- Atração do núcleo (próton) de um átomo de hidrogênio pelo elétron do outro átomo.
- Repulsão entre os elétrons e os núcleos (prótons) de cada átomo.



Quando os núcleos dos átomos ficam a uma distância de 0,074 nm ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$), as forças de atração e de repulsão se compensam, e o sistema adquire uma energia potencial mínima de -436 kJ/mol , ou seja, a ligação química se estabelece, e o sistema libera 436 kJ de energia por mol de moléculas de $\text{H}_2(\text{g})$ formadas. Esse fenômeno pode ser descrito por meio de um gráfico:



O valor negativo indica que a energia está sendo **liberada** (valor experimental para a formação de 1 mol de ligações $\text{H} - \text{H}$).

E como é possível medir a energia liberada na formação de um mol de moléculas de determinada substância? Não é possível. O que se faz é medir a energia necessária para quebrar a ligação entre dois átomos (energia de dissociação) de um mol de moléculas.

No caso do hidrogênio, temos:



Como são necessários 436 kJ de energia para dissociar um mol de moléculas de $\text{H}_2(\text{g})$ em átomos $\text{H}(\text{g})$ e $\text{H}(\text{g})$, concluímos que o processo inverso em que se estabelece a ligação entre os átomos $\text{H}(\text{g})$ e $\text{H}(\text{g})$ para formar um mol de moléculas de $\text{H}_2(\text{g})$ libera exatamente esse valor de energia: -436 kJ/mol .



A ligação covalente torna-se efetiva (e estável) quando a distância entre os dois átomos é tal que as forças de atração existentes são totalmente compensadas pelas forças de repulsão.

Numa distância de 0,074 nm, ambos os núcleos atraem igualmente ambos os elétrons. Essa atração, que faz com que os átomos de hidrogênio permaneçam juntos, é denominada **ligação covalente**.

Tipos de fórmulas

O compartilhamento de elétrons que configura a ligação covalente pode ser representado pelas seguintes fórmulas:

● Fórmula molecular

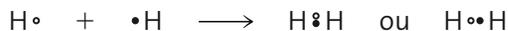
Mostra apenas o número de átomos de cada elemento que forma uma molécula da substância.

Para a molécula de gás hidrogênio a fórmula molecular é H_2 .

● Fórmula eletrônica ou fórmula de Lewis

Mostra os elétrons da camada de valência de cada átomo, colocando lado a lado os que estão sendo compartilhados.

Para a molécula de gás hidrogênio, temos:



● Fórmula estrutural

Representa cada par de elétrons da camada de valência dos átomos por um traço. O(s) traço(s) entre os símbolos dos átomos representa(m) os pares de elétrons que estão sendo compartilhados.

Para a molécula de gás hidrogênio, temos:



Quando dois átomos fazem apenas uma ligação covalente comum entre eles, como o $\text{H} - \text{H}$, forma-se uma **ligação simples**.

5 Compostos formados segundo a regra do octeto

Veremos a seguir alguns exemplos de formação de moléculas em que o compartilhamento de elétrons entre os átomos ocorre de acordo com a regra do octeto.

● Molécula de gás carbônico

A molécula de gás carbônico, cuja fórmula molecular é CO_2 , é formada pela união de um átomo de carbono ($Z = 6$) com dois átomos de oxigênio ($Z = 8$).

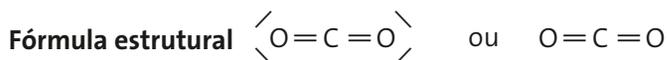
Configuração eletrônica dos átomos:

C: $1s^2 2s^2 2p^2$ – precisa de mais 4 elétrons para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre neônio ($1s^2 2s^2 2p^6$).

O: $1s^2 2s^2 2p^4$ – precisa de mais 2 elétrons para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre neônio ($1s^2 2s^2 2p^6$).

O: $1s^2 2s^2 2p^4$ – precisa de mais 2 elétrons para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre neônio ($1s^2 2s^2 2p^6$).

Assim, um átomo de carbono compartilha dois de seus elétrons de valência com um átomo de oxigênio, e os outros dois elétrons de valência com outro átomo de oxigênio, de modo que, ao final, todos os átomos adquirem uma configuração eletrônica com a camada de valência completa (semelhante à de um gás nobre).



Quando dois átomos estabelecem entre si duas ligações covalentes comuns, forma-se uma **ligação dupla**. A molécula de gás carbônico possui duas ligações duplas.

● Molécula de gás nitrogênio

A molécula de gás nitrogênio, cuja fórmula molecular é N_2 , é formada pela união de dois átomos de nitrogênio ($Z = 7$).

Configuração eletrônica dos átomos:

N: $1s^2 2s^2 2p^3$ – precisa de mais três elétrons para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre neônio ($1s^2 2s^2 2p^6$).

N: $1s^2 2s^2 2p^3$ – precisa de mais três elétrons para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre neônio ($1s^2 2s^2 2p^6$).

Compartilhando três elétrons com outro átomo de nitrogênio, cada átomo, que possuía cinco elétrons de valência, passa a possuir oito ($5 + 3$), adquirindo estabilidade.



Quando dois átomos estabelecem entre si três ligações covalentes comuns, forma-se uma **ligação tripla**, como ocorre na molécula de gás nitrogênio.

As “bolinhas” estão representando os elétrons da camada de valência (último nível de energia) dos átomos. As cores são fantasia e estão sendo utilizadas apenas como recurso didático (os elétrons são todos iguais, independentemente do átomo do qual façam parte). O tamanho dos elétrons é desprezível em relação ao tamanho dos prótons, ou seja, a única forma de representar os elétrons é superdimensionando o seu tamanho. Os pares de elétrons que não estão sendo compartilhados não precisam ser necessariamente representados por traços na fórmula estrutural.

6 Casos especiais

Algumas vezes, o **par de elétrons compartilhado na ligação covalente** estabelecida entre dois átomos é **proveniente de um único átomo**, em vez de ser formado por um elétron de cada átomo, como nos exemplos anteriores. Na prática, porém, não há nenhuma diferença nas ligações covalentes por causa desse fato.

Acompanhe o exemplo a seguir, ainda levando em consideração o modelo da regra do octeto:

● Molécula de gás monóxido de carbono

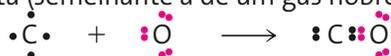
A molécula de gás monóxido de carbono, cuja fórmula molecular é CO, é formada pela união de um átomo de carbono ($Z = 6$) com um átomo de oxigênio ($Z = 8$).

Configuração eletrônica dos átomos:

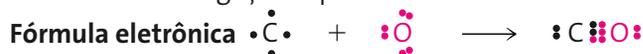
C: $1s^2 2s^2 2p^2$ – precisa de mais quatro elétrons para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre neônio ($1s^2 2s^2 2p^6$).

O: $1s^2 2s^2 2p^4$ – precisa de mais dois elétrons para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre neônio ($1s^2 2s^2 2p^6$).

O átomo de carbono compartilha dois de seus elétrons de valência com o átomo de oxigênio; dessa forma o oxigênio completa seu octeto e adquire uma configuração eletrônica com a camada de valência completa (semelhante à de um gás nobre):



O carbono, porém, fica com seis elétrons na camada de valência. Assim, para completar o octeto do carbono, admite-se que o oxigênio compartilhe um de seus pares de elétrons com o carbono, de modo que entre os dois átomos se estabelece uma ligação tripla.



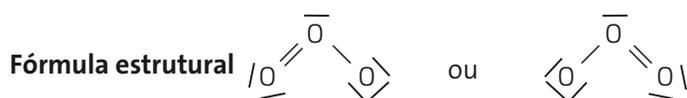
● Molécula de gás ozônio

A molécula de gás ozônio, cuja fórmula molecular é O_3 , é formada pela união de três átomos de oxigênio ($Z = 8$: $1s^2 2s^2 2p^4$).

Um átomo de oxigênio compartilha dois de seus elétrons de valência com outro átomo de oxigênio, completando seu octeto:



O terceiro átomo de oxigênio precisa de dois elétrons para completar seu octeto; admite-se então que um dos átomos de oxigênio que já possui o octeto completo compartilhe um de seus pares de elétrons com esse terceiro átomo de oxigênio.



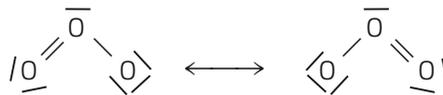
McPhoto/Keystone



O CO(g) liberado no escapamento de veículos desregulados é extremamente tóxico e pode ser letal se inalado em grande quantidade.

7 Ressonância

Como você percebeu, algumas moléculas ou íons podem ser representados por duas ou mais fórmulas – eletrônica (estrutura de Lewis) e estrutural – diferentes. A molécula de ozônio, por exemplo, pode ser representada por uma das seguintes fórmulas estruturais abaixo:



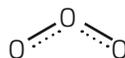
Qual delas é a correta? A resposta é: as duas e nenhuma.

De fato, essas duas formas de representar a molécula de ozônio são aceitas, mas nenhuma delas possui existência física real, pois verifica-se experimentalmente que o comprimento de uma ligação dupla $O=O$ é menor que o de uma ligação simples $O-O$, mas no ozônio ambas as ligações estabelecidas entre os átomos de oxigênio têm o mesmo comprimento e energia, ou seja, são iguais.

O ozônio é um exemplo de molécula que sofre **ressonância**.

As estruturas que mostramos para a molécula de O_3 são **estruturas de ressonância** ou formas de ressonância do ozônio, também chamadas de **formas canônicas**.

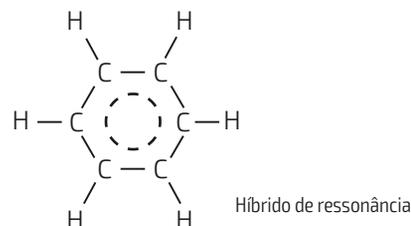
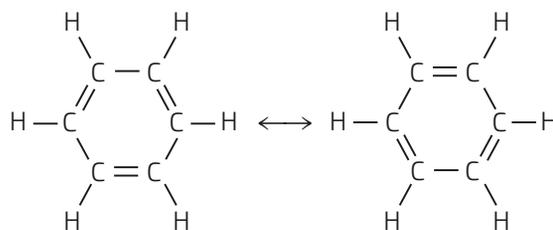
A representação mais próxima do real para a molécula de ozônio é uma “média” das estruturas de ressonância ou um **híbrido de ressonância**, como mostramos abaixo:



Há muitos outros exemplos de moléculas que sofrem ressonância.

Um dos mais importantes é o **benzeno**, C_6H_6 , um líquido incolor ou levemente amarelado, inflamável e altamente tóxico por ingestão, inalação e absorção pela pele, utilizado na fabricação de diversos compostos, como solventes, inseticidas, fumigantes, removedores de tintas, etc.

Estruturas de ressonância



Fórmulas estruturais da molécula de benzeno. O benzeno é um líquido entre incolor e amarelado. É tóxico e inflamável.

A IUPAC recomenda que se utilize uma das formas de ressonância para representar a molécula de benzeno.



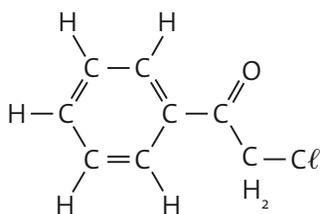
Reprodução <www.fup.org.br>

A Comissão Estadual do Benzeno, de São Paulo, está determinando novos parâmetros para caracterizar a área de risco de exposição ao benzeno. A legislação em vigor tem mais de quinze anos, e há dificuldade em reconhecer que existe risco na atividade da indústria de petróleo.

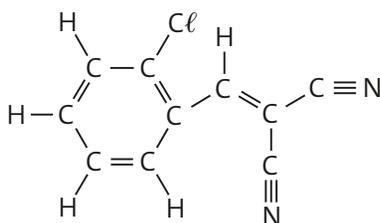


Gás lacrimogênio

O gás lacrimogênio é o nome genérico dado a vários tipos de substâncias utilizadas para dispersar multidões (substâncias antimotim). As principais são a *o*-cloroacetofenona (CN) e o *o*-clorobenzilideno malononitrila (CS):



CN: *o*-cloroacetofenona



CS: *o*-clorobenzilideno malononitrila

O CS foi testado no polêmico centro de pesquisas de armas químicas de Porton Down, na Inglaterra, entre os anos de 1950 e 1960, em animais e em voluntários do exército, e a partir daí passou a ser empregado amplamente em guerras, e depois no controle de tumultos de multidões.

O CN atualmente é o gás lacrimogênio mais utilizado.

À temperatura ambiente essas substâncias são sólidas e não gasosas e também são insolúveis em água. Assim, para serem utilizadas como agente antimotim precisam ser manipuladas no estado líquido sob pressão, em aerossol.

Também é possível dissolver o CN ou o CS em solventes derivados do petróleo (que por si sós são altamente tóxicos) e pulverizá-los em embalagens de aerossol; utilizá-los na forma de pó seco micropulverizado; ou, ainda, dispersá-los por meio de granadas térmicas que geram gases aquecidos.

O gás lacrimogênio é altamente irritante das vias respiratórias superiores. Causa tosse e dispneia. Também pode produzir queimaduras dos tecidos das vias respiratórias e lesões pulmonares. Além disso, causa forte irritação nos olhos, lacrimejamento e contração involuntária das pálpebras.

O tratamento recomendado pela Cetesb (Companhia de Tecnologia de Saneamento Básico e de Defesa do Meio Ambiente) para uma pessoa atingida pelo CN (o mais usado no Brasil) é: remover a vítima para um lugar ventilado onde receba ar fresco; manter suas pálpebras abertas e enxaguá-las com muita água; remover roupas e sapatos contaminados e enxaguá-los com muita água. Se a respiração estiver difícil ou se parar, administrar oxigênio ou fazer respiração artificial. Monitorar a temperatura e, se necessário, manter a vítima aquecida.

A onda de protestos que começou em 2013 contra o aumento das tarifas no transporte público e se estendeu por todo o país passou a ser chamada por muitos de "Revolta do Vinagre". Esse termo surgiu porque alguns manifestantes começaram a usar panos molhados com vinagre para se protegerem do gás lacrimogênio.

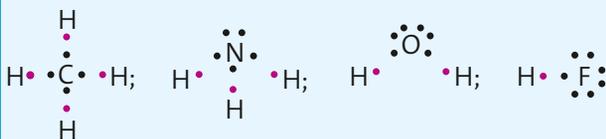
Nos dias que se seguiram, quem portasse vinagre era detido, por isso, passaram também a chamar as séries de passeatas de "Revolta da Salada" e "V de Vinagre".

Apesar dos relatos de que o pano molhado em vinagre próximo ao nariz gera uma sensação de alívio, não há nenhum indício científico de que o vinagre (solução a 4% de ácido acético em água) neutraliza de fato os efeitos do gás lacrimogênio. Isso é um mito e pode até piorar a situação, pois o vinagre é um ácido e pode potencializar as irritações na pele, nariz e boca.

A única proteção comprovada para o gás lacrimogênio é o carvão ativado, que está presente nas máscaras de gás de uso do exército e é capaz de filtrar o ar, absorvendo as substâncias irritantes e deixando passar o oxigênio.

Exercício resolvido

1 (Unicamp-SP) Observe as seguintes fórmulas eletrônicas (fórmulas de Lewis):



Consulte a classificação periódica e escreva as fórmulas eletrônicas das moléculas formadas pelos elementos:

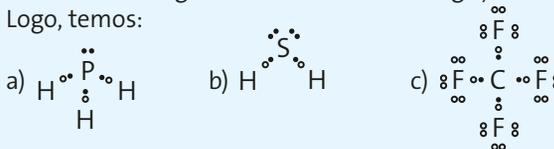
- fósforo e hidrogênio;
- enxofre e hidrogênio;
- flúor e carbono.

Resolução

Pelos exemplos podemos concluir o número de ligações covalentes que cada elemento faz para adquirir estabilidade:

- o hidrogênio faz uma ligação.
- o nitrogênio faz três ligações e, como o fósforo é da família do nitrogênio, também faz três ligações.
- o oxigênio faz duas ligações e, como o enxofre é da família do oxigênio, também faz duas ligações.

Logo, temos:



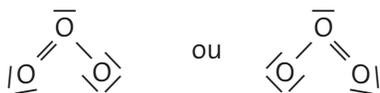
Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 Em relação à ligação covalente estabelecida entre ametais e/ou hidrogênio, responda aos itens a seguir.

- Qual a principal propriedade desses elementos que justifica a ligação covalente?
- O que caracteriza esse tipo de ligação?
- A ligação covalente ocorre com liberação ou absorção de energia? Por quê?
- Que tipo de estrutura podemos esperar quando os átomos estabelecem ligações covalentes?
- Quais as forças que agem entre dois átomos (iguais ou diferentes) que estabelecem uma ligação covalente? Exemplifique utilizando o caso do hidrogênio, $H_2(g)$.

2 A estrutura eletrônica do ozônio é representada pelas formas de ressonância:



Em relação a essa substância, responda:

- Como se sabe que o ozônio sofre ressonância?
- O que é um híbrido de ressonância? Represente o híbrido de ressonância do ozônio.
- Forneça outro exemplo de substância que sofre ressonância, indique as formas de ressonância possíveis e o respectivo híbrido de ressonância.

3 Em certas condições, a molécula de hidrogênio dissocia-se de acordo com a equação: $1 H - H(g) \rightarrow 2 H(g)$. Podemos afirmar que nessa dissociação ocorre:

- liberação de energia.
- absorção de energia.
- formação de íons.
- ganho de estabilidade.
- formação de ligação covalente.

4 Os átomos dos elementos relacionados a seguir estabelecem entre si ligação(ões) covalente(s) para ad-

quirir estabilidade. Forneça para cada caso a fórmula molecular, a estrutural e a eletrônica (de Lewis) das substâncias obtidas. Dados: ${}_1H$; ${}_7N$; ${}_{16}S$; ${}_{17}Cl$; ${}_{35}Br$; ${}_{53}I$.

- H e Br
- Cl e S
- N e I

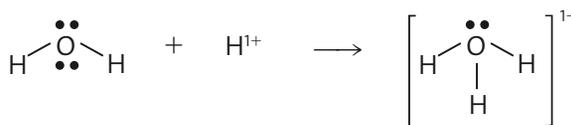
5 A seguir estão relacionados alguns hidrocarbonetos. Forneça as fórmulas eletrônica (de Lewis) e estrutural de cada um, sabendo que todos possuem moléculas simétricas, ou seja, passar uma linha imaginária pelo meio da molécula resulta em dois lados iguais. Dados: ${}_1H$ e ${}_6C$.

- Etano, C_2H_6 .
- Eteno, C_2H_4 .
- Etino, C_2H_2 .

6 (UFPA) Os átomos dos elementos se ligam uns aos outros através de ligação simples, dupla ou tripla, procurando atingir uma situação de maior estabilidade, e o fazem de acordo com a sua valência (capacidade de um átomo ligar-se a outros), conhecida através de sua configuração eletrônica. Assim, verifica-se que os átomos das moléculas H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 estão ligados de acordo com a valência de cada um na alternativa:

- $N \equiv N$, $O = O$, $Cl - Cl$, $H - H$.
- $H - H$, $N \equiv N$, $O - O$, $Cl = Cl$.
- $N \equiv N$, $O - O$, $H = H$, $Cl = Cl$.
- $H - H$, $O \equiv O$, $N - N$, $Cl = Cl$.
- $Cl - Cl$, $N = N$, $H = H$, $O \equiv O$.

7 (Unifor-CE) À molécula de água, H_2O , pode-se adicionar o próton H^+ , produzindo o íon hidrônio, H_3O^{1+} .



No íon hidrônio, quantos pares de elétrons pertencem, no total, tanto ao hidrogênio quanto ao oxigênio?

- 1
- 2
- 3
- 4
- 6

8) Expansão e contração do octeto

Como vimos, vários elementos representativos – principalmente aqueles que vamos estudar – respeitam a regra do octeto na formação de moléculas. Mas existem muitas exceções a essa regra:

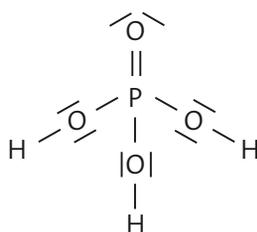
- elementos cujos átomos adquirem estabilidade com um número maior do que oito elétrons na camada de valência (expansão do octeto).
- elementos cujos átomos adquirem estabilidade com um número menor do que oito elétrons na camada de valência (contração do octeto).

É isso que veremos a seguir.

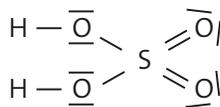
Expansão de octeto

Ocorrem exclusivamente com elementos do terceiro período em diante da tabela periódica, como o fósforo e o enxofre, por exemplo. Os elementos do segundo período nunca expandem seu octeto.

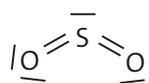
Observe, por exemplo, as fórmulas estruturais a seguir:



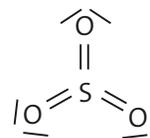
H_3PO_4 : fosfato de hidrogênio



H_2SO_4 : sulfato de hidrogênio



SO_2 : dióxido de enxofre



SO_3 : trióxido de enxofre

- No fosfato de hidrogênio, H_3PO_4 , o fósforo ($Z = 15$ e configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$) adquire estabilidade compartilhando seus cinco elétrons de valência com átomos de oxigênio ($Z = 8$; $1s^2 2s^2 2p^4$). Os átomos de oxigênio adquirem o octeto, mas o fósforo não, pois ele fica com dez elétrons na camada de valência.
- No sulfato de hidrogênio, H_2SO_4 , o enxofre ($Z = 16$ e configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) adquire estabilidade compartilhando seus seis elétrons de valência com quatro átomos de oxigênio ($Z = 8$; $1s^2 2s^2 2p^4$). Os átomos de oxigênio adquirem o octeto, mas o enxofre não, pois ele fica com doze elétrons na camada de valência.
- No dióxido de enxofre, SO_2 , o enxofre adquire estabilidade compartilhando quatro elétrons de valência com dois átomos de oxigênio. Os átomos de oxigênio adquirem o octeto, mas o enxofre não, pois ele fica com dez elétrons na camada de valência.
- No trióxido de enxofre, SO_3 , o enxofre adquire estabilidade compartilhando todos os seus seis elétrons de valência com três átomos de oxigênio. Os átomos de oxigênio adquirem o octeto, mas o enxofre não, pois ele fica com doze elétrons na camada de valência.

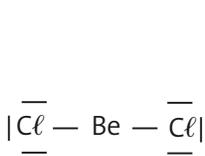
Note que todas essas moléculas são perfeitamente estáveis, o que mostra que a regra do octeto é, de fato, apenas uma ferramenta útil em casos específicos.

Contração do octeto

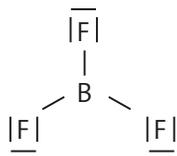
Comumente ocorre com elementos do segundo período da tabela periódica, especialmente em moléculas que apresentam os elementos berílio e boro e em alguns óxidos de nitrogênio.

Compostos do tipo AlX_3 (em que X é um halogênio) são exemplos de contração de octeto em um elemento do terceiro período da tabela periódica (o alumínio).

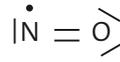
Observe, por exemplo, as fórmulas estruturais a seguir:



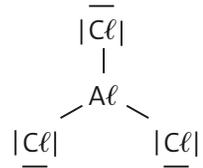
$BeCl_2$: dicloreto de berílio



BF_3 : trifluoreto de boro



NO: monóxido de nitrogênio



$AlCl_3$: tricloreto de alumínio

- No dicloreto de berílio, o berílio ($Z = 4$; $1s^2 2s^2$) adquire estabilidade compartilhando seus dois elétrons de valência com dois átomos de cloro ($Z = 17$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$). Os átomos de cloro completam o octeto, mas o berílio não, pois fica com quatro elétrons na camada de valência.
- No trifluoreto de boro, o boro ($Z = 5$; $1s^2 2s^3$) adquire estabilidade compartilhando seus três elétrons de valência com três átomos de flúor ($Z = 9$; $1s^2 2s^2 2p^5$). Os átomos de flúor completam o octeto, mas o boro não, pois ele fica com seis elétrons na camada de valência.
- No monóxido de nitrogênio, o nitrogênio ($Z = 7$; $1s^2 2s^2 2p^3$) adquire estabilidade compartilhando dois de seus elétrons de valência com um átomo de oxigênio ($Z = 8$; $1s^2 2s^2 2p^4$). O átomo de oxigênio completa o octeto, mas o nitrogênio – nessa molécula específica – não, pois ele fica com sete elétrons na camada de valência.

O fato de a molécula de NO(g) apresentar um elétron desemparelhado (isolado) na camada de valência faz com que a substância seja paramagnética.

O **paramagnetismo** é a propriedade que determinadas substâncias apresentam de serem atraídas na presença de um campo magnético intenso. Essa propriedade só se manifesta na presença do campo magnético e é característica de substâncias cujas moléculas possuem elétrons desemparelhados.

A propriedade inversa do paramagnetismo é o **diamagnetismo**, ou seja, a propriedade que certas substâncias apresentam de ser repelidas por um campo magnético intenso e que só se manifesta na presença do campo magnético.

- No tricloreto de alumínio, o alumínio ($Z = 13$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$) adquire estabilidade compartilhando seus dois elétrons de valência com três átomos de cloro ($Z = 17$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$). Os átomos de cloro completam o octeto, mas o alumínio não, pois ele fica com seis elétrons na camada de valência.

E como saber, teoricamente, se uma molécula segue ou não a regra do octeto? É o que veremos a seguir.

O paramagnetismo é diferente de **ferromagnetismo**, propriedade que certas substâncias (como o ferro) apresentam de serem atraídas por um campo magnético e que se manifesta independentemente da presença do campo magnético.

O cálculo da carga formal

Considere as seguintes possibilidades de estrutura de Lewis para a molécula de SO_2 :

Estrutura 1: real

Estrutura 2: que segue a regra do octeto



Por que a estrutura 1 é a correta, e não a estrutura 2? A resposta está no cálculo da **carga formal**:

$$\text{Carga formal} = V - (L + 1/2 S)$$

em que: $\left\{ \begin{array}{l} V \text{ é o número de elétrons de valência do átomo livre.} \\ L \text{ é o número de elétrons presentes nos pares isolados (não} \\ \text{ligantes) do átomo na estrutura.} \\ S \text{ é o número total de elétrons compartilhados pelo átomo} \\ \text{na estrutura.} \end{array} \right.$

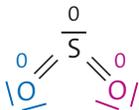
Se há duas ou mais estruturas de Lewis possíveis para uma molécula ou um íon, a estrutura que possui maior probabilidade de existência real é aquela que apresenta a menor energia possível, ou seja, aquela em que **a carga formal de cada átomo na molécula é mais próxima de zero**.

Efetuando o cálculo da carga formal para os átomos de oxigênio e enxofre nas estruturas 1 e 2, temos:

Oxigênio: $1s^2 2s^2 2p^4$ $\therefore V = 6$ (seis elétrons de valência)

Enxofre: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ $\therefore V = 6$ (seis elétrons de valência)

Estrutura 1:



Oxigênio: $L = 4$ (4 elétrons não ligantes)
 $S = 4$ (4 elétrons compartilhados)

$$Cf_o = 6 - (4 + 1/2 \cdot 4) \Rightarrow Cf_o = 0$$

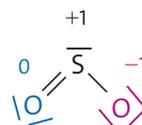
Enxofre: $L = 2$ (2 elétrons não ligantes)
 $S = 8$ (8 elétrons compartilhados)

$$Cf_s = 6 - (2 + 1/2 \cdot 8) \Rightarrow Cf_s = 0$$

Oxigênio: $L = 4$ (4 elétrons não ligantes)
 $S = 4$ (4 elétrons compartilhados)

$$Cf_o = 6 - (4 + 1/2 \cdot 4) \Rightarrow Cf_o = 0$$

Estrutura 2:



Oxigênio: $L = 4$ (4 elétrons não ligantes)
 $S = 4$ (4 elétrons compartilhados)

$$Cf_o = 6 - (4 + 1/2 \cdot 4) \Rightarrow Cf_o = 0$$

Enxofre: $L = 2$ (2 elétrons não ligantes)
 $S = 6$ (6 elétrons compartilhados)

$$Cf_s = 6 - (2 + 1/2 \cdot 6) \Rightarrow Cf_s = +1$$

Oxigênio: $L = 6$ (6 elétrons não ligantes)
 $S = 2$ (2 elétrons compartilhados)

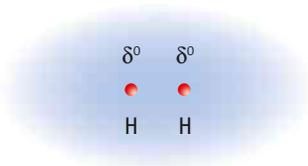
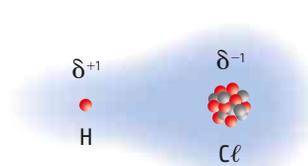
$$Cf_o = 6 - (6 + 1/2 \cdot 2) \Rightarrow Cf_o = -1$$

Quanto mais baixa a carga formal dos átomos na molécula, melhor terá sido a distribuição dos elétrons entre os átomos na sua formação e, portanto, maior a probabilidade de existência real da estrutura.

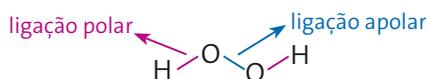
9) Polaridade da ligação covalente

Quando dois átomos compartilham elétrons em uma ligação covalente, essa ligação pode ser apolar ou polar, de acordo com a diferença de eletronegatividade entre os átomos, como mostra o quadro a seguir:



Tipo de ligação	Apolar	Polar
Características	Ocorre entre átomos do mesmo elemento químico, que conseqüentemente não apresentam diferença de eletronegatividade. Nesse caso, os pares de elétrons compartilhados ficam distribuídos igualmente entre os dois átomos que não adquirem caráter parcial (δ^0). A ligação que se estabelece é 100% covalente (apolar).	Ocorre entre átomos de elementos químicos diferentes, ou seja, com diferentes eletronegatividades. Nesse caso, o átomo mais eletronegativo exerce uma atração sobre os pares de elétrons compartilhados, adquirindo um caráter parcial negativo (δ^-). Conseqüentemente, o átomo menos eletronegativo adquire um caráter parcial positivo (δ^+). A ligação que se estabelece é covalente polar.
Exemplo	Molécula de $H_2(g)$ 	Molécula de $HCl(g)$  <small>Ilustrações: Banco de imagens/ Arquivo da editora</small>

Também é possível que uma molécula apresente ligações polares e ligações apolares. É o que ocorre, por exemplo, no peróxido de hidrogênio, H_2O_2 .



Note que o **caráter parcial** (negativo ou positivo) de um átomo obtido pelo deslocamento de elétrons na molécula é diferente da **carga elétrica** de um íon simples, que apresenta um número de elétrons maior ou menor do que o número de prótons.

Se considerarmos o fenômeno das ligações químicas sob o aspecto da eletronegatividade dos átomos, podemos concluir:

Aumentando a diferença de eletronegatividade entre dois átomos, o caráter da ligação passa progressivamente de 100% covalente para covalente polar, até chegar a acentuadamente iônico, ou seja, em que o composto é formado por íons.

Lembre-se de que não podemos atribuir um único caráter ou carga parcial (δ) a determinado átomo, pois isso varia conforme a combinação de átomos ligados.

Por exemplo, o hidrogênio, na molécula de H_2 , possui caráter zero (δ^0) e, na molécula de HCl , possui caráter +1 (δ^+).

predominantemente covalente

$\neq E-$	% Ci
0,1	0,5
0,2	1
0,3	2
0,4	4
0,5	6
0,6	9
0,7	12
0,8	15
0,9	19
1,0	22
1,1	26
1,2	30
1,3	34
1,4	39
1,5	43
1,6	47

predominantemente iônico

$\neq E-$	% Ci
1,7	51
1,8	55
1,9	59
2,0	63
2,1	67
2,2	70
2,3	74
2,4	76
2,5	79
2,6	82
2,7	84
2,8	86
2,9	88
3,0	89
3,1	91
3,2	92

Fonte: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química: questionando a vida moderna*. São Paulo: Bookman, 2006.

O quadro na coluna ao lado mostra as possíveis diferenças de eletronegatividade ($\neq E-$) entre dois átomos e a percentagem de caráter covalente ou iônico (% Ci) que corresponde a cada ligação.

- Se a diferença de eletronegatividade entre dois átomos for menor ou igual a 1,6, a ligação entre eles será predominantemente covalente.

Exemplos:

CO_2 (eletronegatividades: O = 3,5 e C = 2,5)

$3,5 - 2,5 = 1,0$ (%Ci = 22%; predominantemente covalente)

H_2O (eletronegatividades: O = 3,5 e H = 2,1)

$3,5 - 2,1 = 1,4$ (%Ci = 39%; predominantemente covalente)

NH_3 (eletronegatividades: N = 3,0 e H = 2,1)

$3,0 - 2,1 = 0,9$ (%Ci = 19%; predominantemente covalente)

- Se for maior que 1,6, a ligação será acentuadamente iônica.

Exemplos:

NaCl (eletronegatividades: Cl = 3,0 e Na = 1,0)

$3,0 - 1,0 = 2,0$ (%Ci = 63%; predominantemente iônico)

LiF (eletronegatividades: F = 4,0 e Li = 1,0)

$4,0 - 1,0 = 3,0$ (%Ci = 89%; predominantemente iônico)

PbO_2 : (eletronegatividades: O = 3,5 e Pb = 1,7)

$3,5 - 1,7 = 1,8$ (%Ci = 55%; predominantemente iônico)

10 Geometria molecular

O fato de uma molécula apresentar ligações covalentes polares não significa que ela será polar, pois essa característica depende também da geometria da molécula, ou seja, da forma que seus átomos se organizam no espaço.

Identificar uma molécula como polar ou apolar é importante, já que essa característica influi de maneira decisiva nas propriedades da substância, como temperatura de fusão, de ebulição, solubilidade, dureza, etc.

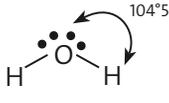
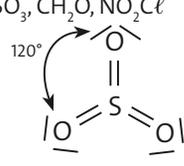
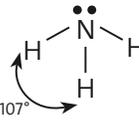
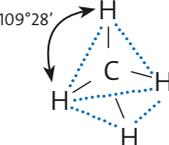
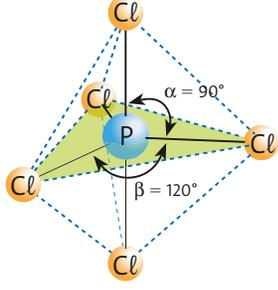
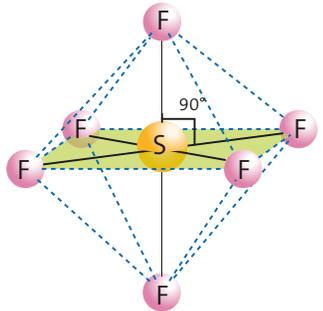
Veremos a seguir a dedução da geometria de moléculas que possuem um átomo central (que se encontra ligado a todos os demais átomos da molécula) pelo modelo da repulsão de pares de elétrons na camada de valência (RPECV).

Esse modelo foi aperfeiçoado, em 1957, por dois químicos: o francês R. J. Gillespie (1924-) e o inglês R. S. Nyholm (1917-1971), com base na teoria de Sidgwick-Powell, desenvolvida em 1940, sobre a geometria das moléculas.

O modelo RPECV tem como base:

- o número de átomos das moléculas;
- as ligações do átomo central, ou seja, o átomo que está ligado a todos os outros átomos da molécula; e
- se o átomo central possui ou não pares de elétrons disponíveis, isto é, que não estão envolvidos em nenhuma ligação química.

O quadro a seguir apresenta um resumo dos principais casos de geometria molecular.

Moléculas com	Átomo central	Geometria da molécula e ângulo entre as ligações	Exemplos
2 átomos	Não possui átomo central.	Linear: 180°	$H_2, F_2, O_2, N_2, HCl, CO$ $H-H$ $H-Cl$ $C \equiv O$
3 átomos	O átomo central não possui par de elétrons emparelhados disponíveis.	Linear: 180° Independente dos átomos envolvidos.	CO_2, CS_2, HCN, N_2O $O=C=O$ $N=N=O$
	O átomo central possui par de elétrons emparelhados disponíveis.	Angular: $104^\circ 5'$ para H_2O Família 16: o ângulo de ligação diminui no sentido: $H_2O > H_2S > H_2Se > H_2Te$	$H_2O, H_2S, NOCl, SO_2$  $Cl-N=O$
4 átomos	O átomo central não possui par de elétrons emparelhados disponíveis.	Trigonal plana ou triangular: 120°	SO_3, CH_2O, NO_2Cl  NO_2Cl
	O átomo central possui par de elétrons emparelhados disponíveis.	Piramidal ou pirâmide trigonal: 107° para NH_3	$NH_3, NCl_3, SOCl_2$  $SOCl_2$
5 átomos	Independente do átomo central.	Tetraédrica: $109^\circ 28'$ É o ângulo que permite a maior distância entre quatro eixos que partem de um mesmo ponto.	$CH_4, SiCl_4, POCl_3$  $POCl_3$
6 átomos	Independente do átomo central.	Bipirâmide trigonal ou bipirâmide triangular. Algumas ligações entre o P e o Cl se encontram num ângulo α de 90° , enquanto outras, num ângulo β de 120° .	PCl_5 
7 átomos	Independente do átomo central.	Octaédrica: 90° É o ângulo que permite a maior distância entre seis eixos que partem de um mesmo ponto.	SF_6 

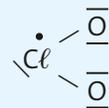
Exercício resolvido

2 O dióxido de monocloro é um composto paramagnético. As moléculas de ClO_2 possuem um número ímpar de elétrons, e o cloro, nessa molécula, não segue a regra do octeto. Com base nessas informações, indique a provável fórmula estrutural do dióxido de monocloro. Dados: ${}_8\text{O}$ e ${}_{17}\text{Cl}$.

Resolução

Configurações eletrônicas: ${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$; ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

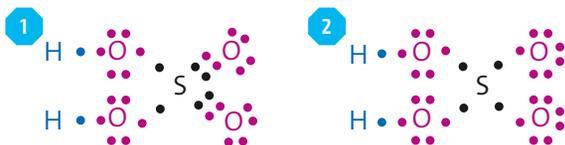
O oxigênio, segundo a regra do octeto, faz duas ligações covalentes comuns para adquirir estabilidade. No dióxido de monocloro, uma molécula paramagnética, o cloro não segue a regra do octeto e apresenta um número ímpar de elétrons. Para satisfazer essas duas condições, o mais provável é que o cloro estabeleça duas ligações covalentes simples com o oxigênio e continue com o seu elétron desemparelhado. Assim, a provável fórmula estrutural do dióxido de monocloro é:



Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

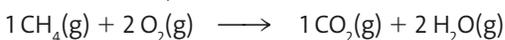
8 Calcule a carga formal do enxofre ($Z = 16$) nas estruturas 1 e 2 a seguir, propostas para a molécula de H_2SO_4 , e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existência real.



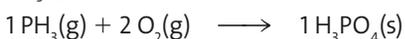
9 Prove, com base no cálculo da carga formal dos átomos, por que a estrutura 1, para a molécula de dióxido de carbono, tem maior probabilidade de existência real do que a estrutura 2. Dado: ${}_6\text{C}$; ${}_8\text{O}$.



10 O fogo-fátuo é uma chama pálida e azulada que ocorre por causa da combustão espontânea de gases resultantes da decomposição de matéria orgânica. Ocorre, por exemplo, em pântanos, em razão da combustão do metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, liberado na fermentação da celulose:



ou em cemitérios, por causa da combustão da fosfina, $\text{PH}_3(\text{g})$, que se desprende dos cadáveres em putrefação.



Esse fenômeno é visto com frequência em cidades do interior onde os corpos são enterrados em valas rasas, em caixões de madeira, e pode estar relacionado a algumas lendas do chamado "folclore caipira". (**Observação:** a fosfina, além de inflamável, é um gás incolor, tóxico e de cheiro desagradável.)

Indique a geometria das moléculas metano, CH_4 , gás carbônico, CO_2 , e fosfina, PH_3 . Dados: ${}_1\text{H}$, ${}_6\text{C}$, ${}_8\text{O}$ e ${}_{15}\text{P}$.

11 Escreva a fórmula de Lewis do tricloreto de fósforo (${}_{15}\text{P}$, ${}_{17}\text{Cl}$) e indique o tipo de ligação formada.

12 (UFPB) Dados os compostos covalentes, com as respectivas estruturas,

- | | |
|------------------------------------|-----------------------------------|
| I. BH_2 — linear | IV. BF_3 — piramidal |
| II. CH_4 — tetraédrica | V. NH_3 — trigonal plana |
| III. H_2O — linear | |

pode-se afirmar que estão corretas:

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

13 (UFC-CE) Selecione a(s) alternativa(s) onde há exata correspondência entre a molécula e sua forma geométrica. A resposta final é a soma dos números das alternativas selecionadas. **Soma: 23.**

- x 01. N_2 — linear.
 x 02. CO_2 — linear.
 x 04. H_2O — angular.
 08. PCl_5 — plana trigonal.
 x 16. CCl_4 — tetraédrica.
 32. BF_3 — pirâmide trigonal.

14 (Uespi) Associe a coluna da esquerda com a coluna da direita, relacionando a espécie química com a sua respectiva geometria molecular, e marque a sequência correta, de cima para baixo:

- | | |
|--------------------------------|---------------------|
| I. SO_3 (//) | Tetraédrica |
| II. PCl_5 (//) | Linear |
| III. H_2O (//) | Angular |
| IV. NH_4^+ (//) | Trigonal plana |
| V. CO_2 (//) | Bipirâmide trigonal |
- a) II, V, III, I, IV. d) IV, III, V, I, II.
 x b) IV, V, III, I, II. e) IV, V, III, II, I.
 c) II, III, V, I, IV.

11 Forças intermoleculares

- Por que alguns insetos podem andar sobre a água?
- Por que a cola cola?
- Como se formam as bolhas de sabão?
- Por que o óleo se espalha uniformemente na superfície da água?

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Para responder a essas perguntas, precisamos saber o que mantém coesas as moléculas de uma substância, entender por que elas não se separam em moléculas isoladas e descobrir o que as faz ficarem juntas.

Essas dúvidas começaram a ser desvendadas em 1873 por Johannes Diederik van der Waals (1837-1923), que determinou as forças que se estabelecem entre as moléculas. Essas forças, em sua homenagem, foram denominadas forças de Van der Waals.

As principais forças de Van der Waals são forças de dipolo induzido (forças de London), forças de dipolo permanente e ligações de hidrogênio.

As forças intermoleculares explicam muitas propriedades das substâncias, como as temperaturas de fusão e de ebulição e a densidade.

Dipolo induzido

As forças de **dipolo induzido** são de **fraca intensidade** e ocorrem entre **moléculas apolares** ou entre átomos de gases nobres quando estes se aproximam, o que causa repulsão entre suas eletrosferas.

Essa repulsão provoca um movimento dos elétrons, que vão se acumular numa única região da molécula ou do átomo, deixando a região oposta com deficiência de carga negativa. Cria-se assim um **dipolo**.

A molécula ou o átomo em que se formou o dipolo induz as outras moléculas ou átomos da substância a formar dipolos também, dando origem a uma pequena força de atração elétrica entre elas.

Lembre-se de que as eletrosferas dos átomos contêm elétrons e de que cargas elétricas de mesmo sinal (no caso, negativo) se repelem.

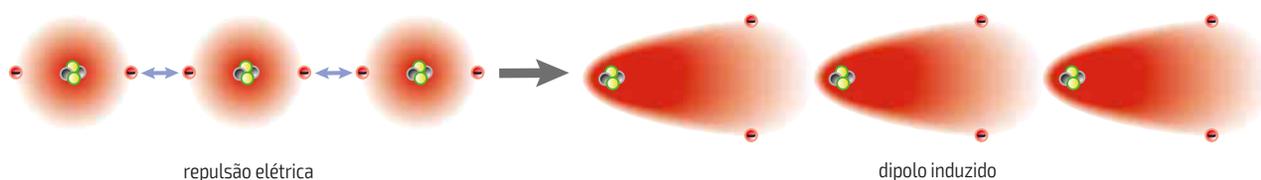
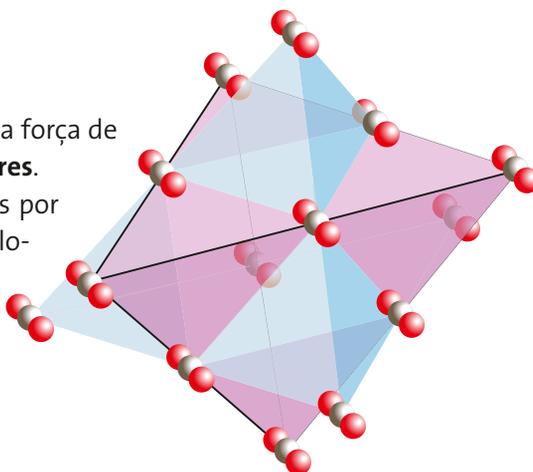


Ilustração esquemática em cores fantasia sobre a formação de um dipolo induzido entre átomos do gás nobre hélio ($Z = 2$).

Esse fenômeno prossegue, dando origem a uma pequena força de atração elétrica que sustenta os chamados **cristais moleculares**.

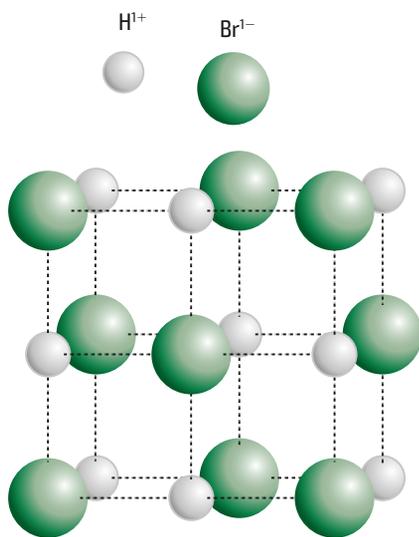
Algumas substâncias cujas moléculas se mantêm unidas por forças de dipolo induzido, como o gás carbônico sólido (gelo-seco) e o iodo, sofrem **sublimação** porque a energia necessária para romper essas forças é pequena.



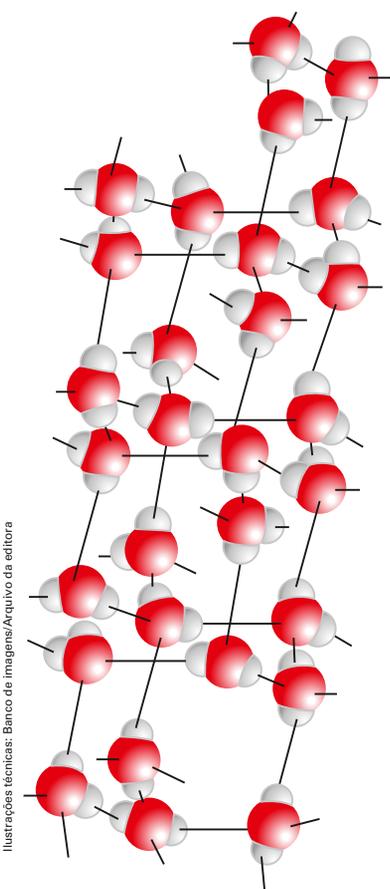
Modelo para o cristal molecular de dióxido de carbono, CO_2 , na fase sólida.

Ilustrações técnicas: Banco de imagens/Arquivo da editora

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.



Representação esquemática das forças de dipolo permanente no brometo de hidrogênio.



Representação esquemática das ligações de hidrogênio da molécula de água.

Dipolo permanente

As forças de **dipolo permanente** são forças de **intensidade média** e ocorrem entre **moléculas polares**. Estabelecem-se de tal forma que o átomo com caráter parcial negativo de uma molécula é atraído pelo átomo com caráter parcial positivo da outra molécula.

Para substâncias na fase sólida, a formação do dipolo permanente orienta a posição de cada molécula no espaço, formando os **cristais dipolares**. Um exemplo é o brometo de hidrogênio, HBr, na fase sólida, cujo cristal dipolar se encontra ilustrado ao lado.

As forças de dipolo permanente são bem mais fortes que as de dipolo induzido. Por isso, a energia necessária para separar as moléculas ligadas por dipolo permanente é maior. Isso faz com que substâncias cujas moléculas são unidas por forças de dipolo permanente tenham maiores temperaturas de fusão e de ebulição do que aquelas cujas moléculas são unidas por forças de dipolo induzido (comparando substâncias de valores aproximados de massa molar).

Ligações de hidrogênio

As **ligações de hidrogênio** são forças intermoleculares de **intensidade alta**. Ocorrem quando a **molécula possui um átomo de hidrogênio ligado a um átomo de flúor, de oxigênio ou de nitrogênio** (elementos muito eletronegativos).

A ligação de hidrogênio se estabelece pela atração entre o átomo de hidrogênio (polo +) de uma molécula e o átomo de flúor, oxigênio ou nitrogênio (polo -) de outra molécula. Esse tipo de ligação forma **cristais dipolares**.

Por ser uma força de atração muito intensa, a energia necessária para separar as moléculas que fazem ligação de hidrogênio é bem alta, por isso as temperaturas de fusão e de ebulição são proporcionalmente altas.

Outro dado interessante é que essa força é responsável pelo comportamento anômalo da água, ou seja, no estado de agregação sólido a água é menos densa do que no estado de agregação líquido (o contrário do que ocorre com a maioria das outras substâncias).

Isso ocorre porque na fase sólida as ligações de hidrogênio fazem com que as moléculas de água se arranjam em uma estrutura hexagonal bem rígida, como mostra a ilustração ao lado, e dessa forma ocupem um espaço bem maior do que ocupariam na fase líquida, livres de tal rigidez. É por esse motivo que o gelo flutua na água.

No fluoreto de hidrogênio, HF, essa força se manifesta de modo tão intenso que muitos cientistas preferem representar essa substância pela fórmula H_2F_2 ou até mesmo $(HF)_n$, em que n representa um número muito grande e indeterminado de moléculas interligadas (praticamente uma macromolécula).

Mesmo que não confesse, é provável que você goste de assoprar bolhas de sabão. E quem não gosta? Quer saber o segredo para obter bolhas grandes que demoram a estourar? Ele pode estar relacionado às forças intermoleculares.



Bolhas mais resistentes

Material necessário

- 1 medida de detergente para lavar louça
- 1 medida de água
- 1/2 medida de xarope de milho
- 1 recipiente de boca larga (copo ou tigela)
- 1 aro com suporte (com diâmetro menor que o do recipiente) feito com um pedaço de arame grosso

Como fazer

Prepare a mistura conforme o tamanho do recipiente e a quantidade que deseja utilizar. O importante é respeitar a proporção (por exemplo, 100 mL de detergente, 100 mL de água e 50 mL de xarope de milho), certificando-se de que será possível mergulhar o aro na quantidade final

de mistura. Se possível, prepare a mistura e deixe-a em repouso por uns dois dias antes de utilizá-la.

Mergulhe o aro na mistura, retire-o e verifique se foi formado um filme no interior do aro. Sopre cuidadosamente e divirta-se.

Investigue

1. Por que as bolhas de sabão são esféricas?
2. De que é constituído o xarope de milho? Qual é o papel desse ingrediente na mistura?
3. Pesquise e proponha um substituto para o xarope de milho.
4. Por que a mistura deve ficar em repouso antes de ser utilizada?



Tensão superficial da água

Uma propriedade importante da água é a tensão superficial.

As moléculas de água fazem ligações de hidrogênio entre si, por isso são fortemente atraídas umas pelas outras. Em um volume de água líquida, há moléculas que ficam na superfície e moléculas que ficam abaixo da superfície.

As moléculas que ficam abaixo da superfície fazem ligações de hidrogênio com moléculas que se encontram em todas as direções: esquerda, direita, à frente, atrás, acima e abaixo. As moléculas que ficam **na superfície** só fazem ligações de hidrogênio com moléculas que se encontram abaixo delas ou ao lado.

Essa atração para baixo e para o lado cria uma força sobre as moléculas da superfície, causando a chamada tensão superficial, que funciona como uma fina camada envolvendo o líquido.

A tensão superficial da água é a mais alta de todos os líquidos, igual a $7,2 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^{-1}$.

É uma propriedade importante na fisiologia das células e responsável por controlar certos fenômenos de superfície.

Nos lagos, por exemplo, a tensão superficial da água sustenta a vida de duas comunidades de microrganismos: os nêustons (bactérias, fungos e algas) e os plêustons (plantas superiores, como aguapés e alfaces-d'água, e pequenos animais, como larvas e crustáceos).



Tatiana Bobkova/Shutterstock

A tensão superficial da água permite que alguns insetos caminhem sobre ela.

Macromoléculas

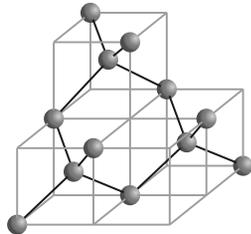
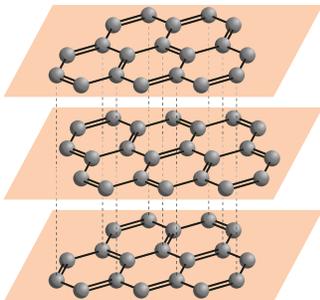
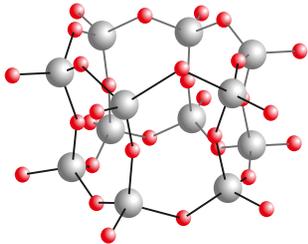
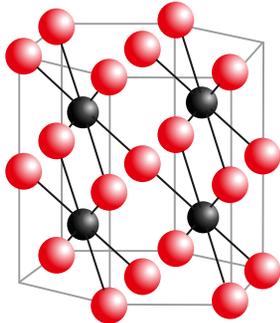
Legenda da tabela:

- carbono
- oxigênio
- silício
- alumínio

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Os compostos covalentes também podem formar macromoléculas que são constituídas de um número muito grande de átomos, geralmente indeterminado, ligados uns aos outros por ligações covalentes, originando uma estrutura única. As macromoléculas formam os cristais covalentes ou cristais atômicos, que possuem altas temperaturas de fusão e de ebulição, além de elevada dureza.

O quadro a seguir fornece alguns exemplos de macromoléculas importantes.

Macromolécula	Exemplos	Características	Estrutura cristalina
Formadas por um único elemento químico	Diamante $C_n(s)$	Cada átomo de carbono faz quatro ligações covalentes simples com outros átomos de carbono, originando uma estrutura tetraédrica. O diamante é o material de maior dureza na escala de Mohs (ver página 223).	
	Grafita $C_n(s)$	Os átomos de carbono fazem uma ligação covalente dupla e duas ligações covalentes simples, de modo que cada átomo de carbono se encontra ligado a três outros átomos de carbono, formando placas de hexágonos que são mantidas juntas por forças de dipolo induzido. Os elétrons da ligação dupla sofrem ressonância, por isso a grafita conduz eletricidade.	
Formadas por elementos químicos diferentes	Sílica $(SiO_4)_n(s)$	Cada átomo de silício encontra-se ligado a quatro átomos de oxigênio (por meio de ligações simples), seguindo os vértices de um tetraedro regular. Por sua vez, cada átomo de oxigênio encontra-se ligado a dois átomos de silício.	
	Coríndon $(Al_2O_3)_n(s)$	Quando puro, forma cristais hexagonais incolores (safiras incolores), mas pode se apresentar em diversas cores ou tonalidades diferentes de uma mesma cor, devido à presença de impurezas metálicas em sua composição. Por exemplo, o rubi, vermelho vivo, contém cromo, e a safira, azulada, contém cobalto ou titânio.	

Ilustrações técnicas: Banco de imagens/Arquivo da editora

RETOMANDO A NOTÍCIA



A reportagem da página 197 fala sobre os diversos poluentes encontrados em ambientes interiores, entre eles o amianto. Você sabe o que é amianto e quais os problemas de saúde que o uso desse material pode causar?

O amianto (do latim *amiantus*, 'inocorrível') é uma fibra mineral natural sedosa, também conhecida por asbesto (do grego *ásbestos*, 'incombustível') e de grande interesse para a indústria, por ser um material de baixo custo, abundante e de excelentes propriedades, como alta resistência mecânica e térmica, incombustibilidade, boa qualidade isolante, durabilidade, flexibilidade, indestrutibilidade, resistência a ácidos, bases e bactérias, facilidade de ser tecido, etc.

Na natureza, o amianto é encontrado em duas formas: serpentinas (amianto branco, que corresponde a cerca de 95% das formações geológicas) e anfíbios (amiantos marrom, azul e outros).

O amianto pode ser empregado para reforçar utensílios cerâmicos, conferindo-lhes propriedades refratárias. No século XIX, mais precisamente durante o período da Revolução Industrial, o amianto foi muito utilizado para isolar termicamente as máquinas e equipamentos, atingindo seu ápice durante a Primeira e a Segunda Guerra Mundial. Foi nesse período que começaram a aparecer surtos de doenças logo associadas ao uso do amianto, que se tornou um dos males industriais mais estudados do século XX, ficando conhecido como a "poeira assassina".

Para manter a lucratividade de seus negócios, os grandes produtores mundiais tentaram atribuir toda a malignidade do amianto ao tipo dos anfíbios (que correspondem a menos de 5% de todo o amianto minerado no mundo), afirmando que a extração e o uso da crisotila (amianto branco da classe das serpentinas) é importante para as populações de baixa renda, que a utilizam na construção civil em produtos como telhas de amianto e caixas-d'água, além de ser um material inofensivo à saúde.

Depois de quase um século de estudos, porém, são conhecidas doenças graves relacionados a ambos os tipos de amianto, como a asbestose (doença crônica pulmonar de origem ocupacional), os cânceres de pulmão e do trato gastrointestinal, e o mesotelioma, tumor maligno raro.

A indústria mundial do amianto é dominada pela Rússia, que é a principal fabricante, responsável por 50% da produção global, seguida por China, Brasil, Cazaquistão e Índia. Os dados são de um levantamento da *International Ban Asbestos Secretariat* (IBAS).

Alguns estados brasileiros como São Paulo, Mato Grosso, Minas Gerais, Rio de Janeiro, Rio Grande do Sul e Pernambuco criaram leis proibindo a extração, comercialização e uso do amianto.

Apesar disso — e mesmo após todos os países da Europa já terem proibido o seu uso —, o Brasil continua sendo um dos maiores consumidores de amianto, o que mostra que cidadãos de países mais desenvolvidos não aceitam mais se expor a esse material cujos riscos são bem conhecidos.

Fontes de pesquisa: Abrea – Associação Brasileira dos Expostos ao Amianto. Disponível em: <www.abrea.org.br/02amianto.htm>. Acesso em: 27 ago. 2015.

FONSECA, Acaua. Revista *Exame*. Disponível em: <<http://exame.abril.com.br/brasil/noticias/brasil-ainda-e-um-dos-maiores-consumidores-de-amianto>>. Acesso em: 25 ago. 2015.

Ted Spiegel/Corbis/Latinstock



Equipe removendo amianto de um edifício comercial nos Estados Unidos da América em 1988.

Exercício resolvido

3 (Unicamp-SP) Considere três substâncias: metano, CH_4 , amônia, NH_3 e água, H_2O e três temperaturas de ebulição: 373 K, 112 K e 240 K.

Levando-se em conta a estrutura e a polaridade das moléculas dessas substâncias, pede-se:

- Correlacionar as temperaturas de ebulição às substâncias.
- Justificar a correlação que você estabeleceu.

Resolução

- A água apresenta a maior temperatura de ebulição, seguida pela amônia e depois pelo metano. H_2O : 373 K; NH_3 : 240 K e CH_4 : 112 K.
- As moléculas de água fazem ligações de hidrogênio (forças intermoleculares muito intensas), por isso apresentam a maior temperatura de ebulição. As moléculas de amônia também fazem ligações de hidrogênio, mas a diferença de eletronegatividade entre hidrogênio e nitrogênio é menor que a existente entre hidrogênio e oxigênio; por isso, a temperatura de ebulição da amônia é menor que a da água. As moléculas de metano são apolares e unidas por forças de dipolo induzido, assim possuem temperatura de ebulição menor que a da amônia e a da água.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

15 (Fameca-SP) Compostos HF , NH_3 e H_2O apresentam elevados pontos de fusão e de ebulição quando comparados a H_2S e HCl , por exemplo, devido:

- às forças de dipolo induzido.
- às forças de London.
- às ligações de hidrogênio.
- às interações eletrostáticas.
- às ligações iônicas.

16 (FCMSC-SP) À temperatura ambiente, a acetona evapora mais rapidamente do que a água. Assim, pode-se concluir que, em relação à água, a acetona apresenta:

- ponto de ebulição mais alto.
- ligações intermoleculares mais fracas.
- pressão de vapor menor.
- ligações de hidrogênio em maior número.
- configuração geométrica menos simétrica.

17 (UFRGS-RS) O gás metano, CH_4 , pode ser obtido no espaço sideral pelo choque entre os átomos de hidrogênio liberados pelas estrelas e o grafita presente na poeira cósmica. Sobre as moléculas do metano, pode-se afirmar que o tipo de ligação intermolecular e sua geometria são, respectivamente,

- ligações de hidrogênio e tetraédrica.
- forças de dipolo induzido e trigonal plana.
- covalentes e trigonal plana.
- forças de dipolo induzido e tetraédrica.
- ligações de hidrogênio e trigonal plana.

18 (FEI-SP) Qual o tipo de interação que se manifesta entre moléculas de:

- $\text{HI}(\ell)$? b) $\text{NH}_3(\ell)$? c) $\text{CH}_4(\ell)$?

19 (Unicamp-SP) Considere os processos I e II representados pelas equações:



Quais ligações são rompidas em cada um dos processos?

20 (UPM-SP) A observação e o estudo da natureza das substâncias e de seu comportamento são intrigantes e por isso fascinantes. Leia com atenção os fatos reais relatados a seguir e assinale a alternativa incorreta que está relacionada a esses fatos.

– A água, ao contrário da maioria das substâncias, aumenta de volume ao se solidificar.

– A água, apesar de líquida nas condições ambientes, pode ser obtida pela reação entre os gases hidrogênio e oxigênio.

- A estrutura hexagonal da água mantida pelas ligações de hidrogênio no estado sólido provoca “um vazio” dentro do cristal de gelo, tornando-o mais volumoso.
- A existência de dipolos elétricos na água faz com que as moléculas se atraiam fortemente, levando-as ao estado líquido.
- Ao contrário do que ocorre na água, substâncias simples como o hidrogênio e o oxigênio apresentam grande força de atração entre suas moléculas, portanto são gases.
- Substâncias simples como o H_2 e o O_2 possuem forças de atração fracas entre suas moléculas, logo são gases.
- O estado físico das substâncias depende das forças de atração entre suas moléculas.

12 Propriedades dos compostos covalentes

Já descobriu por que uma gota de óleo se espalha uniformemente sobre a superfície da água e por que a cola cola?

O óleo, por exemplo, é dito hidrofóbico (*hidro*, 'água'; *fóbico*, 'fobia, aversão'). Termos como esse nos dão a impressão de que moléculas de óleo e de água repelem-se mutuamente, o que é totalmente falso. De fato, a atração entre uma molécula de água e uma molécula de óleo é muito maior do que a atração entre duas moléculas de óleo. Isso pode ser observado, por exemplo, pingando-se gotas de óleo em um copo com água.

Em contato com o ar, as gotas de óleo se mantêm na forma esférica, que é a forma geométrica em que se tem a menor relação entre área superficial e volume, ou seja, por causa da tensão superficial do óleo, a forma esférica mantém o menor número de moléculas de óleo possível em contato com o ar.

Mas, ao cair na água, as moléculas de óleo perdem a forma esférica e se espalham por toda a superfície do líquido, de modo que otimiza o contato com a água. Nesse ponto, você pode questionar: se a atração das moléculas de óleo pela água é tão grande, por que o óleo não se dissolve de uma vez na água?

A resposta é simples: porque a atração entre as moléculas de água é muito maior (ligação de hidrogênio) e, assim, as moléculas de óleo não conseguem ficar entre duas moléculas de água vizinhas.

Tudo isso mostra que as forças intermoleculares são muito importantes para entendermos as propriedades dos compostos covalentes.

Temperaturas de fusão e de ebulição

As temperaturas de fusão e de ebulição de uma substância dependem basicamente de dois fatores: a massa molar e as forças intermoleculares.

Observe os exemplos na tabela abaixo:

No caso das colas (goma ou grude), você deve ter reparado que há no mercado diversos produtos com essa finalidade, um para cada material: cola para papel, para madeira, para vidro, para couro, etc. Isso porque cada tipo de cola é desenvolvido para estabelecer forças intermoleculares fortes com determinado material. São as forças intermoleculares entre a cola e as duas partes de um material que mantêm o conjunto unido.

Massa molar, força intermolecular e temperaturas de fusão e ebulição				
Substância	Massa molar/ g · mol ⁻¹	Força intermolecular	Temperatura de fusão/°C	Temperatura de ebulição/°C
Propano, C ₃ H ₈	44	dipolo induzido	-187	-42
Cloro, Cl ₂	71	dipolo induzido	-100,98	-33,97
Bromo, Br ₂	160	dipolo induzido	-7,25	58,78
Iodo, I ₂	254	dipolo induzido	113,55	184,35
Brometo de hidrogênio, HBr	81	dipolo permanente	-86	-67
Metanal, CH ₂ O	30	dipolo permanente	-92	-21
Água, H ₂ O	18	ligações de hidrogênio	0	100
Diamante, C _n	indeterminada	macromolécula	3 546,85	4 826,85 (sublima)

Fonte: PERRY, Rosat H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6th ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Analisando a tabela da página 221, o que você conclui?

Como variam as temperaturas de fusão e de ebulição das substâncias com o aumento da massa molar comparando compostos cujas moléculas estabelecem o mesmo tipo de força intermolecular?

Comparando compostos cujas moléculas estabelecem forças intermoleculares diferentes, como variam as temperaturas de fusão e de ebulição?

Você deve ter percebido que quanto maior a massa molar, maiores serão as temperaturas de fusão e de ebulição da substância.

Isso ocorre porque, quanto mais elevada a massa molar da substância, maior a inércia das moléculas que a constituem. Logo, a quantidade de energia necessária para fazê-la mudar de estado de agregação será maior.

Comparando-se substâncias covalentes de massas molares próximas, as temperaturas de fusão e de ebulição vão variar conforme a intensidade da força intermolecular existente.

Quanto mais intensas forem as forças intermoleculares, maior será a energia necessária para separar as moléculas e fazer a substância mudar de estado de agregação.

Portanto, substâncias que fazem ligações de hidrogênio possuem temperaturas de fusão e de ebulição maiores do que substâncias cujas moléculas estão ligadas por forças de dipolo permanente, e estas, por sua vez, possuem temperaturas de fusão e de ebulição maiores do que substâncias cujas moléculas estão ligadas por forças de dipolo induzido.

As temperaturas de fusão e de ebulição variam da seguinte forma em relação às forças intermoleculares que estabelece:

ligações de hidrogênio > dipolo permanente > forças de dipolo induzido

Estado de agregação

Quanto maior a massa molar e quanto mais intensas as forças intermoleculares, maior a tendência de a substância apresentar-se na fase sólida em condições ambientes, e vice-versa.

Solubilidade

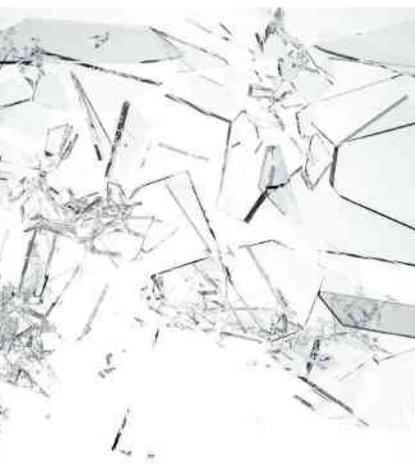
Em geral, compostos covalentes formados por moléculas polares são solúveis em solventes polares. Já os compostos covalentes formados por moléculas apolares são solúveis em solventes apolares (regra: semelhante dissolve semelhante).

Exemplos: A água, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, polar, dissolve a amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, polar. Já o tetracloreto de carbono, $\text{CCl}_4(\ell)$, apolar, dissolve o iodo, $\text{I}_2(\text{s})$, apolar. É por isso, por exemplo, que usamos água para dissolver e limpar os resíduos das tintas à base de água e usamos aguarrás para dissolver e limpar os resíduos de tintas à base de óleo.

Tenacidade

A tenacidade é definida como a resistência que o material apresenta ao choque mecânico (quando submetido a um impacto).

As substâncias covalentes em geral possuem baixa resistência ao impacto. São sólidos quebradiços. O próprio diamante (um dos materiais de maior dureza) pode se partir ao sofrer um forte impacto.



Arspena/Shutterstock

O vidro é um exemplo de substância covalente de baixa tenacidade.

Dureza

A dureza é definida como a resistência que um material oferece ao ser riscado por outro material e pode ser estabelecida pela escala comparativa do mineralogista alemão Friedrich Mohs (1773-1839), elaborada experimentalmente, na qual se atribuíram valores de 1 (menor dureza) a 10 (maior dureza) a uma série de minerais, conforme mostra a tabela ao lado.

Os critérios utilizados por Mohs para estabelecer sua escala foram:

- O mineral de maior dureza risca o mineral de menor dureza.
- O mineral que é riscado (de menor dureza) deixa o seu traço sobre o mineral que o risca (de maior dureza).

De acordo com o tipo de cristal formado, a dureza aumenta sensivelmente na sequência fornecida no quadro a seguir:

Tipo de cristal	Força intermolecular	Dureza	Exemplos
Cristal molecular	Forças de dipolo induzido	Extremamente baixa	Dióxido de carbono, metano, iodo
Cristal dipolar	Forças de dipolo permanente ou ligações de hidrogênio	Varia entre baixa e média	Cloreto de hidrogênio, água e amônia
Cristal covalente ou atômico	Macromoléculas	Dureza muito elevada	Diamante, quartzo, rubi, sílica, berilo

A grafita é exceção, pois é uma macromolécula de dureza extremamente baixa e pode ser utilizada como lubrificante.

Escala de Mohs		
Dureza	Mineral	Fórmula
1	Talco	$Mg_3Si_4O_{10}(OH)_2$
2	Gipsita	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
3	Calcita	$CaCO_3$
4	Fluorita	CaF_2
5	Apatita	$Ca_5(PO_4)_3(F,Cl,OH)$
6	Ortoclásio	$KAlSi_3O_8$
7	Quartzo	$(SiO_2)_n$
8	Topázio	$Al_2SiO_4(F,OH)_2$
9	Coríndon	Al_2O_3
10	Diamante	C_n

Fonte: <www.rc.unesp.br/igce/petrologia/nardy/n5.pdf>. Acesso em: 27 ago. 2015.



Mineral ortoclásio riscando a calcita.



Minerais na ordem de grandeza da escala do Mohs

Condutibilidade elétrica

A maioria das substâncias covalentes (água, açúcar) não conduz corrente elétrica de forma que possa ser detectada pelos aparelhos comuns em nenhum estado de agregação (atuam como isolante).

Uma exceção importante é a grafita, que conduz bem a corrente elétrica no estado sólido, sendo utilizada com essa finalidade.

Exercício resolvido

4 (Vunesp-SP) A água, a amônia e o metano têm massas moleculares próximas. Apesar disso, a água possui ponto de ebulição muito mais elevado que os da amônia e do metano. Essas observações experimentais podem ser explicadas porque:

- a água tem ligações iônicas, enquanto o metano e a amônia são formados por ligações covalentes.
- os tipos de ligações não interferem no ponto de ebulição.
- todos os três compostos apresentados têm ligações covalentes, porém a amônia e o metano são polares.
- as moléculas de água têm as ligações covalentes oxigênio-hidrogênio facilmente rompíveis.

e) a água possui moléculas polares que formam ligações de hidrogênio, aumentando a força de coesão entre suas moléculas.

Resolução

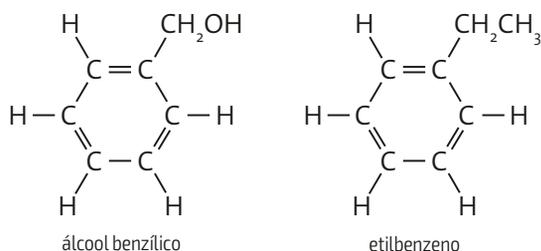
Como a diferença de eletronegatividade entre o nitrogênio e o hidrogênio é menor que a diferença de eletronegatividade entre o oxigênio e o hidrogênio, o momento dipolar da amônia (17 g/mol) é menor do que o da água (18 g/mol). A molécula de metano (16 g/mol) é apolar.

Alternativa e.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

21 (UFSC) Examine as estruturas moleculares do álcool benzílico e do etilbenzeno representadas abaixo.



Assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S) e indique a soma dos números correspondentes às alternativas assinaladas.

- O ponto de ebulição do etilbenzeno deve ser menor que o do álcool benzílico.
- O álcool benzílico deve ser menos solúvel em água do que o etilbenzeno, ambos à mesma temperatura.
- O álcool benzílico deve ter uma pressão de vapor maior que aquela do etilbenzeno, ambos sob as mesmas condições.
- As interações intermoleculares existentes no álcool benzílico são do tipo dipolo permanente-dipolo permanente.
- As interações intermoleculares existentes no etilbenzeno são, basicamente, do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.

22 (UMC-SP) O carbono e o silício são da família 14 da tabela periódica. Por que, nas condições ambientes, o dióxido de carbono, CO_2 , é um gás, enquanto o dióxido de silício, SiO_2 , é um sólido de temperatura de fusão elevada (areia)?

23 A fervura significa quebra de ligações intermoleculares. Quando o HF, o HBr e o Cl_2 fervem, que tipos de ligações intermoleculares estão sendo quebrados?

24 (UFU-MG) Um químico compilou os valores dos pontos de ebulição dos haletos de hidrogênio. Os resultados foram os seguintes:

Composto	PE (°C)	Massa molar (g · mol ⁻¹)
HF	+20	20,00
HCl	-85	36,46
HBr	-67	80,92
HI	-3	127,91

- Por que essas substâncias apresentam diferentes pontos de ebulição?
- Explique por que o HF tem ponto de ebulição superior aos demais haletos de hidrogênio, mesmo tendo a menor massa molar.
- Explique a ordem dos pontos de ebulição dos três últimos compostos.

25 (Unisinos-RS) Nas indústrias de bebidas e de laticínios, entre outras, a amônia, cuja fórmula molecular é NH_3 , é utilizada nos equipamentos de refrigeração para com ela alcançar baixas temperaturas. Entre as moléculas de amônia ocorrem ligações características chamadas:

- forças de dipolo induzido.
- ligações metálicas.
- ligações de hidrogênio.
- ligações covalentes.
- ligações dipolo-dipolo.

FOI NOTÍCIA!



Poluição do ar de interiores

Após a crise do petróleo na década de setenta, que teve como consequência o aumento do preço dos combustíveis, houve uma tendência mundial em conservar energia, resultando em edifícios selados, isto é, edifícios que possuem sistemas forçados de ventilação, sistemas de ar-condicionado, entre outros. Esses ambientes passaram a ter elevados níveis de poluentes devido à baixa troca de ar entre o interior e o exterior, além dos materiais usados como forração, acabamento e mobiliário, que contêm vários tipos de substâncias químicas voláteis.

[...] O emprego de computadores, usados para variar as quantidades de ar que entram no edifício, fez com que os gastos de energia reduzissem. A temperatura e a umidade são os únicos critérios usados para medir a qualidade do ar interior nesses sistemas, sendo que outros parâmetros indicadores de qualidade foram ignorados. [...]

Os sintomas relacionados à qualidade do ar interno são conhecidos como Síndrome dos Edifícios Doentes (SED). Os sintomas mais comuns de SED são: irritação e obstrução nasal, desidratação e irritação da pele, irritação e secura na garganta e nas membranas dos olhos, dor de cabeça, cansaço

generalizado levando à perda de concentração. Esses sintomas geralmente desaparecem quando a pessoa permanece por um longo tempo fora do ambiente.

Hoje sabemos que uma série de poluentes, dentre eles monóxido de carbono, dióxido de carbono, amônia, óxido de enxofre, óxidos de nitrogênio, nicotina, compostos orgânicos voláteis (COVs), material particulado, são os principais responsáveis pelo deterioramento da qualidade do ar de interiores [...].

Essas substâncias podem ser encontradas em materiais de construção, produtos para forração, acabamento e mobiliário, em materiais de limpeza, tintas, carpetes, metabolismo humano e também nas próprias atividades do homem, como cozinhar, lavar e secar roupas. Materiais como carpetes são ótimos lugares para os microrganismos se instalarem e podem servir, também, como fontes secundárias, absorvendo os compostos orgânicos voláteis e os particulados e liberando-os depois."

BATISTA, Carla Alice Theodoro. *Poluição do ar de interiores: uma avaliação de casos relacionados à climatização artificial*. Trabalho de conclusão de curso – Faculdade de Engenharia, UFJF, Juiz de Fora, 2008.

Disponível em: <www.ufjf.br/analiseambiental/files/2009/11/Carla-Alice-Theodoro-Batista.pdf>. Acesso em: 28 ago. 2015.

Nos edifícios sujeitos a SED, o intenso uso de ar-condicionado impede que haja uma troca satisfatória de ar entre o interior e o exterior.

Você acabou de ler sobre a Síndrome do Edifício Doente, que pode ser causada pela alta concentração de compostos orgânicos voláteis. Você sabe o que é isso?



Friedrich Wöhler

SPL/LatinStock

1) A síntese da ureia

A primeira separação da Química em orgânica e inorgânica ocorreu por volta de 1777 e foi proposta pelo químico sueco Torbern Olof Bergman (1735-1784), que definiu:

- Química inorgânica: é a parte da Química que estuda os compostos extraídos dos minerais.
- Química orgânica: é a parte da Química que estuda os compostos extraídos de organismos vivos, animais e vegetais.

Com base nessa definição, Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) formulou a teoria da força vital, segundo a qual os compostos orgânicos necessitavam de uma força maior, a vida, para serem sintetizados.

Até que, em 1828, o médico alemão Friedrich Wöhler (1800-1882), que trabalhava como professor e pesquisador em uma escola técnica de Berlim, realizou o experimento que o tornou famoso: a síntese da ureia.

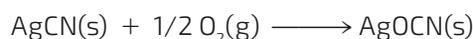
Cotidiano do Químico



A síntese da ureia

Wöhler procurava preparar o cianato de amônio, $\text{NH}_4\text{OCN}(s)$, a partir do cianeto de prata, $\text{AgCN}(s)$, e do cloreto de amônio, $\text{NH}_4\text{Cl}(s)$ – dois sais tipicamente inorgânicos –, de acordo com o seguinte procedimento:

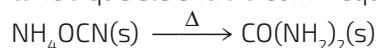
- O cianeto de prata, $\text{AgCN}(s)$, foi aquecido na presença de oxigênio do ar, $\text{O}_2(g)$, formando o cianato de prata, $\text{AgOCN}(s)$.



- Em seguida, o cianato de prata era tratado com solução de cloreto de amônio, produzindo precipitado de cloreto de prata e cianato de amônio em solução.



- A solução foi filtrada e evaporada, restando apenas o cianato de amônio sólido. Porém, ao ser aquecido, se transformou em cristais brancos. Wöhler logo reconheceu esses cristais como ureia, a mesma substância que ele extraía com frequência da urina (de cachorro e humana) para utilizar em seus experimentos.



Wöhler descreveu o resultado inesperado como: “um fato notável, uma vez que representa um exemplo da produção artificial de uma substância orgânica de origem animal a partir de substâncias inorgânicas”, o que ia diretamente contra a **teoria do vitalismo** que imperava na época.

A produção de ureia em laboratório causou um certo impacto, e a teoria do vitalismo, que “emperrava” o desenvolvimento da Química orgânica, começou a declinar.



Modelo “bolas e varetas” da molécula de ureia que enfatiza o tipo de ligação covalente entre os átomos.

JeffreyRasmussen/Shutterstock/Glow Images

Uma vez que um composto orgânico havia sido sintetizado em laboratório, a definição de Bergman para a Química orgânica tornou-se inadequada, e uma nova definição foi proposta:

Química orgânica é a parte da Química que estuda praticamente todos os compostos do elemento carbono.

Sendo assim, a Química inorgânica é a parte da Química que estuda os compostos dos demais elementos e alguns poucos compostos do elemento carbono, os denominados compostos de transição que, apesar de possuírem o carbono, têm propriedades semelhantes às dos compostos inorgânicos, como o cianeto de hidrogênio, $\text{HCN}(\text{g})$, o carbonato de cálcio, $\text{CaCO}_3(\text{s})$, o dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, o monóxido de carbono, $\text{CO}(\text{g})$, o cianato de hidrogênio, $\text{HCNO}(\text{g})$, entre outros.

Hoje são conhecidos mais de 19 milhões de compostos orgânicos presentes em inúmeros produtos que utilizamos diariamente, como gasolina, querosene, álcoois, plásticos, borrachas, tintas, remédios, fibras têxteis, papéis, produtos de limpeza, cosméticos, produtos de higiene, pesticidas e fertilizantes agrícolas.

Isso ocorre em razão da versatilidade única do elemento carbono que, por ser tetravalente e ter um raio atômico relativamente pequeno, é capaz de formar compostos que contêm milhares de átomos ligados, arranjados das mais diferentes maneiras.



Shutterstock/Glow Images



Shutterstock/Glow Images



Shutterstock/Glow Images



Shutterstock/Glow Images



Shutterstock/Glow Images



Art&design/Shutterstock/Glow Images

A versatilidade do carbono dá origem aos inúmeros compostos orgânicos que constituem diversos materiais que incorporamos em nossa vida.

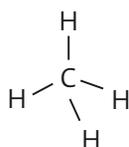
2 Postulados de Kekulé

Entre 1858 e 1861, o químico alemão Friedrich August Kekulé (1829-1896), o químico escocês Archibald Scott Couper (1831-1892) e o químico russo Alexander M. Betherov (1828-1886) lançaram, independentemente, os três postulados que constituem as bases fundamentais da Química orgânica.

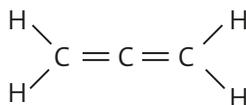
1º postulado

O carbono é tetravalente, ou seja, faz quatro ligações covalentes que podem ser estabelecidas de uma das seguintes formas:

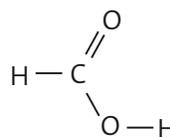
- 4 ligações simples – como no metano, CH_4 ;
- 2 ligações duplas – como no propadieno, C_3H_4 ;
- 2 ligações simples e 1 ligação dupla – como no ácido metanoico, CH_2O_2 ;
- 1 ligação simples e 1 ligação tripla – como no acetileno, C_2H_2 .



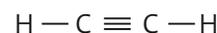
metano



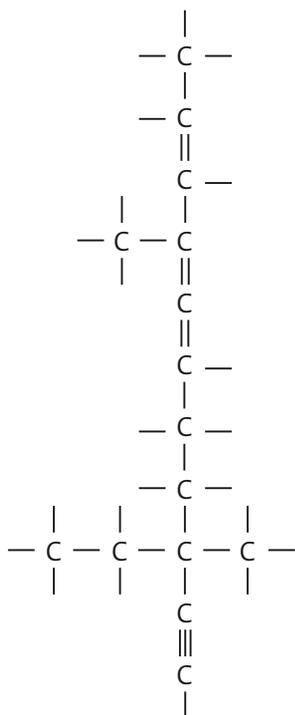
propadieno



ácido metanoico



acetileno

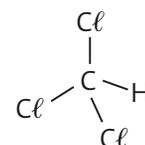
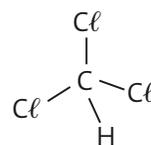
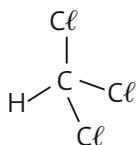
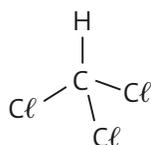


Note que acima não colocamos os demais átomos ligados aos carbonos (H, O, N...) porque queremos destacar apenas a cadeia carbônica.

2º postulado

As quatro ligações simples do carbono são iguais em comprimento e energia.

Veja, por exemplo, a molécula de clorofórmio, CHCl_3 . Podemos representar sua fórmula estrutural espacial de qualquer uma das maneiras a seguir, pois todas as ligações simples são iguais.



3º postulado

O carbono é capaz de formar cadeias (ligações químicas sucessivas) com outros átomos de carbono.

As cadeias carbônicas podem conter milhares de átomos de carbono ligados sucessivamente, formando compostos estáveis. É o que justifica o grande número de compostos orgânicos conhecidos.

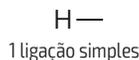
Lembre-se de que cada traço indica um par de elétrons compartilhados com outro átomo (não representado na estrutura ao lado).

3) Elementos organógenos

Os elementos organógenos são os quatro elementos que formam praticamente todos os compostos orgânicos.

Além do **carbono**, que é **tetravalente** (faz 4 ligações covalentes), temos:

- **Hidrogênio**: faz 1 ligação covalente, é monovalente.



- **Nitrogênio**: faz 3 ligações covalentes, é trivalente.



- **Oxigênio**: faz 2 ligações covalentes, é bivalente.



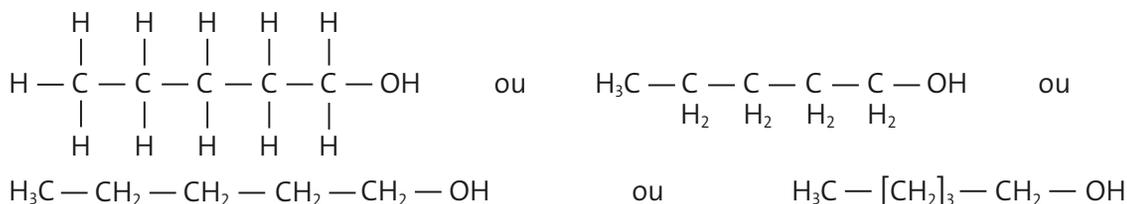
Eventualmente, outros elementos também podem formar compostos orgânicos, só que em menor número – por exemplo, o enxofre (bivalente), o fósforo (trivalente) e os halogênios, como o cloro, o bromo e o iodo (monovalentes). Até metais como magnésio e sódio podem fazer parte da estrutura de compostos orgânicos específicos, denominados compostos organometálicos.

4) Simplificação de fórmulas estruturais

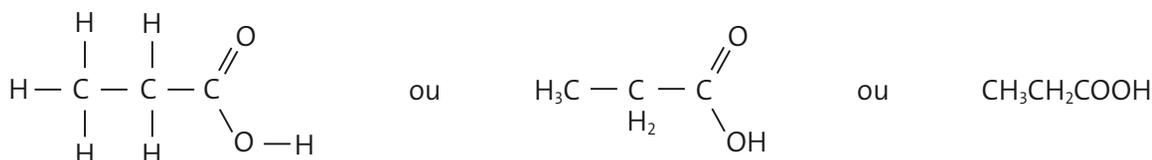
Às vezes a **fórmula estrutural plana** de um composto orgânico pode se tornar muito longa e complexa se representarmos todas as ligações entre os átomos. Por essa razão é comum simplificarmos a fórmula estrutural, condensando algumas ligações.

Observe a seguir alguns exemplos de simplificação da fórmula estrutural, dados os nomes e as fórmulas moleculares dos compostos.

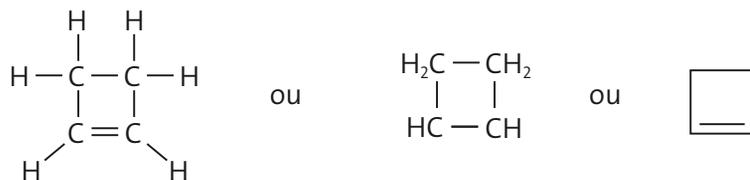
- Simplificação da fórmula do pentan-1-ol, $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$:



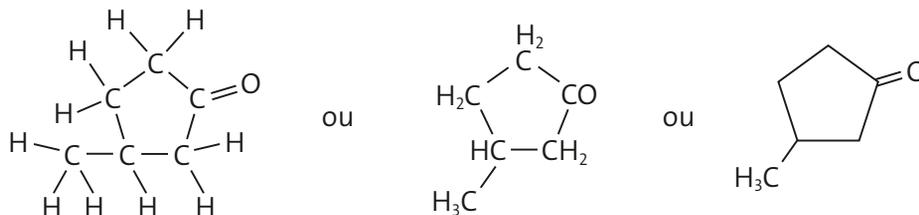
- Simplificação da fórmula do ácido propanoico, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$:



- Simplificação do ciclobuteno, C_4H_6 :



- Simplificação da 3-metilciclopentanona, $C_6H_{10}O$:



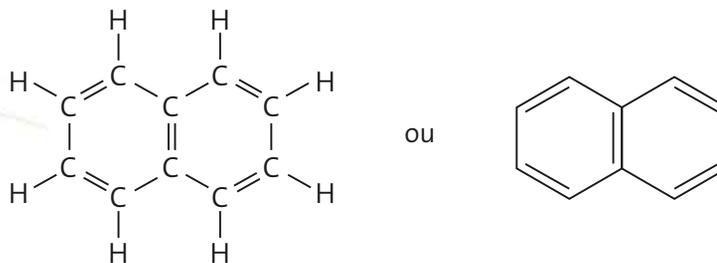
Note que, na simplificação da fórmula dos compostos cíclicos, cada vértice da figura geométrica representa um átomo de carbono. As ligações do carbono com o hidrogênio não precisam ser representadas, pois fica implícito que todas as ligações que estão faltando (o carbono faz quatro ligações) estão sendo feitas com hidrogênio. As ligações do carbono com outros elementos devem ser representadas.

- Simplificação do naftaleno, $C_{10}H_8$:



Traça. A naftalina (nome comercial do naftaleno) é utilizada como repelente de traças e baratas, no entanto sua toxicidade não está limitada somente a insetos e pode ser nociva ao organismo humano se exposto a grandes quantidades.

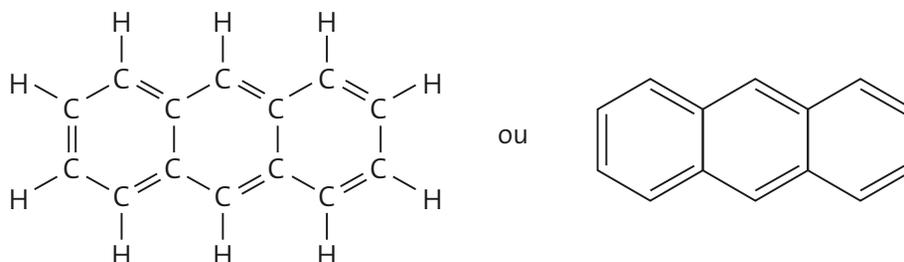
A naftalina também é utilizada na fabricação de diversos produtos, como corantes, solventes, plásticos, lubrificantes, explosivos, etc.



O naftaleno possui dois anéis aromáticos. Cada anel ou núcleo aromático é formado por um ciclo plano com 6 átomos de carbono que estabelecem entre si ligações ressonantes (intermediárias entre a simples e a dupla).

O anel aromático mais simples é o benzeno (página 204).

- Simplificação do antraceno, $C_{14}H_{10}$:



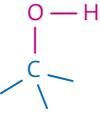
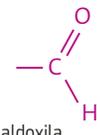
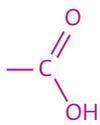
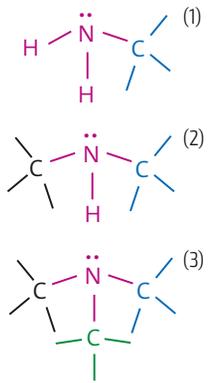
O antraceno possui três anéis aromáticos. Cada anel ou núcleo aromático é formado por um ciclo plano com 6 átomos de carbono que estabelecem entre si ligações ressonantes (intermediárias entre a simples e a dupla).

5) Funções orgânicas importantes

Os compostos orgânicos são divididos em grupos ou funções conforme o comportamento químico que apresentam. Ter um comportamento químico semelhante significa reagir de maneira semelhante diante de determinada substância, quando as condições são as mesmas. E o que faz compostos diferentes terem o comportamento químico semelhante? O fato de possuírem em comum o mesmo **grupo funcional**.

Grupo funcional é um agrupamento de átomos responsável pela semelhança no comportamento químico de uma série de compostos diferentes.

O número de grupos funcionais da Química orgânica é muito grande, e vamos ver muitos deles em detalhes, no Volume 3. Neste momento é importante que você reconheça o papel da Química orgânica e identifique os compostos orgânicos mais importantes e suas características.

Principais grupos funcionais e suas propriedades			
Função química	Grupo funcional	Polaridade	Temperaturas de fusão e de ebulição
Hidrocarboneto: todo composto que possui apenas carbono e hidrogênio.	C_xH_y	Compostos apolares.	Valores baixos em relação aos compostos polares.
Haleto orgânico: derivado de hidrocarboneto pela substituição de um ou mais hidrogênios por átomos de halogênios ($X = F, Cl, Br$ ou I).		Compostos levemente polares.	Próximos aos dos hidrocarbonetos de massa molar semelhante.
Álcool: possui o grupo hidroxila, $-OH$, ligado (especificamente) a um carbono saturado.		Compostos muito polares.	Valores elevados, bem maiores que os dos hidrocarbonetos.
Aldeído: possui o grupo carbonila ligado ao hidrogênio.  carbonila	 aldoxila	Compostos polares.	Maiores que os dos hidrocarbonetos e menores que os dos álcoois.
Ácido carboxílico: possui o grupo carboxila, ou seja, a carbonila ligada a um grupo $-OH$.		Compostos mais polares que os álcoois.	Mais elevados que os dos álcoois de massa molar próxima.
Amina: derivada da amônia, NH_3 , pela troca de um, dois ou três hidrogênios por substituintes orgânicos (cadeias carbônicas).		Compostos polares.	Mais elevados que os dos compostos apolares e mais baixos que os dos álcoois (de massa molar próxima).

6 Nomenclatura

Os hidrocarbonetos formam a classe de compostos mais importantes da Química orgânica. Muito utilizados como combustíveis, compõem praticamente toda a matéria-prima da indústria petroquímica. A principal fonte de hidrocarbonetos na natureza é o petróleo.

O nome oficial de um hidrocarboneto é fornecido basicamente pelo esquema abaixo.

prefixo + infixo + o

O prefixo indica o número de átomos de carbono na cadeia principal (maior sequência de átomos de carbono), e o infixo indica o tipo de ligação entre carbonos, conforme mostra o quadro a seguir. O sufixo indica o grupo funcional, e a letra **o** indica que o composto é um hidrocarboneto.

Prefixos	Infixos	Exemplos
1 carbono: met	<ul style="list-style-type: none"> só ligações simples entre carbonos: an 	Butano
2 carbonos: et	$\begin{array}{ccccccc} & & & & & & \\ - & C & - & C & - & C & - & C & - & C & - & C & - \\ & & & & & & \end{array}$	$\begin{array}{ccccccc} H_3C & - & C & - & C & - & CH_3 \\ & & H_2 & & H_2 & & \end{array}$
3 carbonos: prop	<ul style="list-style-type: none"> 1 ligação dupla entre carbonos: en 	Propeno
4 carbonos: but	$\begin{array}{ccccccc} & & & & & & \\ - & C & - & C & = & C & - & C & - & C & - \\ & & & & & & \end{array}$	$\begin{array}{ccccccc} H_2C & = & C & - & CH_3 \\ & & H & & \end{array}$
5 carbonos: pent	<ul style="list-style-type: none"> 2 ligações duplas entre carbonos: dien 	Propadieno
6 carbonos: hex	$\begin{array}{ccccccc} & & & & & & \\ C & = & C & - & C & = & C & - & C & - \\ & & & & & & \end{array}$	$H_2C = C = CH_2$
7 carbonos: hept	<ul style="list-style-type: none"> 1 ligação tripla entre carbonos: in 	Etino
8 carbonos: oct	$\begin{array}{ccccccc} & & & & & & \\ - & C & - & C & - & C & \equiv & C & - & C & - \\ & & & & & & \end{array}$	$HC \equiv CH$
9 carbonos: non		

O nome dos compostos dos demais grupos funcionais segue esse mesmo esquema, mudando apenas o sufixo. Observe os exemplos abaixo.

Função	Haleto orgânicos	Álcoois	Aldeídos	Ácidos carboxílicos	Aminas
Sufixo	o	ol	al	oico	amina
Exemplo	2-bromopropano $\begin{array}{c} Br \\ \\ H_3C - C - CH_3 \\ \\ H \end{array}$	propan-2-ol $\begin{array}{c} OH \\ \\ H_3C - C - CH_3 \\ \\ H \end{array}$	propanal $\begin{array}{c} O \\ \\ H_3C - C - H \\ \\ H_2 \end{array}$	ácido propanoico $\begin{array}{c} O \\ \\ H_3C - C - OH \\ \\ H_2 \end{array}$	propan-amina $\begin{array}{c} H_3C - C - C - NH_2 \\ \quad \\ H_2 \quad H_2 \end{array}$

7 Aplicações

Os compostos orgânicos estão presentes em praticamente tudo o que faz parte de nosso dia a dia. Em relação aos grupos funcionais que estamos estudando, podemos destacar as seguintes aplicações:

● Hidrocarbonetos

Os combustíveis fósseis, como gasolina, querosene, *diesel*, são todos misturas de hidrocarbonetos. Esses compostos também são utilizados na fabricação de plásticos, fibras têxteis, borrachas sintéticas, tintas, detergentes e fertilizantes agrícolas, entre outros.

● Haletos orgânicos

Atualmente, a indústria produz cerca de 11 000 organoclorados distintos, utilizados numa ampla gama de produtos, desde pesticidas até plásticos. Ocorre, porém, que a produção e o uso desses compostos geram milhares de outros organoclorados não desejados, como as dioxinas, um dos grupos de compostos mais nocivos ao ambiente e aos seres vivos que existem.

● Álcoois

Os álcoois mais conhecidos são o metanol e o etanol, também denominados álcool metílico e álcool etílico, respectivamente. O metanol, CH_3OH , é o mais tóxico dos álcoois, podendo causar cegueira e até a morte quando ingerido. É danoso quando inalado ou absorvido pela pele. É utilizado como combustível e como solvente. O etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, possui toxicidade moderada. É amplamente utilizado em bebidas alcoólicas e também como combustível e solvente.

● Aldeídos

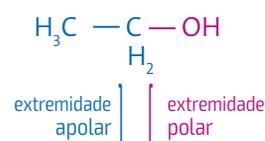
Os aldeídos que apresentam mais aplicações são o metanal (aldeído fórmico ou formaldeído) e o etanal (aldeído acético). O metanal é um gás incolor, de cheiro característico e irritante. Em água, a cerca de 40%, forma uma solução conhecida por formol, usada como desinfetante e na conservação de peças anatômicas. O etanal é utilizado na síntese de diversos compostos orgânicos, na obtenção de resinas, inseticidas (DDT) e também na fabricação de espelhos comuns (como redutor de íons prata).

● Ácidos carboxílicos

Os compostos que apresentam maior diversidade de uso são os ácidos metanoico e etanoico. O ácido metanoico ou fórmico é um líquido incolor, cáustico, de cheiro forte e irritante. É utilizado no tingimento de tecidos como mordente (para fixar as cores do corante no tecido) e como desinfetante em medicina. O ácido acético (do latim *acetum*) concentrado é um líquido incolor, muito tóxico, de cheiro penetrante e sabor azedo. É usado na preparação de perfumes, corantes, seda artificial, acetona e como vinagre em soluções a 4% em volume de ácido acético em média.

● Aminas

As aminas estão presentes em inúmeros medicamentos, em corantes destinados desde a tintura de cabelos até o tingimento de tecidos, e são importantes na síntese de diversos compostos orgânicos.



O etanol, ou álcool etílico, se dissolve tanto em água como na gasolina porque sua molécula possui uma extremidade apolar e uma extremidade polar.



Inicialmente o ácido metanoico era obtido por meio da destilação de formigas vermelhas (daí a origem do nome "fórmico"). A dor intensa da picada da formiga vermelha é causada pelo ácido metanoico que ela injeta.

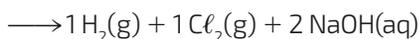
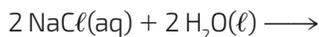
De onde vem... para onde vai?

PVC

O PVC (policloreto de vinila) é um polímero que contém 57% de cloro e 43% de eteno em massa.

O cloro necessário à fabricação do PVC é obtido da eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio (sal de cozinha), em um processo baseado na eletrólise da água, adaptado para ocorrer em escala industrial.

A equação da reação de obtenção do cloro por eletrólise é:



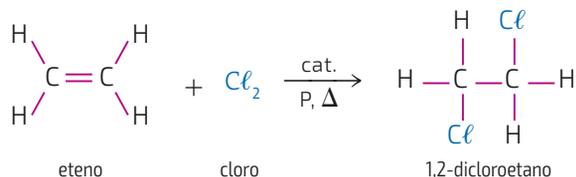
O eteno (etileno) é obtido principalmente do gás natural, proveniente da destilação fracionada do petróleo ou de um processo denominado **craqueamento** ou pirólise (quebra pelo fogo) do petróleo.

Nesse processo — que visa aumentar a produção de gasolina e no qual o eteno é obtido como subproduto —, submetem-se moléculas de hidrocarbonetos das frações querosene, óleo diesel ou óleo lubrificante (também obtidas na destilação do petróleo) a temperaturas entre 450 °C e 700 °C, para “quebrá-las” em cadeias menores, que estejam na faixa da fração gasolina.

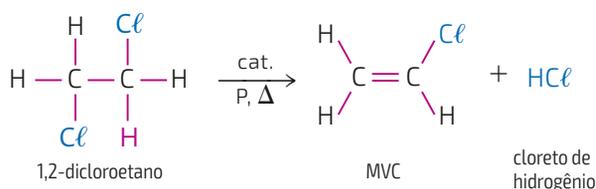
Exemplo:



Em seguida, faz-se o cloro reagir com o eteno (reação de adição), formando dicloroetano (EDC).

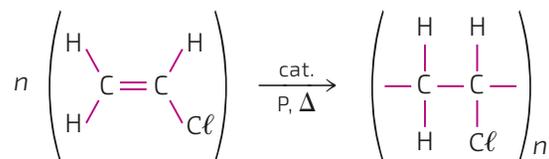


Em seguida o dicloroetano é enviado a um forno e submetido a alta temperatura para ser decomposto por aquecimento (pirólise), produzindo o cloreto de etenila ou monocloreto de vinila (MVC), que é a unidade básica (monômero) do policloreto de vinila ou PVC (polímero).



As moléculas de MVC são submetidas a determinadas condições de pressão e temperatura na presença de catalisadores que vão promover um processo denominado polimerização por adição. Nesse processo, um grande número de pequenas moléculas de MVC ligam-se umas às outras em sequência, formando uma única molécula muito maior, com massa molar média entre 50 000 g/mol e 100 000 g/mol e densidade de aproximadamente 1,39 g/cm³, que se apresenta na forma de um pó muito fino, inerte e de cor branca, o PVC.

A reação de obtenção do PVC é representada pela seguinte equação química de polimerização:



Ftalatos

O PVC apresenta boa resistência química e térmica (em razão do elevado teor de cloro) e pode ser processado de duas formas básicas: o **PVC flexível** ou plastificado (obtido pela mistura de PVC + plastificante), que é predominantemente amorfo (sem um arranjo interno definido), semelhante ao couro e de baixo custo, e o **PVC rígido** (não plastificado).

Os plastificantes mais utilizados para obter o PVC flexível são os **ftalatos**, como o dietil-hexil ftalato (DEHP) e o di-isononil ftalato (DINP). São materiais viscosos de aspecto semelhante ao mel que saturam a matriz tridimensional da resina plástica, da mesma forma que uma esponja rija é saturada de água. A resina plástica torna-se flexível, mas com o tempo esses aditivos, gradualmente, vão sendo eliminados, deixando o material novamente ressequido. Os produtos de consumo de PVC, ou vinil, amaciados podem conter mais de 40% de seu peso em ftalato.

O problema é que há indícios de que os ftalatos possam causar uma série de problemas à saúde, incluindo danos ao fígado, aos rins e ao pulmão, bem como anormalidades no sistema reprodutivo e no desenvolvimento sexual, além de serem classificados como "prováveis carcinogênicos humanos".

Isso é preocupante se observarmos a gama de produtos em que o PVC flexível é utilizado: calças plásticas para bebês, embalagens para medicamentos, bolsas de sangue, tubos para transfusão e hemodiálise, artigos cirúrgicos, brinquedos (bolas, bonecas, mordedores), móveis para escolas infantis, toalhas de mesa, cortinas de chuveiro, bolsas e roupas de couro artificial, revestimentos de fios e cabos elétricos, pisos, forração de poltronas, sofás e estofamentos de automóveis.

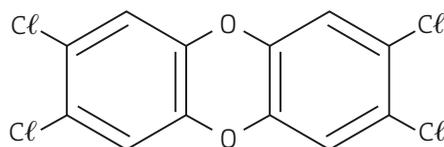
Outro problema que merece ser observado é o amplo uso do PVC em produtos médico-hospita-



Ramona Heimi/Shutterstock

Em 2015, testes laboratoriais feitos na Inglaterra com os elásticos utilizados na confecção de pulseiras (que foi moda em 2014), detectaram a presença de 40% de ftalato (o máximo permitido pela União Europeia é de 0,1%). O ftalato é liberado quando o elástico entra em contato com a boca e pode causar câncer.

tares, que após o descarte são enviados ao incinerador por serem considerados produtos perigosos e potencialmente capazes de transmitir doenças (bactérias e vírus) se forem enviados ao aterro sanitário. É fato comprovado que a combustão de substâncias cloradas libera dioxinas no ambiente (classificadas como poluentes orgânicos persistentes). Assim, as dioxinas são produzidas de forma não intencional e sem controle legal.



As dioxinas formam um grupo de 75 compostos com graus de toxicidade diferentes. O mais perigoso é o 2,3,7,8-tetraclorodibenzo-*p*-dioxina (TCDD), esquematizado acima.

Não existe um nível de dioxinas considerado seguro. Mesmo concentrações da ordem de ppt (partes por trilhão) são perigosas.

O PVC rígido que também contém aditivos (estabilizantes à base de chumbo, cálcio e zinco, modificadores acrílicos, dióxido de titânio, carbonato de cálcio, negro de fumo e pigmentos) é utilizado na fabricação de dutos e tubos rígidos para água e esgoto.

Sugestão de *site* para pesquisa na internet sobre o PVC: <www.institutodopvc.org>. Acesso em: 24 ago. 2015.

Trabalho em equipe

A sala pode ser dividida em dois grupos, I e II, para debater o seguinte problema: sabe-se que as dioxinas afetam o sistema imunológico, o funcionamento da tireoide e do fígado, gerando maior suscetibilidade a infecções. Exposição a elevadas concentrações foi associada a problemas congênitos, atraso no crescimento de crianças, alterações hormonais, alteração na razão de nascimentos entre machos e fêmeas, diabetes e câncer. A única forma de banir as dioxinas seria uma transição para materiais e processos livres de cloro. Isso é viável?

- Grupo I** deve pesquisar argumentos para provar que é viável a transição para materiais e processos livres de cloro.
- Grupo II** deve pesquisar argumentos para provar que não é viável a transição para materiais e processos livres de cloro.

Exercício resolvido

1 (UFMG) Várias essências usadas em perfumaria são extraídas de flores por meio de benzeno ou hexano. Sobre as substâncias componentes dessas essências, todas as afirmações estão corretas, exceto:

- a) São semelhantes entre si quanto a polaridade.
- b) São constituídas por ligações covalentes.
- c) São voláteis.
- d) São solúveis em água.
- e) São constituídas por moléculas orgânicas.

Resolução

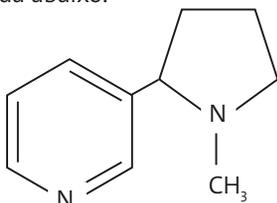
Se as substâncias componentes das essências são extraídas por meio de benzeno ou hexano, elas são constituídas de moléculas apolares e, portanto, não são solúveis em água.

Alternativa **d**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 A nicotina faz parte de um grupo de compostos denominados alcaloides, ou seja, compostos nitrogenados de caráter básico e de origem vegetal, que apresentam em geral uma potente ação tóxica no organismo animal. A nicotina é, em termos farmacológicos, o ingrediente mais ativo da fumaça do cigarro e um dos agentes tóxicos mais potentes e mais rapidamente fatais que se conhece. A dose letal média para o ser humano situa-se entre 40 mg e 60 mg. Um cigarro normal libera cerca de 1,1 mg de nicotina. A nicotina causa dependência como a cocaína, a heroína e o álcool. Forneça a fórmula molecular da nicotina com base na sua fórmula estrutural esquematizada abaixo.



2 (UFRGS-RS) Em vazamentos ocorridos em refinarias de petróleo, que extravasam para rios, lagos e oceanos, verifica-se a utilização de barreiras de contenção para evitar a dispersão do óleo. Nesses casos, observa-se a formação de um sistema heterogêneo onde o petróleo fica na superfície desses recursos hídricos. Sobre o sistema acima descrito é correto afirmar que a água e o petróleo não se misturam porque:

- a) se apresentam em fases de agregação diferentes.
- b) apresentam densidades diferentes, e o petróleo fica na superfície devido a sua maior densidade.
- x c) apresentam moléculas com polaridades diferentes, e o petróleo fica na superfície devido a sua menor densidade.
- d) a viscosidade da água é maior que a do petróleo.
- e) a elevada volatilidade do petróleo faz com que este fique na superfície.

3 (Fatec-SP) O gás natural, constituído principalmente de metano, CH₄, está sendo utilizado como combustível para automóveis e outros veículos. O gás natural é mais seguro para essa utilização do que o gás liquefeito de petróleo, o GLP (uma mistura de propano, C₃H₈, e butano, C₄H₁₀). Sobre isso, fazemos as seguintes afirmações:

- I. Em caso de vazamento, o gás natural tende a subir e se dispersar na atmosfera, enquanto o GLP tende a se acumular junto ao solo, aumentando o risco de explosão.
- II. O gás natural é menos denso que o ar, enquanto o GLP é mais denso.
- III. O gás natural é menos corrosivo para os tanques de combustível que o GLP, devido a sua baixa massa molar.

Dados: as massas molares em g/mol: CH₄ = 16; ar (valor médio) = 28,8; propano = 44 e butano = 58.

Dessas afirmações, são corretas:

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

4 (Esal-MG) Os alquenos – hidrocarbonetos com ligação dupla entre carbonos – são obtidos em quantidades industriais principalmente pelo craqueamento (degradação a altas temperaturas) do petróleo. Esses compostos apresentam grandes utilidades como intermediários químicos: “etileno”, na síntese do álcool etílico, do óxido de etileno e dos alquenos superiores; “propileno”, na síntese do óxido de propileno e 1,2-dicloropropano; e os alquenos (C₈ – C₁₂), na obtenção de detergentes. Tricloroetileno e tetracloroetileno são usados em grandes quantidades como solventes para limpeza.

- a) Escreva a fórmula estrutural dos compostos: etileno; propileno; 1,2-dicloropropano e tetracloroetileno.
- b) Escreva a nomenclatura IUPAC para o etileno e para o propileno.



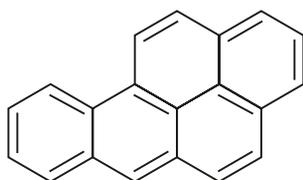
A reportagem da página 225 fala de edifícios selados e da Síndrome dos Edifícios Doentes (SED), nos quais a concentração de poluentes interiores é elevada por causa da baixa troca de ar com o exterior. Uma das causas da SED são os compostos orgânicos voláteis. Você sabe o que é isso?

Os compostos orgânicos voláteis, COVs, ocorrem em ambientes fechados quando evaporam de materiais de construção, acabamento, decoração e mobiliários. Alguns COVs são relacionados a fontes de formaldeído – produtos de madeira, com ou sem acabamento, com resina de ureia-formaldeído ou fórmica – e clorofórmio – formado no atrito da água com os encaixamentos de PVC.

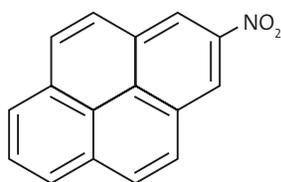
Além disso, podem ser produzidos em processos de combustão e nas emissões metabólicas de microrganismos.

Há também os denominados compostos orgânicos semivoláteis, COSVs, como os hidrocarbonetos policíclicos aromáticos (HPAs), constituídos de dois a seis anéis aromáticos, como naftaleno (e seus derivados), antraceno, fenantreno, benzopireno (altamente cancerígeno) e outros que têm sido detectados com frequência em ambientes fechados.

Os HPAs podem reagir com os óxidos de nitrogênio, NO_x , para formar nitroarenos, compostos altamente tóxicos e perigosos, mesmo em pequenas concentrações.



benzopireno



2-nitropireno

Os COSVs são encontrados em emissões de veículos movidos a *diesel*, nos cartuchos de fotocopadoras e também na queima de matérias orgânicas, como carne de churrasco, madeira e tabaco.

Já no meio ambiente externo, o que preocupa é a presença de poluentes orgânicos persistentes (POP).

Os POP são substâncias orgânicas tóxicas e bioacumulativas, isto é, que se acumulam progressivamente na cadeia alimentar (microrganismos, plantas, aves, peixes, animais herbívoros, animais carnívoros e seres humanos) e não são eliminados com o tempo. São resistentes à degradação biológica (não são biodegradáveis), à degradação química e à degradação fotolítica (provocada pela luz). Afetam o equilíbrio dos ecossistemas, mesmo em pequenas concentrações.

Muitos POP são mutagênicos, cancerígenos ou teratogênicos.

Os PCBs (sigla para bifenilo policlorado – *polychlorinated biphenyls*), conhecidos comumente por **ascarel** (ascaréis), fazem parte do grupo dos POP.

Trata-se de uma família de 209 compostos cuja estrutura é formada de anéis benzênicos (geralmente clorados) ligados entre si em número variável.

São compostos resistentes a altas temperaturas (não se inflamam com facilidade), são maus condutores elétricos e apresentam grande estabilidade química. Essas propriedades atribuem aos PCBs uma série de aplicações, como em refrigeração, em lubrificação industrial, em tintas, em adesivos, em plásticos e como retardadores de chama.

Em maio de 2001, noventa países, inclusive o Brasil, assinaram em Estocolmo, na Suécia, um Tratado Internacional de Banimento dos doze POP considerados mais perigosos para o meio ambiente e a saúde pública. São eles:

- **oito pesticidas:** aldrina, dieldrina, endrina, clordano, heptacloro, DDT toxafeno e mirex;
- **dois compostos de aplicação industrial:** hexaclorobenzeno e bifenilos policlorados (PCB);
- **dois resíduos (subprodutos não intencionais):** dioxinas e furanos.

Exercício resolvido

2 O ácido metanoico (ácido fórmico), HCOOH , possui massa molar igual a 46 g/mol, temperatura de fusão igual a 8 °C e temperatura de ebulição igual a 100,5 °C. Já o álcool etílico (etanol), $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, de mesma massa molar (46 g/mol), possui temperatura de fusão igual a -115 °C e temperatura de ebulição igual a 78,3 °C. Proponha uma explicação para o fato de o ácido metanoico possuir valores muito mais altos de temperaturas de fusão e de ebulição em relação aos do álcool etílico, uma vez que eles possuem a mesma massa molar.

Resolução

Duas moléculas de etanol (álcool etílico) estabelecem entre si apenas uma ligação de hidrogênio (sem contar as ligações de hidrogênio que cada uma estabelece com outras moléculas). Em compensação, duas moléculas de ácido metanoico estabelecem entre si duas ligações de hidrogênio. Por isso, apesar de essas substâncias terem a mesma massa molar, as temperaturas de fusão e de ebulição do ácido metanoico são bem maiores.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

5 (UFMS-RS) Nas espiriteiras do exército, é utilizado o álcool estearílico (18 átomos de carbono), que é sólido mas se funde rapidamente quando aquecido, servindo de combustível para a chama. Diante dessa situação, analise as afirmativas:

- O etanol, por ter cadeia menor, é completamente miscível com água.
- À medida que aumenta a cadeia de carbono dos álcoois, eles se aproximam do comportamento dos hidrocarbonetos.
- À medida que aumenta o número de átomos de carbono da cadeia, diminui a solubilidade dos álcoois em água.
- Devido às ligações de hidrogênio, o ponto de ebulição dos álcoois é maior que o dos alcanos de massa molecular semelhante.

Estão corretas:

- a) I e II apenas. c) I, II e III apenas. **x**e) I, II, III e IV.
b) III e IV apenas. d) II, III e IV apenas.

6 (Fuvest-SP) Em uma tabela de propriedades físicas de compostos orgânicos foram encontrados os dados abaixo para compostos de cadeia linear I, II, III e IV.

Composto	Ponto de ebulição (°C) a 1 atm	Solubilidade em água
I	69,0	Insolúvel
II	78,5	Infinita
III	97,4	Infinita
IV	98,4	Insolúvel

Esses compostos são etanol, heptano, hexano e propan-1-ol, não necessariamente nessa ordem.

Os compostos I, II, III e IV são, respectivamente:

- a) etanol, heptano, hexano e propan-1-ol.
b) heptano, etanol, propan-1-ol e hexano.
c) propan-1-ol, etanol, heptano e hexano.
x d) hexano, etanol, propan-1-ol e heptano.
e) hexano, propan-1-ol, etanol e heptano.

7 (UFPA) O caproaldeído é uma substância com odor desagradável e irritante, que é eliminada pelas cabras durante o seu processo de transpiração. Sabendo que esse aldeído é um hexanal, podemos afirmar que, em uma molécula desse composto, o número de hidrogênios é igual a:

- a) 4. b) 5. c) 6. d) 10. **x** e) 12.

8 (Fuvest-SP) Em um laboratório, três frascos com líquidos incolores estão sem rótulos. Ao lado deles estão os três rótulos com as seguintes identificações: ácido etanoico, pentano e 1-butanol. Para poder rotular corretamente os frascos determinam-se, para esses líquidos, o ponto de ebulição (*PE*) sob 1 atm e a solubilidade em água (*S*) a 25 °C.

Líquido	PE (°C)	S (g/100 mL)
X	36	0,035
Y	117	7,3
Z	118	infinita

Com base nessas propriedades, conclui-se que os líquidos X, Y e Z são, respectivamente,

- x**a) pentano, 1-butanol e ácido etanoico.
b) pentano, ácido etanoico e 1-butanol.
c) ácido etanoico, pentano e 1-butanol.
d) 1-butanol, ácido etanoico e pentano.
e) 1-butanol, pentano e ácido etanoico.

9 Assinale as afirmações corretas e some as respostas dos números das alternativas escolhidas. **Soma: 01.**

- x** 01. As aminas são derivadas da amônia, NH_3 .
02. Todas as aminas fazem ligações de hidrogênio entre si.
04. Somente as aminas primárias e secundárias fazem ligações de hidrogênio com a água.
08. Em geral, as aminas possuem temperaturas de fusão e de ebulição mais elevadas que as dos álcoois.

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foi “poluição de interiores”. É preocupante tudo o que temos lido e pesquisado sobre poluição.

Emitimos no ambiente substâncias que aquecem o planeta, que reagem na atmosfera formando produtos tóxicos, que destroem a camada de ozônio e nos deixam à mercê de radiações energéticas, além das demais radiações que nos envolvem diariamente, para o bem e para o mal.

E dentro de casa? Estamos seguros? Tudo indica que não. Com radônio envolvendo o subsolo e se infiltrando nos cômodos pelas rachaduras, as caixas-d’água de amianto, os encanamentos de PVC rígido com aditivos à base de chumbo por onde circula água tratada com cloro, os armários de fórmica, as colas, os tapetes de borracha, as tintas de todos os tipos que cobrem paredes e tetos, as madeiras tratadas, os brinquedos de PVC flexível espalhados pela casa exalando ftalatos, o cheiro de desinfetante no banheiro... Estamos perdidos? Estamos exagerando? É verdade? É alarmismo? Ou é apenas um exemplo perfeito de “quimiofobia”?

Veja o que diz o texto a seguir:

“Os produtos químicos são postos no pelourinho por vários grupos que se opõem à indústria química e parecem disseminar impunemente suas mensagens negativas e seus alarmes, sendo apenas debilmente refutados. [...]

Por que continua possível alarmar as pessoas por causa de minúsculos traços de contaminadores na água que tomam, na comida que comem e no ar que respiram? No Ocidente, as pessoas nunca foram mais saudáveis nem viveram vidas mais longas. Estou falando aqui sobre as condições nos países desenvolvidos, em que a indústria química está estabelecida há muito tempo e a saúde pública tem sido uma preocupação há mais de um século. Se considerarmos os materiais nocivos que estavam presentes na água, nos alimentos e no ar um século atrás, só podemos concluir que hoje o ambiente é limpo e seguro e está em contínua melhora. [...]

A primeira armadilha consiste no fato de o grupo já ter um ponto de vista que acredita ser verdadeiro e querer pro-

vá-lo. Deixe-me dar um exemplo de como isso poderia ocorrer. Suponha que você acredite que o aumento dos casos de asma é causado pelo uso crescente de purificadores de ar em casa. Você começa perguntando aos que sofrem de asma se têm lançado mão desse tipo de produto. Depois faz a mesma pergunta a pessoas que não sofrem de asma. Se, após entrevistar cem pessoas em cada categoria, você constata que cinquenta das que sofrem de asma dizem ter respirado ar artificialmente perfumado, mas só 45 das que não sofrem de asma se expuseram a esse tipo de produto, você pode anunciar que há uma relação entre asma e purificadores de ar, verificando-se um preocupante aumento de 12% nos casos de asma entre as pessoas que usam esse tipo de produto. Você ‘provou’ o que pretendia provar, que há aqui mais um caso de ‘química’ causando doença. [...]

Escreva um *press release* para anunciar esses resultados. Se você trabalhar para uma instituição respeitada, como uma universidade, é quase certo de que conseguirá chegar às manchetes, embora estas possam ser um pouco exageradas: ‘Relação entre purificador de ar e asma’, ‘O caminho perfumado para a asma’ – ou algo do gênero.”

EMSLEY, John. *Vaidade, virilidade e vitalidade: a Ciência por trás dos produtos que você adora consumir*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2006. p. 218-219.

Então, como você pode se posicionar diante das informações que recebe? Como filtrar a verdade em meio a tantas notícias manipuladas?

Você pode aprender a fazer opções, com consciência, com conhecimento, analisando custos e benefícios, procurando obter o máximo de informações possível a respeito de tudo antes de tomar uma decisão. Pode aprender a ouvir suas reais necessidades sem confundi-las com os apelos da mídia, pode questionar as informações de propagandas, as promessas de vendedores, as manchetes de jornais. Isso é um direito. Isso é cidadania.

Quando fazemos opções e assumimos nossas decisões, estamos mais preparados para enfrentar o futuro. Só não podemos permanecer alienados correndo o risco de o mundo desabar em nossa cabeça a qualquer momento, como uma chuva ácida, aliás, o tema da nossa próxima Unidade.

Chuva ácida

A chuva ácida é um fenômeno no qual a água da chuva, neblina ou nevoeiro reage com alguns poluentes atmosféricos, como os óxidos de nitrogênio e os óxidos de enxofre, formando ácidos fortes que, por serem altamente corrosivos, causam grandes estragos, danificando a pintura dos carros, o concreto de edifícios e pontes (expondo a estrutura metálica, que também acaba sofrendo corrosão) e os monumentos históricos, além de prejudicar *habitat* aquáticos e florestas inteiras.

Esse assunto teve seu apogeu nas décadas de 1960 e 1970, quando foi claramente identificado e discutido. Atualmente, os olhares dos ambientalistas, principalmente no Ocidente, estão totalmente voltados para os problemas causados pelo aquecimento global, e o assunto “chuva ácida” deixou de ser prioridade. Um dos motivos dessa mudança de foco é que foram tomadas medidas antipoluição nas grandes metrópoles, como a utilização de gasolina sem enxofre, a fabricação de automóveis com catalisadores (que proporcionam uma queima de combustível mais “limpa”) e a instalação de filtros para gases poluentes nas indústrias. Todas essas medidas amenizaram a gravidade do problema, embora não o tenham resolvido.

Já no Oriente, principalmente no continente asiático, onde o uso de termelétricas a carvão é intenso, a chuva ácida é considerada um dos maiores problemas ambientais a serem enfrentados.

FOI NOTÍCIA!



Chuva ácida

A queima de carvão, de combustíveis fósseis e os poluentes industriais lançam dióxido de enxofre e dióxido de nitrogênio na atmosfera. Esses gases combinam-se com o hidrogênio presente na atmosfera sob a forma de vapor de água, resultando em chuvas ácidas. As águas da chuva, assim como a geada, a neve e a neblina, ficam carregadas de ácido sulfúrico ou ácido nítrico. Ao caírem na superfície, alteram a composição química do solo e das águas, atingem as cadeias alimentares, destroem florestas e lavouras, atacam estruturas metálicas, monumentos e edificações.

O gás carbônico, CO_2 , expelido pela nossa respiração, é consumido, em parte, pelos vegetais plâncton e fitoplâncton, e o restante permanece na atmosfera. A concentração de CO_2 no ar atmosférico tem se tornado cada vez maior por causa do grande aumento da queima de combustíveis contendo carbono na sua constituição. Tanto o gás carbônico como outros óxidos ácidos, por exemplo SO_2 e NO_x , são encontrados na atmosfera, e as suas quantidades crescentes são um fator de preocupação para os seres humanos, pois causam, entre outras coisas, as chuvas ácidas.

Ao contrário do que se imagina, mesmo nos locais mais limpos, como o Ártico, a água da chuva é levemente ácida (pH 5,6). O pH mede o teor de íons posi-

tivos de hidrogênio de uma solução. A tabela do pH vai do zero ao quatorze: quanto maior for a concentração daqueles íons, menor será o pH, logo, mais ácida a chuva. Em várias cidades do oeste da Europa e do leste dos Estados Unidos, a chuva chegou a ter pH entre 2 e 3, ou seja, entre o do vinagre e o do suco de limão.

O termo 'chuva ácida' foi usado pela primeira vez por Robert Angus Smith, químico e climatologista inglês. Ele usou a expressão para descrever a precipitação ácida que ocorreu sobre a cidade de Manchester no início da Revolução Industrial. Com o desenvolvimento e o avanço industrial, os problemas inerentes às chuvas ácidas têm se tornado cada vez mais sérios. Um dos problemas das chuvas ácidas é o fato de estas poderem ser transportadas por grandes distâncias, podendo cair em locais onde não há queima de combustíveis.

A poluição que sai das chaminés é levada pelo vento, sendo que uma parte dela pode permanecer no ar durante semanas, antes de se depositar no solo. Nesse período, pode ter viajado muitos quilômetros. Quanto mais a poluição permanece na atmosfera, mais a sua composição química se altera, transformando-se num complicado coquetel de poluentes que prejudica o meio ambiente. [...]"

Disponível em: <http://ambientes.ambientebrasil.com.br/urbano/artigos_urbano/chuva_acida.html>. Acesso em: 2 set. 2015.

Você acabou de ler um artigo que explica o problema da chuva ácida. Segundo esse artigo, mesmo a chuva livre de poluição é levemente ácida, com $\text{pH} = 5,6$. Você sabe o que é pH e o que significam esses valores?

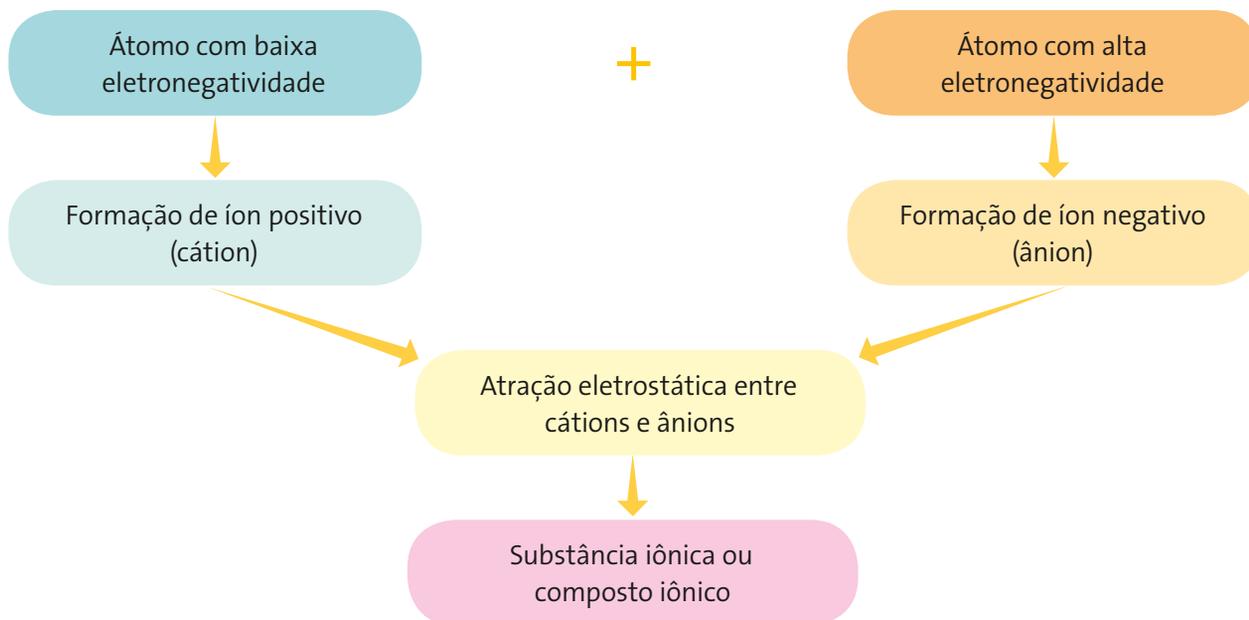
O pH da água da chuva em cidades do oeste da Europa e do leste dos Estados Unidos chegou a valores tão baixos quanto o do vinagre e o do suco de limão.

1) Ligação iônica

Quando a diferença de eletronegatividade entre dois átomos de elementos químicos distintos é maior do que 1,6, a ligação entre eles é predominantemente iônica, ou seja, obtida pela formação de íons positivos e negativos que permanecem juntos por atração eletrostática.

A ligação iônica é sempre uma ligação polar, e a intensidade do dipolo formado entre os átomos aumenta com o aumento da diferença de eletronegatividade entre eles.

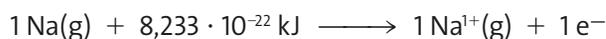
Esquema da ligação iônica:



Os metais são elementos que possuem baixa eletronegatividade (ou alta eletropositividade) e, conseqüentemente, tendem a formar cátions.

É importante observar, porém, que a tendência de um átomo metálico isolado é permanecer como está, pois para retirarmos 1 elétron de seu nível mais externo, precisamos fornecer uma energia denominada primeira energia de ionização (veja página 190).

Exemplo:



Se um átomo isolado de sódio absorve $8,233 \cdot 10^{-22}$ kJ de energia para se transformar no cátion sódio, $\text{Na}^+(\text{g})$, isso significa que ele passa para um estado de maior instabilidade. Logo, **a tendência de os metais formarem cátions só se manifesta na presença de átomos que tenham tendência a formar ânions**, isto é, de receber elétrons, o que leva à formação de íons de cargas opostas que se atraem mutuamente.

Os ametais, ao contrário, são elementos que possuem como característica principal a alta eletronegatividade e a conseqüente tendência a formar ânions. Essa tendência se verifica inclusive para o átomo isolado.

Exemplo:



Se um átomo isolado de cloro, $Cl(g)$, libera $5,797 \cdot 10^{-22}$ kJ de energia (ou 349 kJ/mol de átomos) para se transformar no ânion cloreto, $Cl^{-}(g)$, isso significa que ele passa para um estado de maior estabilidade, portanto, a tendência de os ametais formarem ânions revela-se em qualquer situação.

As substâncias constituídas por átomos de metais e ametais, como o cloreto de sódio, $NaCl(s)$, por exemplo, são denominadas **substâncias iônicas** ou **compostos iônicos** porque, quando a substância simples sódio metálico, $Na(s)$, entra em contato com moléculas de gás cloro, $Cl_2(g)$, ocorre uma violenta reação química que provoca a formação de cátions Na^{+} e ânions Cl^{-} , que permanecem fortemente ligados uns aos outros por **força de atração elétrica entre cargas opostas**, formando o composto representado pela fórmula unitária $NaCl(s)$.



O fato de a reação de formação do cloreto de sódio, $NaCl(s)$, ocorrer com grande liberação de energia indica que esse composto é muito mais estável do que eram as substâncias simples sódio metálico, $Na(s)$, e gás cloro, $Cl_2(g)$, isoladamente.

E como podemos saber se a ligação estabelecida entre dois átomos de elementos químicos diferentes será uma ligação covalente polar ou uma ligação iônica?

Uma forma é calcular a diferença de eletronegatividade entre os átomos desses elementos e a partir desse cálculo verificar qual a porcentagem de caráter iônico da ligação conforme mostram as tabelas ao lado.

Acompanhe os exemplos abaixo, dados os valores da eletronegatividade dos elementos ($\neq E-$ = valor maior – valor menor):

Elemento	Na	Mg	Al	Pb	F	O	Cl	P
Eletronegatividade	1,0	1,2	1,5	1,7	4,0	3,5	3,0	2,1

Diferença de eletronegatividade ($\neq E-$) dos átomos nos compostos:

- $NaCl$: $3,0 - 1,0 = 2,0$ ($\%Ci = 63\%$; predominantemente iônico)
- $MgCl_2$: $3,0 - 1,2 = 1,8$ ($\%Ci = 55\%$; predominantemente iônico)
- AlF_3 : $4,0 - 1,5 = 2,5$ ($\%Ci = 79\%$; predominantemente iônico)
- AlP : $2,1 - 1,5 = 0,6$ ($\%Ci = 19\%$; predominantemente covalente)
- PbO_2 : $3,5 - 1,7 = 1,8$ ($\%Ci = 55\%$; predominantemente iônico)

E por que alguns elementos têm tendência a formar cátions monovalentes enquanto outros formam cátions bivalentes, trivalentes ou tetravalentes?

Uma explicação experimental para esse fenômeno está na energia de ionização necessária para retirar um, dois, três ou quatro elétrons do átomo neutro e isolado.

$\neq E-$ = diferença de eletronegatividade entre os átomos que estabelecem a ligação
 $\% Ci$ = porcentagem de caráter iônico

Porcentagem de caráter iônico

$\neq E-$	$\% Ci$
0,5	6
0,6	9
0,7	12
0,8	15
0,9	19
1,0	22
1,1	26
1,2	30
1,3	34
1,4	39
1,5	43
1,6	47

predominantemente covalente

$\neq E-$	$\% Ci$
1,7	51
1,8	55
1,9	59
2,0	63
2,1	67
2,2	70
2,3	74
2,4	76
2,5	79
2,6	82
2,7	84
2,8	86

predominantemente iônico

Fonte: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química: questionando a vida moderna*. São Paulo: Bookman, 2006.

Observe:

Energias de ionização em kJ/mol						
Cátion formado	Elemento	1ª Ei	2ª Ei	3ª Ei	4ª Ei	5ª Ei
Monovalente	${}_3\text{Li}$	520,2	7 297,9	11 814,6	-----	-----
Monovalente	${}_{11}\text{Na}$	495,8	4 562,4	6 912	9 543	13 352
Monovalente	${}_{19}\text{K}$	418,8	3 051,3	4 411	5 877	7 975
Bivalente	${}_{12}\text{Mg}$	737,7	1 450,6	7 732,6	10 540	13 629
Bivalente	${}_{20}\text{Ca}$	589,8	1 145,4	4 911,8	6 474	8 144
Bivalente	${}_{38}\text{Sr}$	549,5	1 064,5	4 120	5 500	6 910
Trivalente	${}_{13}\text{Al}$	577,6	1 816,6	2 744,7	11 577	14 831
Tetravalente	${}_{82}\text{Pb}$	715,5	1 450,4	3 081,4	4 083	6 640

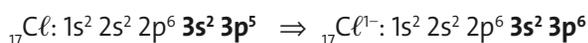
No quadro abaixo os elementos são representados genericamente pelo símbolo E . As “bolinhas” ao redor de E representam os elétrons de valência. O uso da cor azul é um recurso didático, pois elétrons não têm cor.

O sódio forma cátion monovalente porque sua segunda energia de ionização é muito maior do que a primeira. Já o magnésio forma cátion bivalente porque sua terceira energia de ionização é muito maior do que as duas primeiras, e assim por diante.

O quadro a seguir traz um resumo sobre como ocorrem as ligações iônicas entre os elementos representativos mais comuns (E), que geralmente (mas nem sempre) seguem a regra do octeto.

Família	1	2	13	14	15	16	17
Principais elementos	Li, Na, K	Mg, Ca, Sr	Al	Sn, Pb	N, P	O, S	F, Cl, Br, I
Elétrons de valência	1 e ⁻ $E \cdot$	2 e ⁻ $\cdot E \cdot$	3 e ⁻ $\cdot E \cdot$	4 e ⁻ $\cdot E \cdot$	5 e ⁻ $\cdot E \cdot$	6 e ⁻ $\cdot E \cdot$	7 e ⁻ $\cdot E \cdot$
Íon que tende a formar	E^{1+}	E^{2+}	E^{3+}	E^{4+}	E^{3-}	E^{2-}	E^{-}

Acompanhe o raciocínio seguindo o **modelo da regra do octeto** para a formação do cloreto de sódio, NaCl . Dadas as configurações eletrônicas do ${}_{11}\text{Na}$ e do ${}_{17}\text{Cl}$:



- O átomo de **sódio**, ${}_{11}\text{Na}$, possui 1 elétron no último nível de energia (3º nível). Formando o cátion Na^{1+} , seu último nível passa a ser o anterior (2º nível), que já está completo, ou seja, o cátion sódio, ${}_{11}\text{Na}^{1+}$, possui a mesma configuração eletrônica do gás nobre neônio, ${}_{10}\text{Ne}$.
- O átomo de **cloro**, ${}_{17}\text{Cl}$, possui 7 elétrons no último nível de energia (3º nível). Formando o ânion Cl^{1-} , seu último nível fica completo, ou seja, o ânion cloreto possui a mesma configuração eletrônica do gás nobre argônio, ${}_{18}\text{Ar}$.

Logo, a fórmula do composto formado pela atração eletrostática (ligação iônica) entre os íons Cl^{1-} e Na^{1+} será NaCl .

Não se esqueça: não existem átomos livres dos elementos sódio e cloro na natureza. A formação do cloreto de sódio ocorre pela reação entre as substâncias sódio metálico, $\text{Na}(s)$, e gás cloro, $\text{Cl}_2(g)$.

2) Fórmula unitária

Um composto iônico é formado por um número muito grande e indeterminado de cátions e ânions agrupados alternadamente segundo uma forma geométrica definida – característica de cada substância iônica – que chamamos de **arranjo**. No caso do cloreto de sódio, $\text{NaCl}(s)$, os íons Na^{1+} e Cl^{1-} agrupam-se num arranjo denominado **cúbico de três eixos**, como ilustrado ao lado.

Observe que no cristal de cloreto de sódio cada íon Na^{1+} é cercado por seis íons Cl^{1-} , e vice-versa. Esse número é denominado **número de coordenação**.

Número de coordenação é o número de íons imediatamente ligados a determinado íon em um arranjo cristalino.

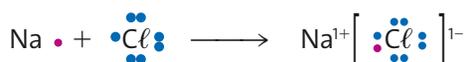
No cloreto de sódio, $\text{NaCl}(s)$, especificamente, o número de coordenação dos íons Na^{1+} e Cl^{1-} é o mesmo: 6.

Como todo composto iônico é formado por um número indeterminado e muito grande de cátions e ânions, define-se para esses compostos uma **fórmula unitária**, escrita do seguinte modo:

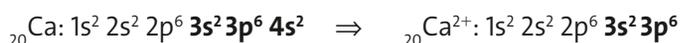
- O símbolo do cátion vem antes do símbolo do ânion.
- A fórmula unitária deve mostrar a **menor proporção em números inteiros** de cátions e ânions, de modo que a carga total dos cátions seja neutralizada pela carga total dos ânions (toda substância é eletricamente neutra).
- Como a substância possui carga elétrica total igual a zero, as cargas elétricas individuais de cada íon não aparecem escritas na fórmula unitária.
- O número de cátions e de ânions da fórmula é chamado de índice e deve vir escrito à direita e abaixo do símbolo. O índice 1 não precisa ser escrito.

Também podemos representar a fórmula de uma substância iônica por meio da **fórmula de Lewis** ou **fórmula eletrônica**.

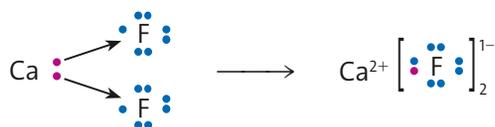
Na fórmula de Lewis representam-se os elétrons de valência dos íons que formam o composto. No caso do cloreto de sódio, teremos:



Acompanhe agora um outro exemplo, utilizando como modelo a regra do octeto, de como se estabelece a ligação iônica entre os elementos químicos cálcio, ${}_{20}\text{Ca}$, e flúor, ${}_{9}\text{F}$.



Fórmula eletrônica do fluoreto de cálcio:



As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

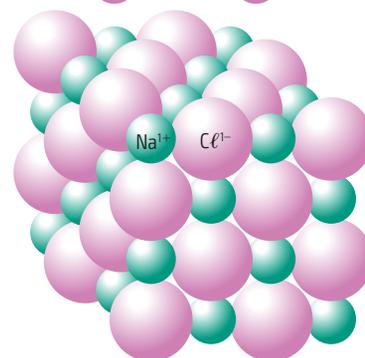
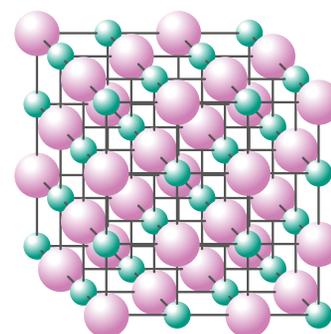
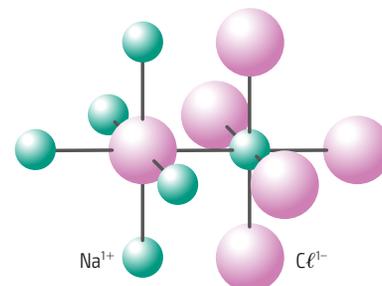


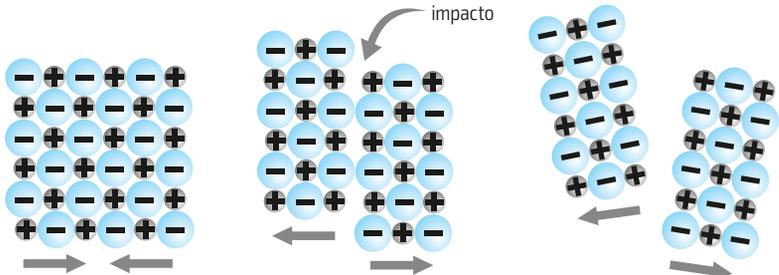
Ilustração esquemática e em cores fantasia do arranjo cúbico de três eixos

É importante observar que um sólido iônico não se mantém coeso por ligações entre pares específicos de íons: todos os cátions atraem todos os ânions, todos os cátions repelem-se uns aos outros e todos os ânions repelem-se mutuamente. Uma ligação iônica é característica do cristal como um todo, e a liberação de energia que ocorre na formação do composto iônico leva em conta todo o conjunto de cátions e ânions que forma o cristal.

Ilustrações técnicas: Banco de imagens/Arquivo da editora

3) Propriedades dos compostos iônicos

A ligação iônica é de natureza elétrica. Os íons positivos e negativos se atraem fortemente, dando origem a compostos com as propriedades características descritas no quadro a seguir:

Propriedades dos compostos iônicos	
Estado de agregação	<p>Em geral são sólidos a temperatura e pressão ambientes (25 °C e 1 atm) porque a força de atração elétrica mantém os cátions e os ânions firmemente ligados uns aos outros. Alguns compostos iônicos, como o cloreto titânico, TiCl_4, e o cloreto estânico, SnCl_4, são líquidos em condições ambientes. O TiCl_4 é um líquido incolor, fumegante, muito tóxico por inalação, utilizado para escrever no céu, pois provoca a formação de uma cortina de fumaça, $\text{TiO}(v)$, no ar úmido por meio da reação:</p> $\text{TiCl}_4(l) + 2 \text{H}_2\text{O}(v) \rightarrow \text{TiO}_2(v) + 4 \text{HCl}(v)$  <p>Fumaça formando um coração no céu.</p>
Temperaturas de fusão e de ebulição	<p>Em geral são muito elevadas, pois é preciso fornecer uma grande quantidade de energia para separar os íons e vencer a atração elétrica existente entre eles.</p> <p>Observe os seguintes exemplos:</p> <p>NaCl: funde a 801 °C e entra em ebulição a 1413 °C. KCl: funde a 686 °C e entra em ebulição a 1330 °C. CaBr_2: funde a 730 °C e entra em ebulição a 1935 °C. MgO: funde a 2852 °C e entra em ebulição a 3600 °C.</p>
Solubilidade	<p>Há vários outros fatores que interferem na solubilidade dos compostos além da polaridade, como a estrutura cristalina, por isso, nem todos os compostos iônicos são solúveis em água (apesar de serem polares). Existem tabelas de solubilidade que podemos consultar se necessário.</p>  <p>Precipitado de AgCl, composto iônico praticamente insolúvel em água.</p>
Dureza (resistência ao risco)	<p>Em geral possuem elevada dureza, ou seja, grande resistência a serem riscados por outros materiais.</p>
Tenacidade (resistência ao impacto)	<p>Possuem baixa tenacidade, pois, quando sofrem pressão, os íons de mesmo sinal se aproximam e se repelem, fragmentando o cristal.</p>  <p>Atração: íons de sinais opostos defrontam-se.</p> <p>Repulsão: íons de sinais iguais defrontam-se.</p> <p>O cristal se parte por causa das forças repulsivas ao longo do plano.</p>
Condutividade elétrica	<p>Conduzem corrente elétrica na fase líquida ou em solução aquosa, quando os íons estão livres. Na fase sólida não conduzem corrente elétrica.</p>

Exercício resolvido

1 (UEA-AM) Linus Pauling, um dos maiores químicos do século XX e de todos os tempos, ganhador do Prêmio Nobel de Química, em 1954, e da Paz, em 1962, estabeleceu o seguinte critério para a avaliação do caráter iônico ou covalente de uma ligação química:

- Se a diferença de eletronegatividade entre dois átomos for maior ou igual a 1,70, a ligação entre eles será predominantemente iônica.
- Se for menor que 1,70, a ligação será predominantemente covalente.

Qual das substâncias seguintes apresenta, segundo o critério estabelecido por Pauling, seus átomos unidos por ligações predominantemente iônicas?

- CO
- HBr
- NO
- H₂O
- NaF

Resolução

O flúor é o elemento mais eletronegativo da tabela periódica, e o sódio, um dos mais eletropositivos (só perde para o lítio). Como esses elementos apresentam a maior diferença de eletronegatividade entre si, o composto NaF terá o maior caráter iônico.

Alternativa **e**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 Em relação à formação de substâncias iônicas, selecione a(s) afirmação(ões) correta(s) e forneça a soma do(s) número(s) da(s) alternativa(s) selecionada(s). **Soma: 49**

- X 01. São necessariamente substâncias compostas.
02. Também podem ser substâncias simples.
04. A fórmula NaCl(s) indica uma molécula de cloreto de sódio.
08. O átomo de magnésio isolado, ${}_{12}\text{Mg}(\text{g}): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, é instável, mas o cátion magnésio isolado, ${}_{12}\text{Mg}^{2+}(\text{g}): 1s^2 2s^2 2p^6$, cuja configuração eletrônica é igual à do gás nobre neônio, ${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$, é estável.
- X 16. O que torna uma substância iônica estável é a formação do retículo cristalino que ocorre com a liberação de energia pela atração elétrica entre íons de cargas opostas.
- X 32. As substâncias iônicas são formadas por uma quantidade imensa e indeterminada de cátions e ânions que se agrupam segundo um arranjo geométrico definido e são representadas por uma fórmula unitária que é a menor proporção de cátions e ânions cujas cargas se anulam (a soma das cargas é igual a zero).

2 (UFV-MG) Os compostos formados pelos pares Mg e Cl, Ca e O, Li e O e K e Br possuem fórmulas cujas proporções entre os cátions e os ânions são, respectivamente:

Dados: ${}_{3}\text{Li}$; ${}_{8}\text{O}$; ${}_{12}\text{Mg}$; ${}_{17}\text{Cl}$; ${}_{19}\text{K}$; ${}_{20}\text{Ca}$; ${}_{35}\text{Br}$.

- 1 : 1 2 : 2 1 : 1 1 : 2.
- 1 : 2 1 : 2 1 : 1 1 : 1.
- 1 : 1 1 : 2 2 : 1 2 : 1.
- X 1 : 2 1 : 1 2 : 1 1 : 1.
- 2 : 2 1 : 1 2 : 1 1 : 1.

3 (PUC-SP) Analise as propriedades físicas na tabela:

Condução de corrente elétrica				
Amostra	PF (°C)	PE (°C)	a 25 °C	a 1000 °C
A	801	1413	isolante	condutor
B	43	182	isolante	—
C	1535	2760	condutor	condutor
D	1248	2250	isolante	isolante

Segundo os modelos de ligação química, A, B, C e D podem ser classificados, respectivamente, como,

- composto iônico, metal, substância molecular, metal.
- metal, composto iônico, composto iônico, substância molecular.
- composto iônico, substância molecular, metal, metal.
- substância molecular, composto iônico, composto iônico, metal.
- X e) composto iônico, substância molecular, metal, composto iônico.

4 (UFMG) Um material sólido tem as seguintes características:

- não apresenta brilho metálico.
- é solúvel em água.
- não se funde quando aquecido a 500 °C.
- não conduz corrente elétrica no estado sólido.
- conduz corrente elétrica em solução aquosa.

Com base nos modelos de ligação química, pode-se concluir que, provavelmente, trata-se de um sólido

- X a) iônico.
- b) covalente.
- c) molecular.
- d) metálico.

4 Compostos inorgânicos

Uma característica dos **compostos inorgânicos** é que eles são **iônicos** ou **covalentes capazes de formar íons**. As tabelas de ânions e cátions fornecidas a seguir devem ser consultadas sempre que necessário.

Tabela dos principais ânions			
Ânions monovalentes: 1–			
Halogênios	Carbono	Enxofre	
F ⁻ fluoreto	CN ⁻ cianeto	HS ⁻ mono-hidrogenossulfeto (bissulfeto)	
Cl ⁻ cloreto	NC ⁻ isocianeto	HSO ₃ ⁻ mono-hidrogenossulfito (bissulfito)	
Br ⁻ brometo	OCN ⁻ cianato	HSO ₄ ⁻ mono-hidrogenossulfato (bissulfato)	
I ⁻ iodeto	NOC ⁻ isocianato	Nitrogênio	Metais de transição
ClO ⁻ hipoclorito	ONC ⁻ fulminato	NO ₂ ⁻ nitrito	MnO ₄ ⁻ permanganato
ClO ₂ ⁻ clorito	HCO ₃ ⁻ mono-hidrogenocarbonato (bicarbonato)	NO ₃ ⁻ nitrato	Outros
ClO ₃ ⁻ clorato	HCOO ⁻ metanoato ou formiato	NH ₂ ⁻ amideto	H ⁻ hidreto
ClO ₄ ⁻ perclorato	H ₃ C — COO ⁻ etanoato ou acetato	N ₃ ⁻ azoteto	OH ⁻ hidróxido

Ânions bivalentes: 2–			
Oxigênio	Enxofre	Metais de transição	Carbono
O ²⁻ óxido	S ²⁻ sulfeto	CrO ₄ ²⁻ (orto)cromato	CO ₃ ²⁻ carbonato
O ₂ ²⁻ peróxido	SO ₃ ²⁻ sulfito	Cr ₂ O ₇ ²⁻ dicromato	C ₂ O ₄ ²⁻ oxalato
O ₄ ²⁻ superóxido	SO ₄ ²⁻ sulfato	MnO ₃ ²⁻ manganito	C ₂ ²⁻ acetilato (carbeto)
Nitrogênio	S ₂ O ₃ ²⁻ tiosulfato	MnO ₄ ²⁻ manganato	Outros
N ₂ O ₂ ²⁻ hiponitrito	S ₂ O ₈ ²⁻ peroxidissulfato	ZnO ₂ ²⁻ zincato	B ₄ O ₇ ²⁻ tetraborato

Ânions trivalentes: 3–	
Nitrogênio	Metais de transição
N ³⁻ nitreto	[Fe(CN) ₆] ³⁻ ferricianeto
Fósforo	Outros
PO ₄ ³⁻ (orto)fosfato	BO ₃ ³⁻ (orto)borato

Ânions tetravalentes: 4–	
Fósforo	Metais de transição
P ₂ O ₇ ⁴⁻ pirofosfato	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻ ferrocianeto
Carbono	Outros
C ⁴⁻ carbeto	SiO ₄ ⁴⁻ (orto)silicato

Tabela dos principais cátions

	Monovalentes: 1+	Bivalentes: 2+	Trivalentes: 3+	Tetravalentes: 4+	Pentavalentes: 5+
Possuem uma única valência	H ₃ O ¹⁺ hidrônio	Be ²⁺ berílio	Al ³⁺ alumínio		
	NH ₄ ¹⁺ amônio	Mg ²⁺ magnésio	Bi ³⁺ bismuto		
	Li ¹⁺ lítio	Ca ²⁺ cálcio			
	Na ¹⁺ sódio	Sr ²⁺ estrôncio			
	K ¹⁺ potássio	Ba ²⁺ bário			
	Rb ¹⁺ rubídio	Ra ²⁺ rádio			
	Cs ¹⁺ céσιο	Zn ²⁺ zinco			
	Ag ¹⁺ prata	Cd ²⁺ cádmio			
	Possuem mais de uma valência	Cu ¹⁺ cobre I cuproso	Cu ²⁺ cobre II cúprico		
Hg ₂ ²⁺ mercúrio I mercuroso		Hg ²⁺ mercúrio II mercúrico			
Au ¹⁺ ouro I auroso			Au ³⁺ ouro III áurico		
		Cr ²⁺ crômio II cromioso	Cr ³⁺ crômio III crômico		
		Fe ²⁺ ferro II ferroso	Fe ³⁺ ferro III férico		
		Co ²⁺ cobalto II cobaltoso	Co ³⁺ cobalto III cobáltico		
		Ni ²⁺ níquel II níqueloso	Ni ³⁺ níquel III níquelico		
		Mn ²⁺ manganês II manganoso	Mn ³⁺ manganês III mangânico		
		Sn ²⁺ estanho II estanoso		Sn ⁴⁺ estanho IV estânico	
		Pb ²⁺ chumbo II plumboso		Pb ⁴⁺ chumbo IV plúmbico	
		Pt ²⁺ platina II platinoso		Pt ⁴⁺ platina IV platínico	
		Ti ²⁺ titânio II titanoso		Ti ⁴⁺ titânio IV titânico	
			As ³⁺ arsênio III arsenioso		As ⁵⁺ arsênio V arsênico
		Sb ³⁺ antimônio III antimonioso		Sb ⁵⁺ antimônio V antimônico	

Saiba mais a respeito da classificação dos compostos inorgânicos em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/conceito.pdf>>, acesso em: 31 ago. 2015.

Por uma questão de simplificação e de padronização, e por haver outros conceitos mais abrangentes de ácidos nos quais essas substâncias estão incluídas, é costume atribuir também ao composto molecular a conceituação e a nomenclatura de ácido, mesmo ao empregar a teoria de Arrhenius. Assim, $\text{HCl}(\text{g})$ também pode ser denominado ácido clorídrico.

As propriedades e o comportamento químico dos compostos inorgânicos variam conforme a substância (ou o solvente) com a qual estiverem interagindo.

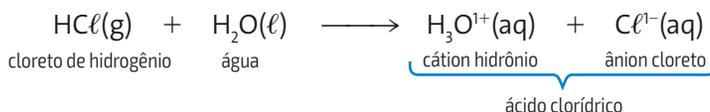
Assim, para efeito de estudo dividimos os compostos inorgânicos em **grupos**, de acordo com a sua **constituição**, sempre levando em consideração sua **interação com a água**, pois o comportamento químico dos compostos inorgânicos pode variar conforme a substância (ou o solvente) com a qual estiverem interagindo. Os principais grupos de compostos inorgânicos são os ácidos, as bases, os sais e os óxidos.

5 Ácidos de Arrhenius

Os ácidos são eletrólitos e, portanto, formam íons em solução aquosa. A definição para ácidos atualmente, de acordo com o conceito de eletrólitos de Arrhenius, é:

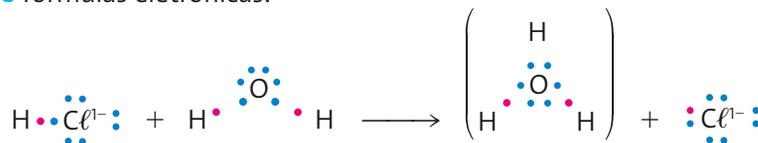
Ácidos são compostos covalentes que reagem com a água (sofrem ionização) formando soluções que apresentam como único cátion o hidrônio, H_3O^{1+} .

A **ionização** é uma **reação química** que ocorre entre moléculas produzindo íons que não existiam anteriormente. Considere, por exemplo, a seguinte reação de ionização:

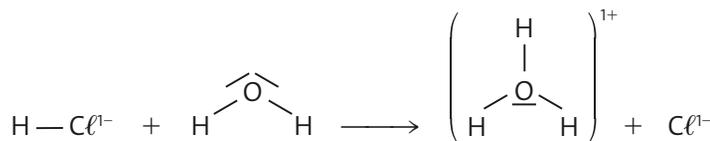


A reação de ionização pode ser representada por:

- fórmulas eletrônicas:



- fórmulas estruturais:



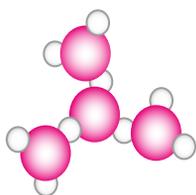
As representações acima mostram como ocorre o fenômeno da ionização. O cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e atrai o par de elétrons da ligação covalente, originando um caráter parcial positivo (δ^{+}) próximo ao hidrogênio e um caráter parcial negativo (δ^{-}) próximo ao cloro na molécula.

Ao entrar em contato com a água, o hidrogênio positivamente carregado da molécula de HCl é fortemente atraído pelo oxigênio da água, H_2O (mais eletronegativo que o cloro), e uma ligação covalente se estabelece, formando o cátion hidrônio, H_3O^{1+} .

Em meio aquoso, o cátion hidrônio, H_3O^{1+} , é cercado de moléculas de água, dando origem ao cátion hidroxônio, ou seja, o cátion hidrônio hidratado: $\text{H}_3\text{O}^{1+} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ ou $\text{H}_9\text{O}_4^{1+}$ (representado ao lado).

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Banco de imagens/
Arquivo da editora

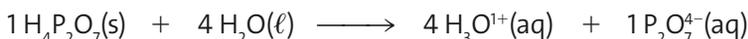
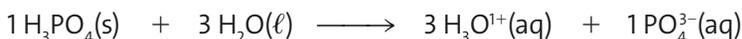
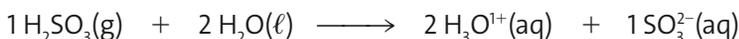
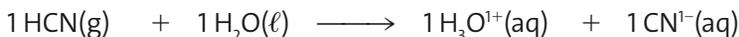


Íon hidrônio hidratado:
 $\text{H}_3\text{O}^{1+} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$.
O fenômeno de hidratação que ocorre com o cátion hidrônio ocorre com qualquer íon (cátion ou ânion) em meio aquoso. De modo que o oxigênio da água (δ^{-}) fique voltado para o cátion, e o hidrogênio (δ^{+}) fique voltado para o ânion.

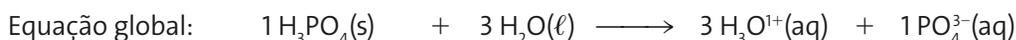
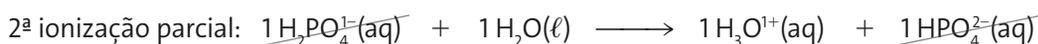
O cloro, que adquire carga negativa, transforma-se no ânion cloreto, Cl^- .

O mesmo processo de formação do íon hidrônio (ionização) ocorre para os demais ácidos colocados em contato com a água.

Observe outros exemplos de reação de ionização total:



É importante observar que a ionização de um ácido com mais de um hidrogênio ionizável ocorre em etapas (é parcial) e, assim, é possível encontrar mais de um tipo de ânion na solução ácida. Considere, por exemplo, a ionização do ácido fosfórico:



Logo, numa solução de ácido fosfórico, conforme as condições do meio (temperatura, pressão, concentração), podemos encontrar não apenas ânions fosfato, $\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$, mas também ânions fosfato diácido, $\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}(\text{aq})$, e fosfato monoácido, $\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$.

O nome dos ácidos inorgânicos é fornecido pelo esquema:

ácido + nome do ânion com terminação trocada

O quadro a seguir traz exemplos de nomenclatura de ácidos formados pelo elemento cloro, com a terminação do nome do ânion e a terminação do nome do cátion. Esse quadro, da mesma forma que as tabelas de ânions e cátions, pode ser consultado sempre que necessário, inclusive durante a resolução de exercícios.

Ácido (fórmula molecular)	Ânion formado em meio aquoso (fórmula e nome)	Nome do ácido
$\text{HCl}(\text{aq})$	$\text{Cl}^{1-}(\text{aq})$: cloreto	Ácido clorídrico
$\text{HClO}(\text{aq})$	$\text{ClO}^{1-}(\text{aq})$: hipoclorito	Ácido hipocloroso
$\text{HClO}_2(\text{aq})$	$\text{ClO}_2^{1-}(\text{aq})$: clorito	Ácido cloroso
$\text{HClO}_3(\text{aq})$	$\text{ClO}_3^{1-}(\text{aq})$: (orto)clorato	Ácido (orto)clórico
$\text{HClO}_4(\text{aq})$	$\text{ClO}_4^{1-}(\text{aq})$: perclorato	Ácido perclórico

Em relação à nomenclatura dos ácidos, lembre-se de que os elementos que pertencem a uma mesma família da tabela periódica possuem propriedades químicas semelhantes, portanto geralmente formam compostos com fórmulas e nomes análogos. Assim, por exemplo, o bromo e o iodo, da família dos halogênios, formam ácidos análogos aos formados pelo cloro, como:

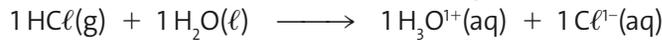
- HBr , ácido bromídrico;
- HBrO , ácido hipobromoso;
- HIO_2 , ácido iodoso;
- HIO_3 , ácido iódico;
- HIO_4 , ácido periódico.

Isso também ocorre com as demais famílias da tabela periódica.

Força dos ácidos

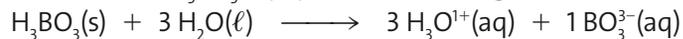
Para compreender os critérios que devem ser levados em conta para avaliar a força de um ácido, considere, por exemplo, as informações a seguir sobre os ácidos clorídrico e bórico:

- Ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$: possui 1 hidrogênio ionizável.



Propriedades: gás incolor ou levemente amarelado, tóxico, obtido como subproduto da cloração do benzeno ou de outros hidrocarbonetos. Forma com a água um ácido forte e corrosivo.

- Ácido bórico, $\text{H}_3\text{BO}_3(\text{aq})$: possui três hidrogênios ionizáveis.



Propriedades: sólido encontrado na forma de cristais incolores ou sob a forma de pó branco. É venenoso se ingerido ou inalado em grande quantidade, embora não seja considerado muito mais perigoso que o cloreto de sódio (sal de cozinha). Forma com a água um ácido fraco, de ação antisséptica, que compõe vários colírios comerciais.

Pelas informações acima, podemos concluir facilmente que a força de um ácido não é medida pelo **número de hidrogênios potencialmente ionizáveis** (o HCl é forte e possui um hidrogênio ionizável, e o H_3BO_3 é fraco e possui três hidrogênios ionizáveis).

O que, então, podemos utilizar como parâmetro para medir a força de um ácido? A resposta é a **porcentagem de hidrogênios que efetivamente sofrem ionização**. Essa ionização efetiva é fornecida pelo grau de ionização α , calculado pela relação:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas que se ionizaram}}{\text{número de moléculas inicialmente dissolvidas}}$$

O grau de ionização α é sempre um número compreendido entre zero e 1 ou, se for expresso em porcentagem, entre 0% e 100%.

$$0 < \alpha < 1 \text{ ou, em porcentagem, } 0\% + \alpha \% < 100\%$$

“A Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa) do Ministério da Saúde determinou no dia 30 de abril de 2001, segunda-feira, por meio da Resolução – RE n. 552, a proibição da presença do princípio ativo ácido bórico na composição de talcos, pomadas e cremes usados contra assaduras e brotoejas em crianças. [...] A medida tem caráter preventivo porque, apesar de ocorrer raramente, foi constatado em estudos científicos que a utilização tópica de ácido bórico em altas concentrações pode provocar intoxicação no organismo, alterações gastrointestinais, hipotermia (queda da temperatura corporal), erupções cutâneas, insuficiência renal e até levar à morte. [...]”

A medida tem caráter preventivo porque, apesar de ocorrer raramente, foi constatado em estudos científicos que a utilização tópica de ácido bórico em altas concentrações pode provocar intoxicação no organismo, alterações gastrointestinais, hipotermia (queda da temperatura corporal), erupções cutâneas, insuficiência renal e até levar à morte. [...]”

ANVISA. Disponível em:
<www.anvisa.gov.br/DIVULGA/NOTICIAS/020501.htm>.
Acesso em: 31 ago. 2015.



Embalagem comercial de ácido clorídrico (ácido muriático).



Embalagem comercial de ácido bórico

De acordo com o valor do grau de ionização α , os ácidos são classificados da seguinte maneira:

- **Ácido forte:** possui $\alpha\%$ maior do que 50%.

Exemplos: a 18 °C (solução diluída)

ácido clorídrico — $\text{HCl}(\text{aq})$ — $\alpha\% = 92,5\%$

ácido nítrico — $\text{HNO}_3(\text{aq})$ — $\alpha\% = 92\%$

ácido sulfúrico — $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ — $\alpha\% = 61\%$

- **Ácido semiforte:** possui $\alpha\%$ entre 5% e 50%.

Exemplos: a 18 °C (solução diluída)

ácido sulfuroso — $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$ — $\alpha\% = 30\%$

ácido fosfórico — $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$ — $\alpha\% = 27\%$

ácido fluorídrico — $\text{HF}(\text{aq})$ — $\alpha\% = 8,5\%$

- **Ácido fraco:** possui $\alpha\%$ menor que 5%.

Exemplos: a 18 °C (solução diluída)

ácido sulfídrico — $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ — $\alpha\% = 0,076\%$

ácido bórico — $\text{H}_3\text{BO}_3(\text{aq})$ — $\alpha\% = 0,075\%$

ácido cianídrico — $\text{HCN}(\text{aq})$ — $\alpha\% = 0,008\%$

Os valores de α (grau de ionização) são obtidos experimentalmente e tabelados (não precisamos memorizá-los).

Note que um ácido pode ser fraco e, mesmo assim, ser extremamente perigoso, como é o caso do ácido cianídrico, $\text{HCN}(\text{aq})$.

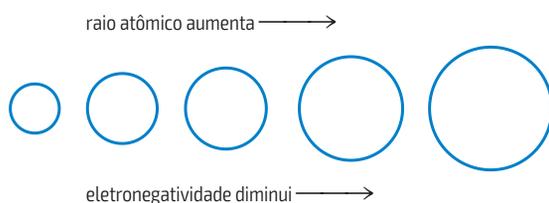
Curiosidade



Raio atômico, eletronegatividade e força ácida

No caso dos **hidrácidos** (ácidos que não contêm oxigênio na fórmula do composto anidro), como HCl , HBr , HI , H_2S , HCN , etc., comparando elementos da mesma família da tabela periódica, observamos que, quanto **maior o raio atômico do átomo** ligado ao hidrogênio e, portanto, **menor a eletronegatividade** do átomo, **maior será a força do ácido**.

Isso ocorre porque, à medida que o raio atômico aumenta, a eletronegatividade do átomo diminui, portanto diminui a intensidade do dipolo formado na molécula do hidrácido.



Estando pouco atraído pelo elemento que forma o hidrácido, o hidrogênio é mais facilmente "arrancado" pelo oxigênio da água, e o grau de ionização do hidrácido é maior. Assim, temos:

Ácidos fortes: $\text{HI}(\text{aq})$, $\text{HBr}(\text{aq})$ e $\text{HCl}(\text{aq})$ (ordem decrescente);

Ácido semiforte: $\text{HF}(\text{aq})$;

Ácidos fracos: todos os demais.

No caso dos **oxiácidos** (ácidos que contêm oxigênio na fórmula do composto anidro), por exemplo, HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 , a força do ácido aumenta conforme o **grau de oxigenação**, ou seja, conforme o número de oxigênios que estabelecem ligação covalente com o átomo central (oxigênios que não possuem ligação com hidrogênio). Esses oxigênios, por causa da alta eletronegatividade que possuem, vão provocar um deslocamento de elétrons na molécula em sua direção. Como os átomos de hidrogênio são geralmente os menos eletronegativos numa molécula de ácido, eles sofrerão a maior deficiência eletrônica e serão arrancados mais facilmente pelo oxigênio da água, portanto o ácido será mais forte.

Ácidos fortes: $\text{HClO}_4(\text{aq})$; $\text{HClO}_3(\text{aq})$; $\text{HNO}_3(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ (ordem decrescente);

Ácidos semifortes ou fracos: $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$; $\text{HClO}_2(\text{aq})$; $\text{HNO}_2(\text{aq})$;

Ácidos fracos: $\text{H}_3\text{BO}_3(\text{aq})$; $\text{HClO}(\text{aq})$.

De onde vem... para onde vai?



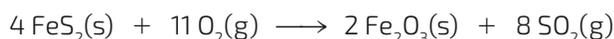
Ácido sulfúrico

O consumo *per capita* do ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, constitui um índice do desenvolvimento técnico de um país, o que mostra a enorme importância desse produto na indústria de base.

A fabricação industrial de ácido sulfúrico envolve três etapas:

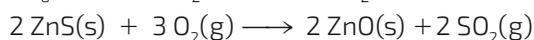
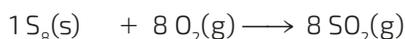
- Obtenção de dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$.
- Conversão do dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, em trióxido de enxofre, $\text{SO}_3(\text{g})$, que ocorre na presença de um catalisador, ou seja, uma substância capaz de aumentar a velocidade da reação sem participar do produto final.
- Reação do trióxido de enxofre, $\text{SO}_3(\text{g})$, com a água, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, produzindo o $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ com concentração de até 98%.

A obtenção do dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, é feita principalmente a partir da ustulação (queima de sulfetos em fornos especiais com passagem de ar quente) da pirita, $\text{FeS}_2(\text{s})$, pulverizada ou granulada, que é misturada com água numa proporção de 80% de água e 20% de pirita. Em seguida a suspensão obtida é enviada para fornos especiais (chamados fornos de leito fluidizado) para ser ustulada segundo a reação:



No final do processo obtém-se o $\text{SO}_2(\text{g})$ com um rendimento de aproximadamente 14%.

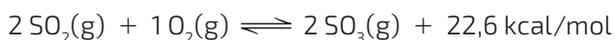
Outras matérias-primas também são utilizadas — em menor escala — na obtenção do dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, como o enxofre natural, $\text{S}_8(\text{s})$, encontrado em depósitos subterrâneos, o sulfeto de zinco, $\text{ZnS}(\text{s})$, e o sulfato de cálcio, $\text{CaSO}_4(\text{s})$, conforme mostram as reações a seguir.



Também é possível obter enxofre pela oxidação do gás sulfídrico, $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$, existente nos efluentes

gasosos de diversas instalações industriais, como refinarias de petróleo e de gás natural. O enxofre produzido pelo processamento de gás natural ou de refinarias de petróleo tem contribuído, nos últimos anos, com grande parte da oferta mundial dessa matéria-prima.

O $\text{SO}_2(\text{g})$ obtido é enviado então para a segunda etapa do processo para ser convertido em $\text{SO}_3(\text{g})$, segundo a reação (reversível) abaixo:

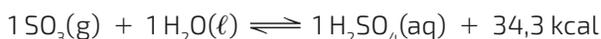


À temperatura de 450°C , cerca de 97% do $\text{SO}_2(\text{g})$ é lentamente convertido em $\text{SO}_3(\text{g})$, porém, se a temperatura sobe para mais de 500°C , ocorre a dissociação do $\text{SO}_3(\text{g})$ em $\text{O}_2(\text{g})$ e $\text{SO}_2(\text{g})$. Para operar entre essas duas temperaturas muito próximas, torna-se necessário o uso de um catalisador que acelere a reação.

O catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação, mas que ao final é recuperado integralmente.

Os catalisadores utilizados são sólidos finamente pulverizados, como platina metálica, $\text{Pt}(\text{s})$, ou o pentóxido de divanádio, $\text{V}_2\text{O}_5(\text{s})$.

Em seguida, ocorre a absorção do $\text{SO}_3(\text{g})$ em água, com formação de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$:



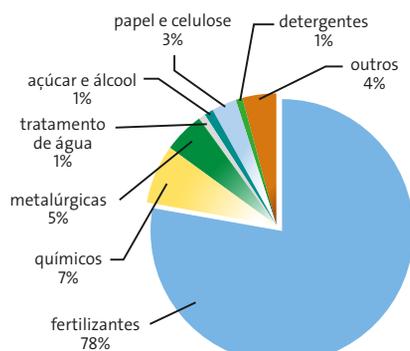
Para produzir o ácido sulfúrico concentrado (também denominado *oleum* ou ácido sulfúrico fumegante), $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{SO}_3(\text{aq})$, o trióxido de enxofre, $\text{SO}_3(\text{g})$, obtido na torre de síntese é enviado para a torre de absorção, onde é dissolvido em $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ a até 98%.

O ácido sulfúrico é usado na fabricação de fertilizantes, filmes, fibras de raiom, medicamentos, corantes, tintas, explosivos, baterias de automóvel (acumuladores), refinação de petróleo, decapante de ferro e aço, e ocupa o primeiro posto na produção de substâncias químicas dos Estados Unidos, cuja demanda ultrapassa 40 000 toneladas por ano.

Trabalho em equipe

Os alunos podem ser divididos em grupos para analisar os gráficos fornecidos a seguir e redigir um texto explicando por que o consumo *per capita* do ácido sulfúrico constitui um índice do desenvolvimento técnico de um país.

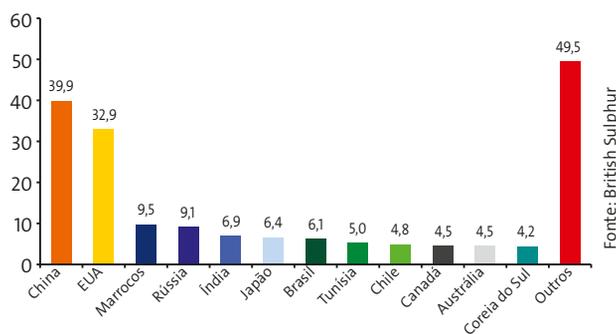
Aplicações do ácido sulfúrico



Fonte: Abiquim

Produção mundial de ácido sulfúrico

Produção mundial em toneladas: 183 milhões



Fonte: British Sulphur

Fonte dos gráficos disponível em: <www.oceanica.ufrj.br/deno/prod_academic/relatorios/2010/Atila%20e%20Jose/relat1/Relatorio.htm>. Acesso em: 2 set. 2015.

Ilustrações técnicas: Banco de imagens/Arquivo da editora

Cotidiano do Químico



Diluição de ácido forte na água

No laboratório de química trabalhamos em pequena escala. Os equipamentos são projetados, e os experimentos programados para se utilizar o mínimo de reagentes, gerando uma quantidade mínima de resíduos e reduzindo ao máximo os riscos às pessoas que estão no laboratório e ao meio ambiente.

A indústria fornece o ácido sulfúrico a 98% em massa, e dificilmente algum experimento de laboratório utiliza o ácido nessa concentração. Assim, o químico deve diluir o ácido para obtê-lo na concentração desejada para seus experimentos.

Diluir significa aumentar a quantidade de solvente (no caso, a água) em relação à quantidade de soluto (no caso, o ácido) de modo a obter uma solução menos concentrada. Ocorre que nesse caso o solvente (água) reage violentamente com o soluto (ácido sulfúrico) – reação de ionização – liberan-

do uma grande quantidade de calor capaz de causar queimaduras sérias em quem estiver por perto. E como o químico faz para diluir o ácido concentrado na água sem se ferir?

Sempre que é necessária a manipulação de reagentes concentrados, principalmente os que liberam vapores tóxicos, como é o caso do ácido sulfúrico fumegante, $H_2SO_4(aq) + SO_3(aq)$, o químico imprescindivelmente trabalha na capela.

A capela possui um sistema de exaustores que absorvem os vapores e os gases tóxicos, impedindo que eles se propaguem pelo laboratório e contaminem o ambiente.

Além disso, a fim de evitar a projeção do ácido para fora do recipiente, em razão da reação extremamente exotérmica, o que causa graves acidentes, o químico faz a diluição despejando lenta e cuidadosamente o ácido na água e nunca o contrário.

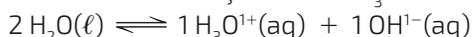


O artigo da página 241 explica o problema da chuva ácida, cujo pH varia entre 2 e 3, causado pela queima de combustíveis fósseis.

O artigo afirma ainda que mesmo a chuva livre de poluição é levemente ácida, pois tem pH igual a 5,6. Você sabe o que é pH e o que significam esses valores?

A água, apesar de ser um composto covalente, pode formar íons ao sofrer uma reação de autoionização, uma reação espontânea que ocorre em escala muito pequena.

A definição de pH está relacionada à autoionização da água. Moléculas de água no estado líquido estão em constante movimento e chocam-se frequentemente. Conforme a energia desse choque, pode haver menor ou maior formação de íons H_3O^{1+} e OH^{1-} :



Com o aumento de temperatura, aumenta a energia e a frequência de choques e, portanto, a quantidade de íons em solução. Logo, os valores de pH dependem da temperatura.

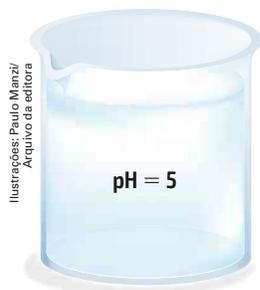
Na temperatura de 25 °C, uma solução é considerada neutra quando apresenta $\text{pH} = 7,0$. Nessa temperatura, um pH maior do que 7,0 indica solução básica, e um pH inferior a 7,0 indica solução ácida.

O pH mede o grau de acidez de qualquer solução pela quantidade de íons hidrônio, $\text{H}_3\text{O}^{1+}(\text{aq})$, livres por unidade de volume que ela apresenta, o que é denominado **potencial hidrogeniônico**.

Quanto menor o pH de uma solução, maior a sua acidez porque a escala de pH é logarítmica, ou seja, o pH é definido como o logaritmo negativo da concentração de íons H_3O^{1+} , na base 10, o que pode ser representado pela expressão:

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{1+}] \quad \therefore [\text{H}_3\text{O}^{1+}] = 10^{-\text{pH}}$$



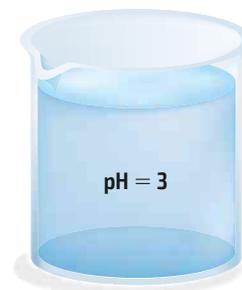
$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$\times 10 =$



$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$
$$1,0 \cdot 10^{-5} \cdot 10 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$\times 10 =$



$$[\text{H}_3\text{O}^{1+}] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$
$$1,0 \cdot 10^{-4} \cdot 10 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$
$$1,0 \cdot 10^{-5} \cdot 100 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Analisando as expressões acima, podemos concluir que cada decréscimo de uma unidade de pH multiplica por dez vezes a concentração de íons hidrônio (e, portanto, a acidez do meio).

Assim, se considerarmos volumes iguais de três soluções aquosas com pH distintos, como $\text{pH} = 5$, $\text{pH} = 4$ e $\text{pH} = 3$, vamos concluir que a terceira contém 10 vezes mais íons hidrônio que a solução de $\text{pH} = 4$ e 100 vezes mais íons hidrônio que a solução de $\text{pH} = 5$.

Ácidos fixos e ácidos voláteis

Um ácido é definido como fixo ou volátil de acordo com o valor de sua temperatura de ebulição. Essa informação é importante até por questões de segurança, uma vez que líquidos voláteis liberam vapores que podem ser tóxicos. Por isso devem ser manipulados na capela.

● Ácidos fixos

Possuem alto ponto de ebulição (acima de 100 °C) e em condições ambientes passam muito lentamente para o estado de vapor.

Exemplos: ácido sulfúrico — $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$: 340 °C

ácido fosfórico — $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$: 213 °C

ácido bórico — $\text{H}_3\text{BO}_3(\text{aq})$: 185 °C

● Ácidos voláteis

Possuem baixo ponto de ebulição (abaixo de 100 °C) e em condições ambientes passam facilmente para o estado de vapor.

Exemplos: ácido clorídrico — $\text{HCl}(\text{aq})$: -85 °C

ácido sulfídrico — $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$: -59,6 °C

ácido nítrico — $\text{HNO}_3(\text{aq})$: 86 °C

Não devemos confundir **ácido volátil** (de baixo ponto de ebulição) com **ácido fumegante** (de alto ponto de ebulição), que libera vapores tóxicos de uma substância que se encontra dissolvida em excesso em seu interior, como $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{SO}_3(\text{aq})$.



Lizendoorn/Shutterstock/
Glow Images

O ácido sulfuroso $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$, é um ácido semiforte e instável. É usado como conservante de alimentos e bebidas, como vinhos e sucos de uva.

Estabilidade dos ácidos

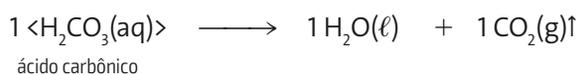
Em relação à estabilidade, os ácidos podem ser:

● Ácidos estáveis

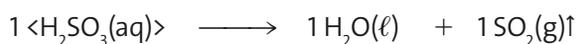
São aqueles que não sofrem decomposição numa faixa de temperatura e pressão próxima à ambiente. A maioria dos ácidos é estável.

● Ácidos instáveis

São os que se decompõem parcial ou totalmente à temperatura e pressão ambientes. Os casos mais importantes são os seguintes:



ácido carbônico



ácido sulfuroso



ácido tiosulfúrico

Observações:

1) O símbolo < > indica instabilidade.

2) As setas colocadas ao lado da fórmula das substâncias são outra forma comum de indicar o estado de agregação do produto formado.

Seta para cima (↑): o produto formado encontra-se no estado gasoso (em condições ambientes).

Seta para baixo (↓): o produto formado encontra-se no estado sólido ou coloidal e é denominado precipitado.

Observe que o chamado ácido carbônico, H_2CO_3 , **nunca foi isolado como tal** e é considerado por muitos autores uma solução aquosa de gás carbônico, $\text{CO}_2(\text{aq})$.



Eventos naturais que provocam chuva ácida

As erupções vulcânicas podem lançar quantidades enormes de dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, diretamente na atmosfera, causando os mesmos danos à vida e ao meio ambiente que causa o dióxido de enxofre proveniente de atividades humanas.

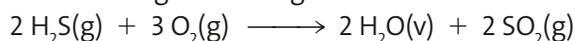
Há também algumas substâncias, como o sulfeto de hidrogênio, $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$, e o sulfeto de dimetila, $\text{CH}_3\text{SCH}_3(\text{g})$, produzidas por certos microrganismos ou por determinadas plantas e algas que reagem na estratosfera formando o dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, e depois o ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$.

Os oceanos são as principais fontes do sulfeto de dimetila, proveniente de processos metabólicos de algas e fitoplânctons.

Por sua vez, os litorais formados de pântanos salgados e manguezais são fontes naturais de sulfeto de hidrogênio, $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$. Por isso, na América do Sul, chuvas com pH médio de 4,7 são comuns tanto em áreas urbanas e industrializadas quanto em regiões pouco habitadas.

Na floresta Amazônica os valores de pH da chuva são próximos dos observados no Rio de Janeiro e em São Paulo. Esse elevado índice de acidez na floresta tem sido atribuído sobretudo a dois fatores:

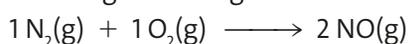
1. Formação de ácido sulfúrico proveniente da oxidação do sulfeto de hidrogênio, $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$, que se volatiliza dos alagados da região:



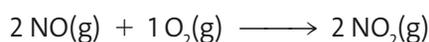
2. Formação de ácidos orgânicos, os ácidos fórmico, $\text{HCOOH}(\text{aq})$, e acético, $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$, a partir dos resíduos da queima de biomassa, que tem sido intensa na floresta Amazônica há 20 anos.

Estima-se ainda que, por processos naturais, sejam lançados na atmosfera entre 20 milhões e 90 milhões de toneladas de óxidos de nitrogênio por ano, principalmente $\text{NO}(\text{g})$ e $\text{NO}_2(\text{g})$.

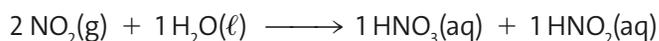
Já o ácido nítrico forma-se naturalmente durante as tempestades, de modo semelhante ao utilizado na fabricação desse ácido pelo método do arco elétrico. Os raios fornecem energia elétrica e aquecem momentaneamente o ar ao redor a temperaturas muito elevadas, dissociando moléculas de nitrogênio e oxigênio e formando moléculas de monóxido de nitrogênio.



O monóxido de nitrogênio pode reagir com o gás oxigênio ou com o ozônio, $\text{O}_3(\text{g})$, da estratosfera, formando em ambos os casos o dióxido de nitrogênio, $\text{NO}_2(\text{g})$.



Este, por ser um anidrido duplo de ácido, reage com a água da chuva formando os ácidos nítrico e nitroso:



O monóxido de nitrogênio, $\text{NO}(\text{g})$, também é produzido naturalmente por processos metabólicos de certos microrganismos presentes no solo.

Outros ácidos fortes, como o $\text{HCl}(\text{aq})$, que são liberados por erupções vulcânicas, também podem produzir temporariamente chuva ácida “natural” em regiões como o Alasca e a Nova Zelândia.

Tempestades de raios dissociam moléculas de nitrogênio e oxigênio, formando moléculas de monóxido de nitrogênio.

Petr Masek/Shutterstock/Glow Images



Exercício resolvido

2 (EEM-SP) Têm-se os três ácidos e os valores da tabela que foram obtidos dissolvendo-se em água, à temperatura constante:

Ácidos	Proporção entre	
	número de moléculas dissolvidas	número de moléculas ionizadas
H ₂ S	10	1
H ₂ SO ₄	3	2
HNO ₃	10	8

Calcule o grau de ionização para cada ácido e coloque-os em ordem crescente de sua força de ionização.

Resolução

Cálculo do grau de ionização α :

$$\text{H}_2\text{S}: \alpha = \frac{n_i}{n_d} \Rightarrow \alpha = \frac{1}{10} \Rightarrow \alpha = 0,1$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4: \alpha = \frac{n_i}{n_d} \Rightarrow \alpha = \frac{2}{3} \Rightarrow \alpha = 0,67$$

$$\text{HNO}_3: \alpha = \frac{n_i}{n_d} \Rightarrow \alpha = \frac{8}{10} \Rightarrow \alpha = 0,8$$

Força dos ácidos: H₂S < H₂SO₄ < HNO₃.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

5 (Esal-MG) Uma solução aquosa de H₃PO₄ é ácida devido à presença de:

- a) água. c) fósforo. e) fosfato.
b) hidrogênio. **x** d) hidrônio.

6 (Cesgranrio-RJ) O ácido clorídrico puro, HCl, é um composto que conduz muito mal a eletricidade. A água pura, H₂O, é um composto que também conduz muito mal a eletricidade; no entanto, ao dissolvermos o ácido na água, formamos uma solução que conduz muito bem a eletricidade, o que se deve à:

- a) dissociação da água em H₃O⁺ e OH⁻.
x b) ionização do HCl, formando H₃O⁺ e Cl⁻.
c) transferência de elétrons da água para o HCl.
d) transferência de elétrons do HCl para a água.
e) reação de neutralização do H₃O⁺ da água com o Cl⁻ do HCl.

7 (Unisinos-RS) Sabendo que, na tabela periódica, a eletronegatividade cresce da esquerda para a direita nos períodos e de baixo para cima nos grupos, ordene os ácidos bromídrico, clorídrico, fluorídrico e iodídrico por ordem crescente de reatividade:

- x** a) HF(aq), HCl(aq), HBr(aq), HI(aq).
b) HI(aq), HBr(aq), HCl(aq), HF(aq).
c) HF(aq), HCl(aq), HI(aq), HBr(aq).
d) HF(aq), HI(aq), HCl(aq), HBr(aq).
e) HI(aq), HF(aq), HBr(aq), HCl(aq).

8 (PUCC-SP) No acidente ocorrido recentemente na República dos Camarões, muitas pessoas morreram intoxicadas pelos ácidos sulfídrico e sulfuroso. Suas fórmulas são respectivamente:

- a) H₂SO₃ e SO₃. **x** c) H₂S e H₂SO₃. e) H₂SO₄ e SO₂.
b) S e SO₃. d) SO₂ e SO₃.

9 (Vunesp-SP) Ácidos instáveis são ácidos que se decompõem parcial ou totalmente sob condições normais de temperatura e pressão, formando, quase sempre, como produtos de decomposição, água líquida e um gás. Entre os pares de ácidos relacionados, é constituído apenas por ácidos instáveis:

- a) H₂SO₄ e H₃PO₄. **x** c) H₂CO₃ e H₂SO₃. e) HI e HF.
b) HClO₄ e HBr. d) H₂C₂O₄ e H₃BO₃.

10 (UFPB) Os ácidos são substâncias químicas sempre presentes no cotidiano do homem. Por exemplo, durante a amamentação, era comum usar-se água boricada (solução aquosa de *ácido bórico*) para fazer a assepsia do seio da mãe; para limpezas mais fortes da casa, emprega-se ácido muriático (solução aquosa de *ácido clorídrico*); nos refrigerantes, encontra-se o *ácido carbônico*; e, no ovo podre, o mau cheiro é devido à presença do *ácido sulfídrico*. Esses ácidos podem ser representados, respectivamente, pelas seguintes fórmulas moleculares:

- a) H₃BO₃, HCl, H₂CO₂ e H₂SO₄.
b) H₃BO₃, HCl, H₂CO₃ e H₂S.
c) H₃BO₃, HClO₃, H₂SO₃ e H₂CO₂.
d) H₂BO₃, HClO₄, H₂S e H₂CO₃.
x e) H₃BO₃, HCl, H₂CO₃ e H₂S.

11 (Uespi) Sejam os ácidos relacionados a seguir, com seus respectivos graus de ionização em porcentagem ($\alpha\%$): HClO₄ ($\alpha\% = 97\%$); H₂SO₄ ($\alpha\% = 61\%$); H₃BO₃ ($\alpha\% = 0,025\%$); H₃PO₄ ($\alpha\% = 27\%$); HNO₃ ($\alpha\% = 92\%$). Assinale a afirmativa correta:

- a) H₃PO₄ é mais forte que H₂SO₄.
b) HNO₃ é um ácido moderado.
c) HClO₄ é mais fraco que HNO₃.
d) H₃PO₄ é um ácido forte.
x e) H₃BO₃ é um ácido fraco.

6 Bases de Arrhenius

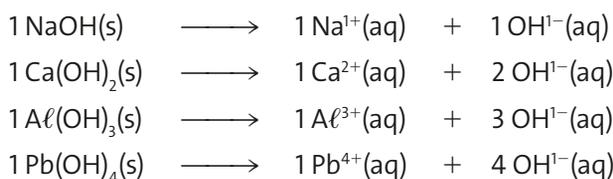
As bases são eletrólitos e, portanto, liberam íons ao entrar em contato com a água. Assim, a partir da teoria de Arrhenius, podemos definir as bases atualmente da seguinte maneira:

Bases são compostos capazes de se dissociar na água liberando íons, mesmo em pequena porcentagem, dos quais o único ânion é o hidróxido, OH^{-} .

Como o ânion hidróxido liberado pelas bases já fazia parte de sua estrutura, dizemos que as bases sofrem **dissociação** em meio aquoso.

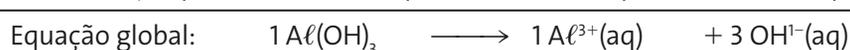
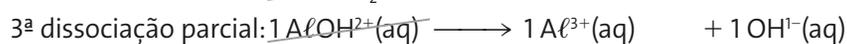
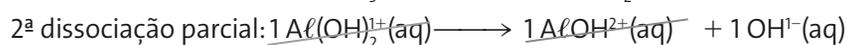
A dissociação é a liberação de íons já existentes, ou seja, na dissociação de uma base não há reação química com a água. As moléculas de água apenas cercam os íons presentes na solução.

Exemplos de dissociação total:



É importante observar que a dissociação de uma base que apresenta mais de um grupo OH^{-} ocorre em etapas e, por isso, é comum haver mais de um tipo de cátion diferente na solução básica.

Considere, por exemplo, a dissociação do hidróxido de alumínio:



Numa solução aquosa de hidróxido de alumínio, conforme as condições do meio (temperatura, pressão, concentração), podemos encontrar não só cátions alumínio, $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$, mas também cátions di-hidroxialumínio, $\text{Al}(\text{OH})_2^{1+}(\text{aq})$, e mono-hidroxialumínio, $\text{AlOH}^{2+}(\text{aq})$.



Nas farmácias, o hidróxido de alumínio, indicado para combater azia e acidez estomacal, é vendido na forma de comprimidos ou em suspensão.

O nome da base depende de o cátion possuir apenas uma valência, como Na^{1+} , Mg^{2+} ou Al^{3+} , ou duas valências diferentes, como Cu^{1+} e Cu^{2+} ou Fe^{2+} e Fe^{3+} .

- O nome das bases cujo cátion possui apenas uma valência é dado por:

hidróxido + de + nome do cátion

Exemplos: NH_4OH — hidróxido de amônio
 AgOH — hidróxido de prata
 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — hidróxido de zinco
 $\text{Al}(\text{OH})_3$ — hidróxido de alumínio

- O nome das bases cujo cátion possui duas valências é dado por:

hidróxido + de + nome do cátion de menor valência + sufixo **oso**
hidróxido + de + nome do cátion de maior valência + sufixo **ico**

Pode-se também indicar a valência por números romanos.

Exemplos: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — hidróxido ferroso ou hidróxido de ferro II
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — hidróxido férrico ou hidróxido de ferro III
 CuOH — hidróxido cuproso ou hidróxido de cobre I
 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — hidróxido cúprico ou hidróxido de cobre II

Algumas bases importantes também são conhecidas por seus nomes usuais ou comerciais.

Exemplos: NaOH — hidróxido de sódio ou soda cáustica
 KOH — hidróxido de potássio ou potassa cáustica
 NH_4OH — hidróxido de amônio ou amoníaco
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — hidróxido de magnésio ou leite de magnésia
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — hidróxido de cálcio ou cal extinta ou apagada

Note que o número de grupos hidróxidos, OH^{1-} , da fórmula da base é igual (em módulo) à carga do cátion, por exemplo:

CuOH : 1 grupo OH^{1-} ∴ carga do cátion cobre (I) = 1+ (Cu^{1+}).

$\text{Cu}(\text{OH})_2$: 2 grupos OH^{1-} ∴ carga do cátion cobre (II) = 2+ (Cu^{2+}).

$\text{Au}(\text{OH})_3$: 3 grupos OH^{1-} ∴ carga do cátion ouro (III) = 3+ (Au^{3+}).

$\text{Pb}(\text{OH})_4$: 4 grupos OH^{1-} ∴ carga do cátion chumbo (IV) = 4+ (Pb^{4+}).

Os produtos usados como limpa-forno em geral são à base de soda cáustica (hidróxido de sódio impuro). O fabricante indica o uso de luvas de borracha e qualquer tipo de óculos durante a manipulação do produto, que pode causar queimaduras graves.



Kasia Bialasiewicz/Shutterstock/Glow Images

Veja o conceito de fórmula unitária na página 245.

Força de uma base

O grau de dissociação α de uma base mede a sua força. O conceito é análogo ao de ionização dos ácidos e é calculado pela relação:

$$\alpha = \frac{\text{número de fórmulas unitárias que se dissociaram}}{\text{número de fórmulas unitárias dissolvidas no início}}$$

- **Bases fortes:** são as bases de metais alcalinos como hidróxido de sódio, NaOH, e hidróxido de potássio, KOH, e as de alguns metais alcalinoterrosos, como hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂, hidróxido de estrôncio, Sr(OH)₂, e hidróxido de bário, Ba(OH)₂.

O α de muitas dessas bases em geral é maior do que 50%, podendo chegar (de acordo com a temperatura e a diluição) a aproximadamente 100%.

Exemplo a 18 °C: hidróxido de sódio, NaOH, $\alpha\% = 95\%$

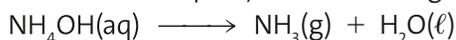
Mesmo as bases de metais alcalinoterrosos consideradas fortes, como o hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂, são pouco solúveis em água. Por isso, as condições de temperatura e diluição são tão importantes para definir a força de uma base.

- **Bases fracas:** são as bases dos metais de transição, dos metais das famílias 13, 14 e 15 da tabela periódica e de alguns metais alcalinoterrosos, o hidróxido de magnésio, Mg(OH)₂, e o hidróxido de amônio, NH₄OH. O α dessas bases é, em geral, igual ou inferior a 5%.

Exemplo a 18 °C: hidróxido de amônio, NH₄OH, $\alpha\% = 1,5\%$

Outros exemplos são as bases dos metais de transição, dos metais das famílias 13, 14 e 15 da tabela periódica e de alguns metais alcalinoterrosos, como o hidróxido de magnésio, Mg(OH)₂.

O hidróxido de amônio é uma base instável que em condições ambientes sofre decomposição formando água e gás amônia.

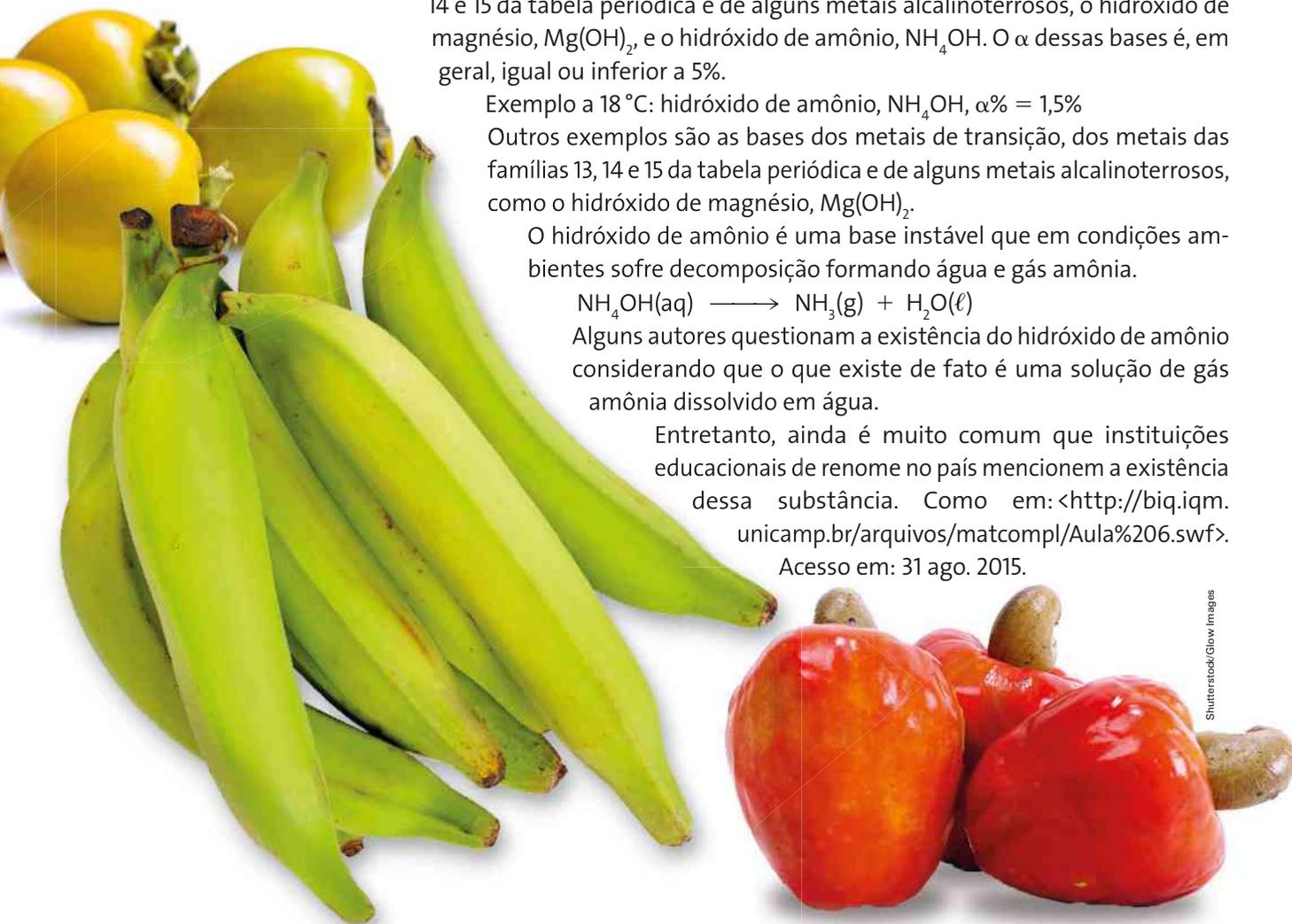


Alguns autores questionam a existência do hidróxido de amônio considerando que o que existe de fato é uma solução de gás amônia dissolvido em água.

Entretanto, ainda é muito comum que instituições educacionais de renome no país mencionem a existência dessa substância. Como em: <<http://biq.iqm.unicamp.br/arquivos/matcompl/Aula%206.swf>>.

Acesso em: 31 ago. 2015.

Frutos de características básicas (alcalinas): caquis verdes, bananas verdes e cajus.



Shutterstock/Glow Images

Exercício resolvido

3 (Fuvest-SP) “Sangue do diabo” é um líquido vermelho que logo se descora ao ser aspergido sobre roupa branca. Para preparar “sangue do diabo”, adiciona-se fenolftaleína a uma solução de gás amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, em água.

- Por que o “sangue do diabo” é vermelho?
- Explique por que a cor desaparece.

Resolução

a) O “sangue do diabo” é uma solução aquosa de amônia, $\text{NH}_3(\text{aq})$. Essa solução é básica, conforme mostra a

reação: $1 \text{NH}_3(\text{g}) + 1 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 1 \text{NH}_4^+(\text{aq}) + 1 \text{OH}^-(\text{aq})$. A fenolftaleína é um indicador ácido-base que, em solução básica, adquire coloração avermelhada, característica do “sangue do diabo”.

b) Ao ser aspergido sobre roupa branca, a amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, evapora, isto é, sai da solução e vai para a atmosfera. Com o passar do tempo, por causa da diminuição do caráter básico do meio, o indicador fenolftaleína volta à forma incolor.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

12 (UEP-PE) Qual das afirmativas abaixo se aplica ao hidróxido de amônio?

- É uma base forte, solúvel em água destilada e bem estável em temperaturas altas.
- É uma base fraca, pouco solúvel em água destilada, mas muito estável em função da atração elétrica entre os íons NH_4^+ e OH^- .
- A molécula de hidróxido de amônio é fortemente polar, tem geometria tetraédrica, com a hidroxila ocupando o centro do tetraedro.
- Na prática, quando se fala do grau de ionização do hidróxido de amônio, refere-se, portanto, ao grau de ionização do NH_3 .
- É a única base da química inorgânica que, dissolvida em água, origina um meio neutro em função da volatilidade da amônia.

13 (UEPG-PR) Com relação às propriedades das bases de Arrhenius, é incorreto afirmar:

- O hidróxido de amônio é uma base não metálica, bastante solúvel em água.
- Metais alcalinos formam monobases com alto grau de dissociação.
- As bases formadas pelos metais alcalinoterrosos são fracas, pois são moleculares por sua própria natureza.
- Os hidróxidos dos metais alcalinoterrosos são pouco solúveis em água.
- Uma base é tanto mais forte quanto maior for seu grau de ionização.

14 (UPM-SP) A tabela a seguir fornece a força e a solubilidade de bases em água:

Tipo de base	Força básica
de metais alcalinos	fortes e solúveis
de metais alcalinoterrosos	fortes e parcialmente solúveis, exceto a de magnésio, que é fraca
demais bases	fracas e praticamente insolúveis

Para desentupir um cano de cozinha e para combater a acidez estomacal, necessita-se, respectivamente, de uma base forte e solúvel e de uma base fraca e parcialmente solúvel. Consultando a tabela dada, conclui-se que as fórmulas dessas bases podem ser:

- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ e $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ e NaOH
- KOH e $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- $\text{Cu}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- NaOH e $\text{Mg}(\text{OH})_2$

15 Dê o nome das seguintes bases e forneça as respectivas equações de dissociação em água.

- LiOH
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- $\text{Ni}(\text{OH})_3$
- $\text{Sn}(\text{OH})_4$
- $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- AgOH

16 (Ulbra-RS) A acidez de vários produtos domésticos pode ser demonstrada adicionando-se um indicador (repolho roxo, por exemplo). O vermelho indica a acidez, e o azul, basicidade. Quais dos produtos abaixo, em presença de indicador, ficariam, respectivamente, vermelho e azul?

- suco de limão e álcool.
- leite de magnésia e detergente.
- soda cáustica e álcool.
- soda cáustica e amoníaco.
- suco de limão e leite de magnésia.

17 (Uespi) O sangue do diabo é um líquido vermelho que logo se descora ao ser aspergido sobre um tecido branco. Para prepará-lo, adiciona-se NH_4OH em água, contendo algumas gotas de fenolftaleína. A cor desaparece porque:

- O tecido branco reage com a solução formando ácido amoníaco.
- A fenolftaleína evapora.
- A fenolftaleína reage rapidamente com o NH_4OH .
- O NH_3 logo evapora.
- A solução é assim denominada devido à sua alta viscosidade.



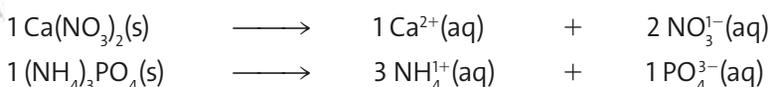
Suplementos de cálcio são recomendados para crianças com a função de garantir um desenvolvimento ósseo e dentário saudável. Geralmente esses suplementos são feitos à base do sal fosfato de cálcio tribásico, $\text{Ca}_3(\text{OH})_3\text{PO}_4$, que contém o cátion Ca^{2+} e os ânions OH^- e PO_4^{3-} .

Sais

A definição para sais, de acordo com o conceito de Arrhenius, é:

Sais são compostos capazes de se dissociar na água liberando íons, mesmo que em pequena porcentagem, dos quais pelo menos um cátion é diferente de H_3O^+ e pelo menos um ânion é diferente de OH^- .

Os íons liberados pelos sais já faziam parte de sua estrutura. Assim, dizemos que os sais sofrem dissociação em meio aquoso. Exemplos:



O nome dos sais segue basicamente o esquema abaixo:

nome do ânion + de + nome do cátion

Exemplos: KNO_3 — nitrato de potássio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — fosfato de cálcio

Para cátions com mais de uma valência, o nome segue o esquema:

nome do ânion + de + nome do cátion de menor valência + sufixo **oso**
nome do ânion + de + nome do cátion de maior valência + sufixo **ico**

Pode-se também indicar a valência por números romanos.

Exemplos: FeSO_4 — sulfato ferroso; sulfato de ferro II;
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — sulfato férrico; sulfato de ferro III.

Experimento



Crescimento de cristais

Material necessário

- algumas pedras de dolomita (do tipo brita, usada em construção civil)
- potes de vidro de boca larga ou copos de plástico transparente
- vinagre branco
- corante alimentício amarelo, azul ou vermelho

Como fazer

Separe dois ou três potes de vidro de boca larga utilizados como embalagem de maionese ou de molho de tomate. Lave-os e seque-os bem. Coloque uma pedra de dolomita no fundo de cada pote (ou copo descartável). Cubra as pedras com vinagre branco e, se quiser, pingue duas ou três gotas do corante alimentício de sua cor preferida na solução ácida (se tiver facilidade de conseguir

os corantes, experimente uma cor diferente em cada pote). Deixe o recipiente em um lugar aberto, onde você possa observá-lo por alguns dias.

Coloque um aviso para que ninguém mexa nos recipientes. Observe e anote o que acontece à medida que o vinagre vai evaporando dos potes.

Investigue

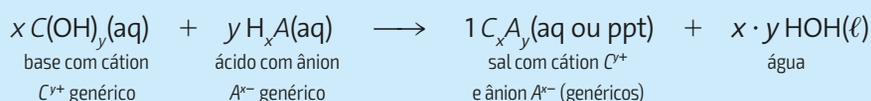
1. Pesquise sobre a constituição química da dolomita.
2. Sabendo que o vinagre é uma solução aquosa de ácido acético (ácido etanoico, CH_3COOH), investigue a reação química que deve ter ocorrido na pedra para justificar o fenômeno observado.
3. É possível relacionar o fenômeno observado no experimento com os estragos ambientais causados pela chuva ácida? De que forma?

Acidez e basicidade dos sais

Podemos considerar genericamente que, quando reagimos uma solução aquosa de um ácido e uma solução aquosa de uma base, obtemos uma solução aquosa de um sal.

A reação entre um ácido e uma base que produz uma solução de sal e água é conhecida como reação de neutralização, ou dupla-troca.

A solução aquosa de sal obtida poderá ter um caráter neutro, ácido ou básico, conforme a força do ácido e da base que reagiram entre si.



Isso significa que o **cátion** do sal **vem de uma base**, e o **ânion** do sal **vem de um ácido**, e a solução aquosa obtida poderá ter um caráter neutro, ácido ou básico, que depende diretamente da força da base e da força do ácido que deram origem a esse sal.

Nesse caso, os sais podem ser classificados como neutros, básicos ou ácidos.

Sal neutro

Possui cátion proveniente de base forte e ânion proveniente de ácido forte ou, então, possui cátion proveniente de base fraca e ânion proveniente de ácido fraco.

Exemplo: o cloreto de sódio forma solução de caráter neutro.



- Na^+ , cátion sódio, vem de hidróxido de sódio, NaOH, base forte;
- Cl^- , ânion cloreto, vem de ácido clorídrico, HCl, ácido forte.

Sal básico

Possui cátion proveniente de base forte e ânion proveniente de ácido fraco.

Exemplo: o bicarbonato de sódio forma solução de caráter básico.



- Na^+ , cátion sódio, vem de hidróxido de sódio, NaOH, base forte;
- HCO_3^- , ânion bicarbonato, vem da ionização parcial do ácido carbônico, H_2CO_3 , ácido fraco.

O bicarbonato de sódio, $\text{NaHCO}_3(\text{s})$, chamado inadequadamente de carbonato ácido de sódio, é um sal básico e atóxico que reage com a água liberando gás carbônico, $\text{CO}_2(\text{g})$, e formando o hidróxido de sódio, $\text{NaOH}(\text{aq})$.

Veja o procedimento para preparar o extrato de repolho roxo na página 45.

Se no laboratório de sua escola houver disponibilidade de alguns sais, você poderá observar a acidez ou basicidade das soluções aquosas que eles formam utilizando um indicador, como extrato de repolho roxo ou tornassol.





bermishafa/Shutterstock

O bicarbonato de sódio é usado como fermento de bolos.

Esse sal é o princípio ativo da maioria dos efervescentes utilizados para combater a hiperacidez estomacal. Também é usado como fermento em bolos, pães e em extintores de incêndio à base de pó seco ou úmido.

- $\text{NaHCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{NaOH}(\text{aq}) + \langle \text{H}_2\text{CO}_3 \rangle(\text{aq})$
- $\langle \text{H}_2\text{CO}_3 \rangle(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})\uparrow$

Sal ácido

Possui cátion proveniente de base fraca e ânion proveniente de ácido forte. Exemplo: o nitrato de prata possui caráter ácido.

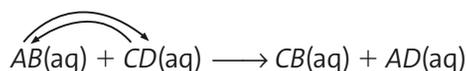


- Ag^{1+} , cátion prata, vem de hidróxido de prata, AgOH , base fraca;
- NO_3^{-} , ânion nitrato, vem de ácido nítrico, HNO_3 , ácido forte.

Assim, concluímos: sais que possuem cátion e ânion provenientes de base e ácido fortes ou fracos apresentam caráter neutro. Nos demais casos, prevalece o caráter do mais forte: básico ou ácido.

Reações de dupla-troca

As reações de dupla-troca seguem o esquema geral descrito abaixo — semelhante ao das reações de neutralização —, em que *A* e *C* são cátions genéricos e distintos e *B* e *D* são ânions genéricos e distintos.



O meio aquoso é fundamental para esse tipo de reação, pois ao entrar em contato com a água as substâncias liberam íons (por ionização ou dissociação). Os íons livres provenientes de substâncias diferentes poderão então estabelecer ligações entre si formando substâncias novas.

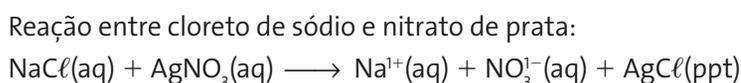
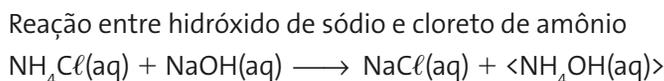
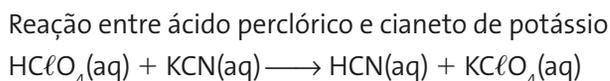
As reações de dupla-troca podem ocorrer entre:

- um ácido e um sal;
- uma base e um sal;
- entre dois sais.

Porém, as reações de dupla-troca só ocorrem quando pelo menos uma das seguintes condições for respeitada:

- formação de um produto praticamente insolúvel;
- formação de um produto mais volátil que os reagentes;
- formação de um produto mais fraco (de menor força ácida ou básica) ou instável.

Exemplos:



Exercício resolvido

4 (Unicamp-SP) Conta-se que, durante a 2ª Guerra Mundial, espiões alemães mandavam mensagens com uma tinta invisível, que era essencialmente uma solução de nitrato de chumbo II, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Descreva, com base nas informações abaixo, um procedimento para tornar a escrita com nitrato de chumbo II visível. Justifique sua resposta.

- O sulfato de chumbo II é um sólido branco, pouco solúvel em água.
- O iodeto de chumbo II é um sólido amarelo, pouco solúvel em água.
- O sulfeto de chumbo II é um sólido preto, pouco solúvel em água.
- O cloreto de chumbo II 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.

Resolução

O ideal é pincelar o papel com uma solução de sulfeto de sódio, Na_2S , ou iodeto de sódio, NaI . Esses sais reagem com o nitrato de chumbo II, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, formando respectivamente os sais pouco solúveis: sulfeto de chumbo II (que é preto e torna as palavras visíveis) ou iodeto de chumbo II (uma opção apenas razoável, já que a cor amarela é de difícil leitura).



Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

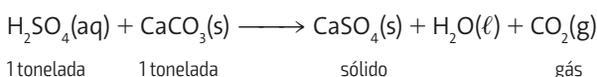
18 (Fuvest-SP) Molibdato de amônio é usado como fonte de molibdênio para o crescimento das plantas.

Sabendo que esse elemento, de símbolo Mo, pertence à mesma família do crômio, Cr, e que a fórmula do íon cromato é CrO_4^{2-} , assinale a alternativa que traz a fórmula correta do molibdato de amônio.

- a) NH_2MoO_2
- b) NH_3MoO_2
- c) $(\text{NH}_3)_2\text{MoO}_4$
- d) NH_4MoO_4
- e) $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$

19 (Enem) Em setembro de 1998, cerca de 10 000 toneladas de ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio, $\text{CaCO}_3(\text{s})$, na região atingida.

A equação química que representa a neutralização do $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ por $\text{CaCO}_3(\text{s})$, com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias, é:



Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação, estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário

que tem 80% de CaCO_3 , esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de

- a) 100.
- b) 200.
- c) 300.
- d) 400.
- e) 500.

20 (Unicamp-SP) Tem-se uma solução aquosa que pode conter apenas os nitratos de alumínio, magnésio e zinco. Essa solução sofreu o seguinte tratamento:

- I. Adicionou-se solução de NaOH em excesso. Formou-se um precipitado A, que foi separado por filtração.
- II. Ao filtrado do item I, adicionou-se $\text{HNO}_3(\text{aq})$ diluído até o meio ficar ácido. A seguir juntou-se solução de NH_4OH em excesso, formando-se um precipitado B, que foi separado por filtração.

Restou uma solução C. Com base nessas informações e na tabela, responda aos itens abaixo:

Cátion	NH_4OH em excesso	NaOH em excesso	$\text{HNO}_3(\text{aq})$ diluído em excesso
Al^{3+}	Precipita	Solúvel	Solúvel
Mg^{2+}	Precipita	Precipita	Solúvel
Zn^{2+}	Solúvel	Solúvel	Solúvel

- a) Escreva a equação química da reação de precipitação de A.
- b) Considerando a solução aquosa inicial, que cátion não se pode ter certeza de que existe nela? Justifique.

8 Óxidos

Praticamente todos os elementos (com poucas exceções) ligam-se ao oxigênio formando óxidos, que podem ser iônicos ou covalentes.

São conhecidos também óxidos de gases nobres, como os de xenônio (XeO_3 e XeO_4), formados em condições especiais.

Óxidos são compostos binários (formados por apenas dois elementos químicos), dos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Nos óxidos, o oxigênio apresenta carga elétrica ou caráter parcial (δ) igual a -2 . Observe que, pela definição, os compostos binários de flúor e oxigênio, como o OF_2 e o O_2F_2 , não são óxidos considerados sais, porque o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio.

A nomenclatura oficial dos óxidos determinada pela Iupac baseia-se no uso dos prefixos gregos *mono*, *di*, *tri*, *tetra*, *pent*, *hex*, *hept* para indicar tanto o número de átomos de oxigênio como o número de átomos do outro elemento, presente na fórmula do óxido.

Segue o esquema:

prefixo grego + óxido + de + prefixo grego (opcional)
+ nome do elemento

Exemplos: Cl_2O_7 – heptóxido de dicloro
 Fe_2O_3 – trióxido de ferro
 P_2O_5 – pentóxido de difósforo
 SO_3 – trióxido de monóxofre

O prefixo *mono* na frente do nome do elemento é opcional. Assim, podemos denominar o SO_3 apenas de trióxido de enxofre.

Apesar de essa nomenclatura ser oficial, há outra mais antiga e ainda em uso para elementos metálicos. Baseia-se na valência do elemento ligado ao oxigênio.

Para elementos que possuem uma única valência, temos:

óxido + de + nome do elemento

Exemplos: Na_2O – óxido de sódio
 Ag_2O – óxido de prata
 CaO – óxido de cálcio
 ZnO – óxido de zinco

Para elementos que possuem mais de uma valência, temos:

óxido + de + nome do metal de menor valência + sufixo **oso**
 óxido + de + nome do metal de maior valência + sufixo **ico**

Pode-se também indicar a valência por números romanos.

Exemplos: Cu_2O – óxido cuproso ou óxido de cobre I
 CuO – óxido cúprico ou óxido de cobre II

Os óxidos são classificados, conforme o comportamento que apresentam ao entrar em contato com a água, em neutros, ácidos, básicos ou anfóteros.

O gás dióxido de carbono é utilizado em refrigerantes.

Óxidos neutros

São certos óxidos **covalentes** que não reagem com a água formando ácido ou base.

Exemplos: CO – monóxido de carbono

NO – monóxido de mononitrogênio

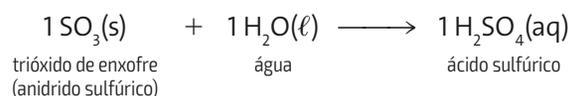
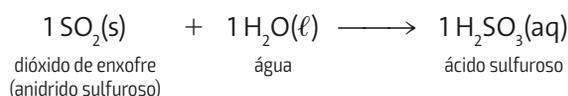
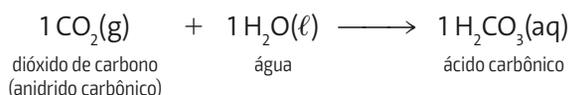
N₂O – monóxido de dinitrogênio ou óxido nitroso

Óxidos ácidos

Os óxidos ácidos em geral são formados por ametais (elementos com alta eletronegatividade), portanto são **compostos covalentes**. Exemplos: CO₂, SO₂, SO₃, P₂O₅, Cl₂O₆, NO₂, N₂O₄.

Os óxidos ácidos são também denominados anidridos de ácido, pois fazem reações de síntese com a água produzindo ácidos.

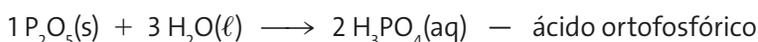
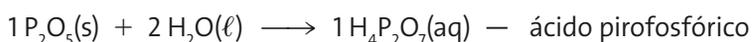
Exemplos:



Observações:

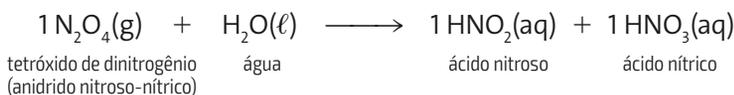
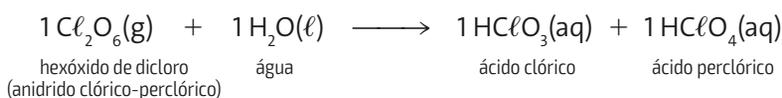
1) Alguns óxidos ácidos reagem com quantidades crescentes de água (hidratação crescente), produzindo ácidos diferentes.

Por exemplo, hidratação crescente do pentóxido de difósforo, anidrido fosfórico, P₂O₅.



2) Alguns óxidos ácidos reagem com a água produzindo dois ácidos diferentes do elemento, por isso são chamados anidridos duplos de ácidos.

Veja os seguintes exemplos:



O esquema abaixo fornece uma indicação sobre a formulação dos óxidos dos elementos representativos, situados nas famílias 1, 2, 13, 14, 15, 16 e 17 da tabela periódica.

Considere *E* um elemento genérico de cada família.

Família	Óxido	
1	E ₂ O	óxidos básicos (iônicos)
2	EO	
13	E ₂ O ₃	óxidos anfóteros (moleculares)
14	EO ₂ ou EO	
15	E ₂ O ₅ ou E ₂ O ₃	óxidos ácidos ou anidridos (moleculares)
16	EO ₃ ou EO ₂	
17	E ₂ O ₇ ou E ₂ O ₅	

A seta indica aumento do caráter ácido dos óxidos.



Martyn F. Chillmaid/SPL/Latinstock

Reação entre óxido de cálcio e água

Óxidos básicos

Os óxidos básicos na maioria são formados por metais (elementos com alta eletropositividade), portanto são **compostos iônicos**.

Exemplos: Na_2O , MgO , K_2O , CaO .

Os óxidos básicos fazem reações de síntese com a água produzindo base.

Exemplo:



Os óxidos ácidos reagem com os óxidos básicos (numa reação de síntese), produzindo um sal.



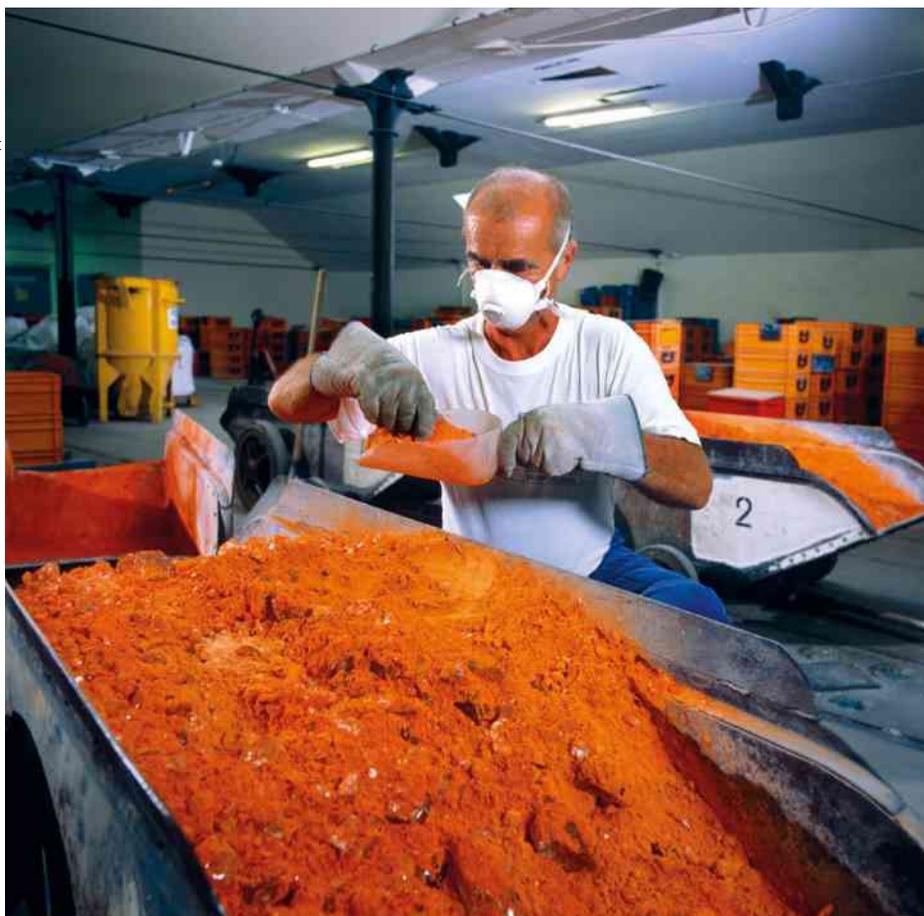
Óxidos anfóteros

Certos óxidos possuem **caráter intermediário** entre o iônico e o covalente, são formados por elementos de eletronegatividade média, (metais ou ametais) e são denominados **anfóteros**.

Os óxidos anfóteros possuem comportamento ambíguo, pois agem ora como óxidos ácidos, ora como óxidos básicos, dependendo da substância com a qual estiverem em contato.

Os mais importantes são óxido de alumínio, Al_2O_3 , óxido de zinco, ZnO , óxido de chumbo II, PbO , e óxido de chumbo IV, PbO_2 .

Philippe Psailas/SPL/Latinstock



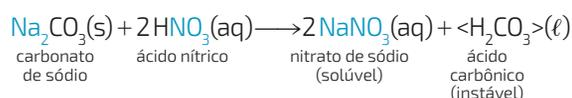
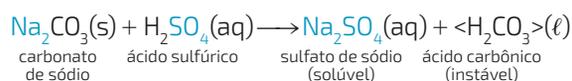
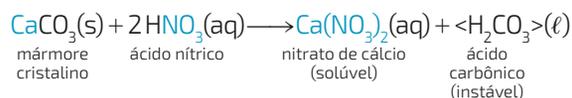
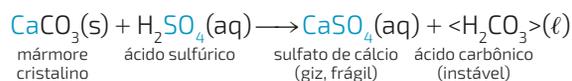
Operário manipula óxido de chumbo em fábrica de vidros decorativos.



Ação da chuva ácida

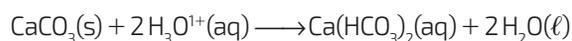
Muitos monumentos históricos que ficam expostos às intempéries são feitos de mármore, ou seja, carbonato de cálcio cristalino, $\text{CaCO}_3(\text{s})$. Nessa situação, há também obras de arte feitas de pedra-sabão – em cuja constituição há carbonato de sódio, $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$. Como exemplos, os elementos de portas de igrejas e estátuas de vulto, como os Profetas do adro do Santuário Bom Jesus de Matosinhos, em Congonhas, Minas Gerais, do artista barroco Aleijadinho.

Tanto o carbonato de cálcio como o carbonato de sódio reagem com os ácidos sulfúrico e nítrico presentes na chuva ácida formando sais que são sólidos frágeis ou que são solúveis em água, além de água e gás carbônico. Observe:



Assim, a chuva ácida em pouco tempo vai dissolvendo monumentos, estátuas e patrimônios da humanidade, cujo desgaste natural, em outras condições, levaria séculos para ocorrer.

As chuvas ácidas também podem desencadear e acelerar o processo de formação de cavernas em regiões onde o subsolo se compõe de rochas calcárias, podendo ocorrer infiltrações da água das chuvas. Esta penetra nos corpos rochosos, causando a dissolução do calcário e formando bicarbonato de cálcio (solúvel em água).



A água ácida vai aos poucos se introduzindo nas juntas e nos poros dessas rochas, alargando os vazios, abrindo canais e, às vezes, cavando grandes espaços ociosos (as cavernas). Essas

cavernas apresentam-se sob a forma de corredores e salões subterrâneos, alguns de grande extensão.

Com o tempo e o aumento de temperatura característica dos salões subterrâneos ocorre a decomposição do bicarbonato de cálcio, que volta à forma de carbonato de cálcio cristalino (calcita), liberando gás carbônico no local.

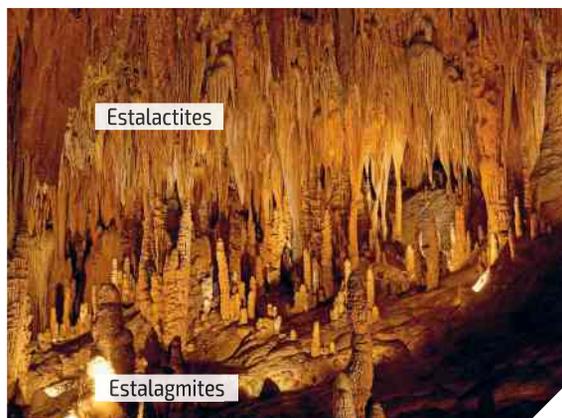


Assim, é de esperar que o interior das cavernas contenha ar com um alto teor de gás carbônico, que se acumula próximo ao solo por ser mais denso que o ar. Isso representa um perigo para os exploradores de cavernas.

Com o tempo, esses cristais de carbonato de cálcio se fundem em grandes massas pendentes do teto das cavernas dando origem às chamadas **estalactites**, que podem assumir as mais variadas formas (colunas, cortinas, tubas de órgão, figuras de animais, entre outras). Também é possível observar a formação de estalactites em edifícios antigos que possuem papeitos de mármore.

Já as **estalagmites** são formadas no chão, imediatamente abaixo das estalactites, produzidas pelas gotas da solução de bicarbonato de cálcio que eventualmente caem das extremidades das estalactites antes de ocorrer a formação do carbonato de cálcio cristalino.

São essas formações que dão extraordinária beleza às grutas calcárias, transformando-as em atrações turísticas.



Caverna com estalactites e estalagmites

George Allen Penton/Shutterstock/Glow Images

FOI NOTÍCIA!



Chuva ácida faz com que rios da costa leste dos EUA fiquem alcalinos

Dois terços dos rios na costa leste dos Estados Unidos registram níveis crescentes de alcalinidade, [o que faz com que suas águas se tornem] cada vez mais perigosas para a rega de plantios e a vida aquática, informaram cientistas esta segunda-feira.

A razão da mudança é [a] chuva ácida, que corrói rochas e pavimentos, ricos em minerais alcalinos, disseram os cientistas na revista *Environmental Science and Technology*. [...]

Os cientistas disseram que este maior conteúdo alcalino pode complicar o tratamento das águas residuais e da água potável e levar a uma rápida corrosão da tubulação metálica.

A água com altos níveis de alcalinidade pode ser mais salgada e conter mais minerais. Também pode levar à toxicidade do amoníaco, capaz de causar danos a cultivos [...], assim como afetar peixes e outras espécies de água doce.

A alcalinidade aumenta mais rápido em locais onde há pedra calcária ou rochas carbonadas de baixo dos corpos d'água, em regiões altas e onde a queda ou a drenagem das chuvas ácidas sejam elevadas, afirmaram os cientistas.

A dissolução de partículas alcalinas que terminam nas vias fluviais se atribui a um processo co-

nhecido como meteorização química, no qual o ácido corrói a pedra calcária, outras rochas carbonatadas e até mesmo calçadas.

'Em alguns arroios que são cabeceira de corpos d'água, isto pode ser uma coisa boa. Mas também estamos vendo crescentes compostos antiácidos rio abaixo. E estes locais não são ácidos e as algas e os peixes podem ser sensíveis às mudanças de alcalinidade', disse Kaushal.

Apesar de a chuva ácida estar [diminuindo] nos Estados Unidos, devido em grande parte a restrições ambientais mais estritas estabelecidas na década de 1990, seu legado persiste.

'Este é outro exemplo da ampla repercussão do impacto humano nos sistemas naturais (que) é, penso eu, cada vez mais preocupante', disse o coautor do estudo e ecologista Gene Likens, da Universidade de Connecticut e do Instituto Cary de Estudos dos Ecossistemas.

'Os legisladores e o povo pensam que a chuva ácida sumiu, mas não é assim', acrescentou.

Os pesquisadores disseram ser difícil prever por quanto tempo persistirá esta tendência à alcalinização dos rios."

Disponível em: <<http://g1.globo.com/mundo/noticia/2013/08/cresce-alcalinidade-em-rios-dos-eua-devido-a-chuva-acida.html>>. Acesso em: 31 ago. 2015.

Água alcalina pode não ser própria para rega ou plantio.

Egon Zitter/Alamy/latinstock

Você acabou de ler um artigo sobre a corrosão de rochas e pavimentos causada pela chuva ácida. Você sabe o que é corrosão?

1 Ligação metálica

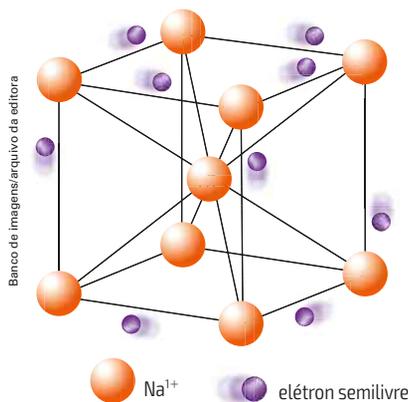
A alta eletropositividade dos metais levou os cientistas a estabelecer um **modelo** de ligação química de natureza elétrica com base na atração entre íons positivos (cátions do metal) e elétrons **semilivres**.

Esquema da ligação metálica:



Assim, na ligação entre átomos de um elemento metálico, ocorre liberação parcial dos elétrons mais externos com a consequente formação de cátions. Esses elétrons liberados são chamados semilivres (ou mesmo elétrons livres), pois podem se mover dentro da estrutura metálica, porém não podem abandoná-la.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.



Os cátions que formam as substâncias metálicas agrupam-se no espaço segundo formas geométricas definidas denominadas retículos de Bravais. No sódio metálico (acima) os cátions se agrupam numa forma denominada arranjo de corpo centrado, Ccc.

Modelo de ligação metálica

Os cátions do metal agrupam-se segundo um arranjo geométrico definido, denominado **estrutura cristalina** ou **célula unitária**.

Por exemplo, no sódio metálico, cada célula unitária é formada de 9 cátions Na^{1+} (rodeados por 9 elétrons semilivres) agrupados segundo um arranjo geométrico denominado cúbico de corpo centrado (Ccc), como mostra a ilustração ao lado.

Uma amostra de metal é constituída por um número imenso de células unitárias. Logo, a correta representação de uma substância metálica como o sódio, por exemplo, seria $\text{Na}_n(\text{s})$, na qual n é um número muito grande e indeterminado. É costume, porém, representar a substância metálica apenas pelo símbolo do elemento químico; no caso, $\text{Na}(\text{s})$.

Observe que os cátions metálicos que formam as células unitárias têm suas cargas positivas estabilizadas pelos elétrons semilivres, que envolvem a estrutura como uma nuvem eletrônica e são dotados de certo movimento, o que justifica a propriedade que os metais possuem de conduzir corrente elétrica na fase sólida.

2) Propriedades e ligas

As principais propriedades dos metais encontram-se listadas a seguir.

Propriedades dos metais	Características
Condutibilidade elétrica	São excelentes condutores de corrente elétrica, tanto na fase sólida como na fase líquida.
Estado de agregação	Apresentam-se na fase sólida em condições ambientes, com exceção do mercúrio, que é líquido.
Pontos de fusão e de ebulição	Em geral possuem altos pontos de fusão e de ebulição, com exceção do mercúrio, dos metais alcalinos, do gálio, do índio, do estanho e do bismuto.
Dureza	Apresentam baixa dureza, ou seja, são sólidos moles, facilmente riscados por outros materiais, com algumas exceções, como o irídio, o ósmio, o tungstênio e o crômio.
Tenacidade	Possuem alta tenacidade, suportando pressões elevadas sem sofrer rupturas.
Resistência a tração	São muito resistentes a tração, sendo bastante utilizados em cabos de elevadores e como reforço de construções para torná-las mais resistentes.
Maleabilidade	São facilmente transformados em lâminas.
Ductibilidade	São facilmente transformados em fios quando aquecidos a altas temperaturas.
Solubilidade	São insolúveis em óleo e água. Alguns metais, como o ouro, dissolvem-se em mercúrio, formando soluções sólidas denominadas amálgamas .

Raramente um metal puro apresenta todas as qualidades necessárias para determinada aplicação. Por exemplo: o ferro puro reage facilmente com o oxigênio e é quebradiço, o magnésio é inflamável e muito reativo, o ouro e a prata são muito moles, o crômio e o irídio são excessivamente duros.

Porém, misturando-se dois ou mais metais ou um metal com uma substância simples não metálica, é possível obter um material com propriedades que cada substância não tinha individualmente e que serão úteis para determinada aplicação.

Liga metálica é uma mistura de substâncias cujo componente principal é um metal.

Para obter uma liga metálica, é necessário submeter as substâncias que formarão a liga a uma temperatura elevada até a fusão completa para, em seguida, deixar a mistura esfriar e solidificar totalmente.

Observe a seguir alguns exemplos de ligas metálicas importantes.

- Aço: \approx 98,5% de ferro, de 0,5% a 1,7% de carbono e traços de silício, enxofre e fósforo. Empregado na fabricação das mais diversas ligas destinadas a diferentes aplicações.
- Bronze comum: 90% de cobre e 10% de estanho. Usado na fabricação de engrenagens, artesanato e objetos de decoração.
- Latão amarelo: 67% de cobre e 33% de zinco. Usado na confecção de tubos, torneiras, decorações.



A fusão de metais ocorre na preparação de liga metálica, como na confecção de joias. O ouro de 18 quilates, uma liga de 75% de ouro, 13% de prata e 12% de cobre, é usado em joalheria, próteses e circuitos eletrônicos de alto desempenho.



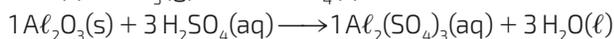
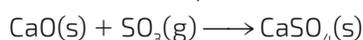
O artigo da página 273 fala da corrosão de rochas e pavimentos provocada pela chuva ácida na costa leste dos Estados Unidos. Você sabe o que é corrosão?

A tendência que os metais apresentam de perder elétrons e formar cátions está diretamente relacionada ao fenômeno da corrosão.

A corrosão é um processo resultante da ação do meio sobre determinado material, causando sua deterioração. Quando falamos em corrosão, pensamos imediatamente nos metais, principalmente no ferro, mas na verdade esse fenômeno também ocorre com outros materiais, como o concreto.

O cimento *portland* utilizado na fabricação do concreto comum (junto com água e areia) é uma mistura de óxidos, como óxido de cálcio, CaO(s) , óxido de alumínio, $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$, óxido de ferro III, $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$, óxido de magnésio, MgO(s) , entre outros. Como se tratam de óxidos obtidos de rochas minerais, o processo de corrosão é o mesmo.

Esses óxidos podem reagir diretamente com os poluentes liberados na queima de combustíveis fósseis ou com a chuva ácida formando sais de baixa tenacidade, que vão aos poucos se dispersando pelo ambiente. Exemplos:



No caso do ferro, a corrosão ocorre pela reação do metal com o oxigênio do ar na presença da umidade atmosférica e pode ser acelerada pela presença de um eletrólito (solução que conduz corrente elétrica). Quem mora no litoral ou tem casa na praia sabe que a durabilidade de material metálico geralmente é bem menor nessas condições.

Nesse aspecto a corrosão pode ser considerada como um processo inverso ao de obtenção dos metais a partir de seus minérios.

Durante o processo de corrosão do ferro também são formados, além dos óxidos, os hidróxidos de ferro II e de ferro III, Fe(OH)_2 e Fe(OH)_3 , que pertencem ao grupo das substâncias básicas.

O produto final da corrosão do ferro, a ferrugem, é uma mistura de óxido de ferro II, FeO , e óxido de ferro III, Fe_2O_3 , em associação, o que pode ser representado pela fórmula Fe_3O_4 (um composto de coloração preta) e óxido de ferro III hidratado, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (que dá ao material a coloração alaranjada ou castanho-avermelhada característica).

A camada de ferrugem formada na superfície do metal vai se soltando e expondo continuamente o ferro metálico às condições ambientes, de modo que a corrosão prossegue até a total deterioração da peça (caso não seja tomada nenhuma medida para interromper o processo).

Os produtos da corrosão do ferro e do aço possuem um volume específico maior do que o próprio aço. O aumento do volume dos produtos da corrosão causa tensões que acabam provocando a fissura do concreto, promovendo a entrada de mais ácidos corrosivos, o que pode levar ao colapso da estrutura.

O alumínio, por sua vez, reage muito mais facilmente com o oxigênio do que o ferro. Um pedaço de alumínio recém-cortado rapidamente adquire uma camada de óxido de alumínio, Al_2O_3 . Entretanto, essa camada de Al_2O_3 adere fortemente à superfície do alumínio, protegendo a peça e impedindo que a corrosão prossiga.

A resistência dos objetos de aço inoxidável à corrosão deve-se à adição de pelo menos 4% de cromo ao aço.

O cromo presente no aço combina-se com o oxigênio da atmosfera para formar uma película transparente de óxido de cromo III que permanece aderida na peça, protegendo (até certo ponto) o ferro metálico da corrosão.



Inu/Shutterstock

Exercício resolvido

1 (Ufla-MG) O alumínio e o cobre são largamente empregados na produção de fios e cabos elétricos. A condutividade elétrica é uma propriedade comum dos metais. Este fenômeno deve-se:

- a) à presença de impurezas de ametais que fazem a transferência de elétrons.
- b) ao fato de os elétrons nos metais estarem fracamente atraídos pelo núcleo.
- c) à alta afinidade eletrônica destes elementos.
- d) à alta energia de ionização dos metais.
- e) ao tamanho reduzido dos núcleos dos metais.

Resolução

Os núcleos dos elementos metálicos atraem fracamente os elétrons da última camada. Assim, é relativamente fácil fazer com que esses elétrons fluam quando aplicada uma diferença de potencial. Esse fluxo de elétrons é a corrente elétrica. No modelo de ligação metálica os elétrons mais externos podem se movimentar entre os átomos do metal com relativa liberdade.

Alternativa **b**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 (UFC-CE) Nenhuma teoria convencional de ligação química é capaz de justificar as propriedades dos compostos metálicos. Investigações indicam que os sólidos metálicos são compostos de um arranjo regular de íons positivos, no qual os elétrons das ligações estão apenas parcialmente localizados. Isso significa dizer que se tem um arranjo de íons metálicos distribuídos em um “mar” de elétrons móveis. Com base nessas informações, é correto afirmar que os metais, geralmente:

- a) têm elevada condutividade elétrica e baixa condutividade térmica.
- b) são solúveis em solventes apolares e possuem baixas condutividades térmica e elétrica.
- c) são insolúveis em água e possuem baixa condutividade elétrica.
- d) conduzem corrente elétrica com facilidade e são solúveis em água.
- x e) possuem elevadas condutividades elétrica e térmica.

2 (Unicamp-SP) Em algumas extrações de ouro, sedimentos de fundo de rio e água são colocados em uma bateia, recipiente cônico que se assemelha a um funil sem o buraco. Movimentos circulares da bateia permitem que o ouro metálico se deposite sob o material sólido ali presente. Esse depósito, que contém principalmente ouro, é posto em contato com mercúrio metálico; o amálgama formado é separado e aquecido com um maçarico, separando-se o ouro líquido do mercúrio gasoso. Numa região próxima dali, o mercúrio gasoso se transforma em líquido e acaba indo para o leito dos rios.

Os três segmentos acima grifados se referem, respectivamente, às seguintes propriedades:

- a) peso, temperatura de gaseificação e temperatura de liquefação.
- b) densidade, temperatura de sublimação e temperatura de fusão.
- c) peso, temperatura de ebulição e temperatura de fusão.
- x d) densidade, temperatura de ebulição e temperatura de liquefação.

3 (PUC-SP) Cobre e zinco são metais de larga utilização na sociedade moderna. O cobre é um metal avermelhado, bem maleável e dúctil. É amplamente empregado na fiação elétrica devido à sua alta condutividade. É também encontrado em tubulações de água, devido à sua baixa reatividade (é um metal nobre), além de diversas ligas metálicas, sendo o bronze a mais conhecida. Apresenta densidade de $8,96 \text{ g/cm}^3$ a 20°C . O zinco é um metal cinza bastante reativo. É utilizado como revestimento de peças de aço e ferro, protegendo-as da corrosão. Esse metal encontra grande aplicação na indústria de pilhas secas em que é utilizado como ânodo (polo negativo). Sua densidade é de $7,14 \text{ g/cm}^3$ a 20°C . Pode-se afirmar que a diferença dos valores de densidade entre esses dois metais é mais bem explicada:

- a) pela maior reatividade do zinco em relação ao cobre.
- b) pela diferença do raio atômico do cobre em relação ao zinco, com o átomo de cobre apresentando tamanho muito menor do que o de zinco.
- c) pela diferença de massa atômica do cobre em relação ao zinco, com o zinco apresentando massa bem maior.
- d) pelo posicionamento do zinco na tabela periódica, no período imediatamente posterior ao cobre.
- x e) pelo diferente arranjo cristalino apresentado pelos dois metais: o cobre tem os seus átomos mais empacotados, restando menos espaços vazios entre eles.

3 Reações de oxirredução



Em pilhas e baterias ocorre a aplicação direta das reações de oxirredução.

NOx e IUPAC

A IUPAC recomenda que o NOx de elementos e íons seja representado por numerais romanos, com o sinal da carga (+ ou -) na frente do numeral.

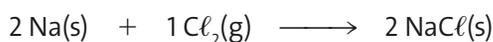
Veja os exemplos a seguir:

- O^{-II}: oxigênio com NOx -2
- Cr^{+VI}: crômio com NOx +6
- F^{-I}: flúor com NOx -1
- Pb^{+IV}: chumbo com NOx +4

A adoção dessa notação no Ensino Médio é um fator complicante, pois a escrita de numerais romanos não é usual. Por isso, vamos usar algarismos indo-arábicos, mas vamos manter para o NOx o sinal da carga antes do algarismo.

As reações que envolvem os fenômenos de oxidação e redução (sempre simultâneos) ocorrem tanto entre metais como entre compostos covalentes. Muitas reações presentes em nosso cotidiano, como a combustão, a corrosão, a fotossíntese, o funcionamento de pilhas e baterias, os processos metabólicos, a conservação de alimentos, a revelação de fotografias e a extração de metais de minérios (denominada ustulação), são exemplos de reações de oxirredução.

Considere, por exemplo, a reação de formação de cloreto de sódio que vimos no capítulo anterior:

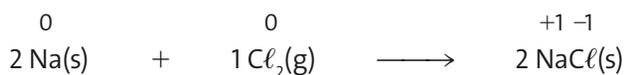


As substâncias simples Na(s) e Cl₂(g) são formadas por átomos de mesmo elemento; logo, não há diferença de eletronegatividade entre os átomos nessas substâncias. Nas substâncias simples em geral os elementos químicos possuem número de oxidação (NOx) igual a zero.

O NOx de um elemento é a carga elétrica real que ele adquire quando faz uma ligação iônica ou o caráter parcial (δ) que ele adquire quando faz uma ligação predominantemente covalente.

O produto da reação é o NaCl(s), uma substância composta e iônica (os elementos têm grande diferença de eletronegatividade). Nessa substância, o Na adquire um NOx = +1, e o Cl adquire um NOx = -1. Dizemos então que durante essa reação, o elemento sódio sofreu oxidação, e o elemento cloro sofreu redução. Dessa forma, temos uma reação de oxirredução.

Reação de oxirredução é aquela em que ocorre **variação no NOx** dos elementos **dos reagentes para os produtos**.



O elemento que **sofre oxidação** é aquele que “perde” elétrons, cujo **NOx aumenta** dos reagentes para os produtos.

Na reação acima o NOx do sódio aumentou de 0 para +1. O sódio sofreu oxidação.

O elemento que **sofre redução** é aquele que “ganha” elétrons, cujo **NOx diminui** dos reagentes para os produtos.

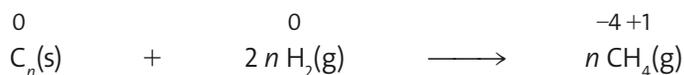
Na reação acima, o NOx do cloro diminuiu de 0 para -1. O cloro sofreu redução.

Nas reações que envolvem substâncias covalentes o raciocínio é o mesmo. Nesse caso, porém, os elementos adquirem um caráter parcial (δ), cuja carga positiva ou negativa também depende da diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos. Dessa forma, um determinado elemento pode sofrer oxidação em uma reação e redução em uma outra reação, a depender dos outros átomos envolvidos na reação.

Veja os exemplos a seguir, dadas as eletronegatividades dos elementos envolvidos: hidrogênio 2,1; carbono 2,5 e oxigênio 3,5.

Não se esqueça de que a carga total ou o caráter total da substância que reage ou que é formada é sempre zero.

- Reação de formação do metano.

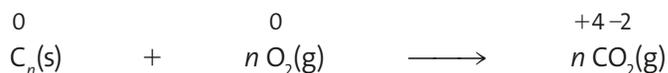


O carbono é mais eletronegativo que o hidrogênio e, assim, atrai para perto de si os elétrons das ligações estabelecidas com os átomos desse elemento, adquirindo um caráter parcial δ^{-4} .

Cada hidrogênio, por sua vez, ficando um pouco afastado de seu elétron, vai adquirir um caráter parcial positivo δ^{+1} .

Nessa reação o **carbono sofre redução** (o NOx do carbono diminui de 0 para -4), e o hidrogênio sofre oxidação (o NOx do hidrogênio aumenta de 0 para $+1$).

- Reação de formação do gás carbônico.



O oxigênio é mais eletronegativo que o carbono e atrai para perto de si os elétrons das ligações estabelecidas com o átomo desse elemento. Desse modo, cada oxigênio adquire um caráter parcial δ^{-2} .

O carbono, por sua vez, ficando afastado de seus elétrons, vai adquirir um caráter parcial positivo δ^{+4} .

Nessa reação o **carbono sofre oxidação** (o NOx aumenta de 0 para $+4$), e o oxigênio sofre redução (o NOx diminui de 0 para -2).



Num incêndio florestal a queima completa é uma oxidação da matéria orgânica que produz gás carbônico.



Depósito de lixo clandestino – na decomposição do lixo ocorre a redução da matéria orgânica, formando metano.

4 Cálculo do NOx

Alguns elementos apresentam o mesmo NOx em uma série de compostos diferentes. Tomando esses elementos como base, podemos calcular o NOx dos demais elementos na maioria das substâncias a partir de algumas poucas regras, como veremos a seguir.

O quadro abaixo fornece uma relação desses elementos e deve ser consultada sempre que necessário.

Principais NOx dos elementos em substâncias compostas			
Elemento	Situação	NOx	Exemplos
Metais alcalinos: Li, Na, K, Rb e Cs	Em substâncias compostas	+1	⁺¹ NaCl; ⁺¹ KOH
Metais alcalinoterrosos: Be, Mg, Ca, Sr e Ba	Em substâncias compostas	+2	⁺² MgO; ⁺² CaSO ₄
Prata: Ag	Em substâncias compostas	+1	⁺¹ AgNO ₃ ; ⁺¹ AgCl
Zinco: Zn	Em substâncias compostas	+2	⁺² Zn(OH) ₂ ; ⁺² ZnS
Alumínio: Al	Em substâncias compostas	+3	⁺³ AlPO ₄ ; ⁺³ Al ₂ O ₃
Enxofre: S	Em sulfetos*	-2	⁻² H ₂ S; ⁻² BaS
Halogênios: F, Cl, Br, I	Em halogenetos**	-1	⁻¹ KCl; ⁻¹ NaBr
Hidrogênio: H	Ligado a ametais***	+1	⁺¹ HCN; ⁺¹ H ₂ S
	Ligado a metais****	-1	⁻¹ NaH; ⁻¹ CaH ₂
Oxigênio: O	Na maioria das substâncias compostas	-2	⁻² H ₂ SO ₄ ; ⁻² CaCO ₃
	Em peróxidos	-1	⁻¹ H ₂ O ₂ ; ⁻¹ ZnO ₂
	Em superóxidos	-1/2	^{-1/2} K ₂ O ₄ ; ^{-1/2} BaO ₄
	Em fluoretos	+2	⁺² OF ₂
+1		⁺¹ O ₂ F ₂	

* Quando o enxofre for o elemento mais eletronegativo, o símbolo estará escrito à direita da fórmula.

** Quando o halogênio for o elemento mais eletronegativo, o símbolo estará escrito à direita da fórmula.

*** Hidrogênio ligado a elemento de maior eletronegatividade.

**** Hidrogênio ligado a elemento de menor eletronegatividade.

Com base nas informações dadas, é possível calcular o NOx de cada elemento em diferentes substâncias, com base nas seguintes regras:

- O NOx de qualquer elemento em uma **substância simples** é igual a zero, pois não há diferença de eletronegatividade entre os átomos.

Exemplos: H_2 , Cl_2 , O_2 , P_4 , S_8 , Na, Fe, Al.

- O NOx de qualquer elemento em um **íon simples** é igual à carga elétrica do íon.

Exemplos: Na^{+1} , Au^{+1} , Cu^{+2} , Fe^{+3} , Pb^{+4} , N^{-3} .

- **A soma dos NOx dos elementos em uma substância composta é igual a zero** (toda substância é neutra).

Veja os exemplos abaixo:

- 1) Cálculo do NOx do enxofre no sulfato de hidrogênio, H_2SO_4 .

Consultando a tabela, obtemos os seguintes dados:

O NOx do hidrogênio é igual a +1. Como há dois átomos de hidrogênio na molécula, o total de carga positiva é +2.

O NOx do oxigênio é -2. Como há 4 átomos de oxigênio na molécula, o total de carga negativa é -8.

Adicionando +2 com -8, obtemos -6.

O NOx do enxofre deve ser tal que somado ao número -6 forneça um resultado igual a zero.

Concluimos então que na substância H_2SO_4 o NOx do enxofre é igual a +6.

$$\begin{array}{l} H_2SO_4 \left\{ \begin{array}{l} H: (+1) \cdot 2 = +2 \\ O: (-2) \cdot 4 = -8 \\ \hline \text{então S: } (-6) + x = 0 \\ \quad \quad \quad x = +6 \end{array} \right. \end{array}$$

- 2) Cálculo do NOx do fósforo no pirofosfato de sódio, $Na_4P_2O_7$.

Na tabela da página anterior observamos que o sódio possui NOx +1. Multiplicando essa carga pelo número de átomos de sódio que aparecem na fórmula, o resultado é +4.

O oxigênio tem NOx -2. Multiplicando esse número por 7, obtemos -14. O resultado da adição +4 com -14 é -10.

Sendo assim, podemos concluir que dois átomos de fósforo têm juntos uma carga total igual a +10. Logo, cada átomo de fósforo possui nessa substância um NOx igual a +5.

$$\begin{array}{l} Na_4P_2O_7 \left\{ \begin{array}{l} Na: (+1) \cdot 4 = +4 \\ O: (-2) \cdot 7 = -14 \\ \hline \text{então P: } (-10) + y \cdot 2 = 0 \\ \quad \quad \quad y = +5 \end{array} \right. \end{array}$$

- **A soma dos NOx dos elementos em um íon composto é igual à carga elétrica do íon** (o íon necessariamente possui uma carga elétrica).

Veja os exemplos abaixo:

- 1) Cálculo do NOx do nitrogênio no cátion amônio NH_4^{+1} .

O hidrogênio possui NOx +1. Multiplicando essa carga pelo número de átomos de hidrogênio existentes no íon, obtemos +4.

O NOx do nitrogênio deve ser tal que quando adicionado a +4 dê como resultado a própria carga do íon, isto é, +1. De onde concluímos que no cátion amônio, NH_4^{+1} , o NOx do nitrogênio é igual a -3.

$$\begin{array}{l} (NH_4)^{+1} \left\{ \begin{array}{l} N: (+1) \cdot 4 + z = +1 \\ \quad \quad \quad z = -3 \end{array} \right. \end{array}$$

- 2) Cálculo do NOx do crômio no íon dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$.

No quadro encontramos que o NOx do oxigênio é -2. Multiplicando esse número por 7, o resultado é -14.

A carga de dois crômios juntos deve ser tal que, quando adicionada a -14, forneça o resultado -2, que é a carga do íon.

Concluimos, portanto, que dois crômios juntos têm carga total igual a +12. Logo, cada crômio possui nesse íon um NOx igual a +6.

$$\begin{array}{l} (Cr_2O_7)^{-2} \left\{ \begin{array}{l} O: (-2) \cdot 7 = -14 \\ Cr: (+14) + w \cdot 2 = -2 \\ \quad \quad \quad w \cdot 2 = +12 \\ \quad \quad \quad w = +6 \end{array} \right. \end{array}$$

5 Deslocamento simples

Os metais são elementos que, em geral, **sofrem oxidação** e se comportam como agentes redutores (**provocam a redução** de outro elemento).

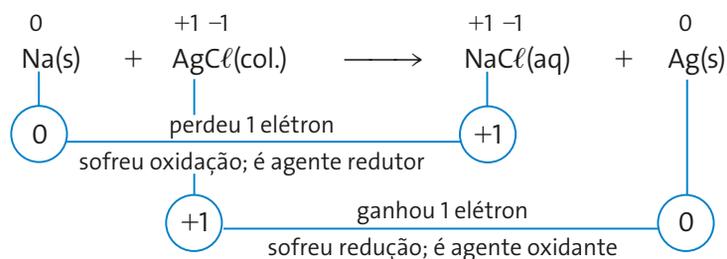
Um metal é mais reativo que outro quando sua tendência de doar elétrons (sua eletropositividade) é maior.

Se colocarmos em contato um metal *X* (mais reativo) na forma de substância simples (NOx igual a zero), com outro metal *Y* (menos reativo) na forma de cátion (NOx maior que zero), vai ocorrer uma “transferência” espontânea de elétrons do metal *X* para o cátion do metal *Y*.

A tabela ao lado fornece a ordem de reatividade dos metais e deve ser consultada sempre que necessário.

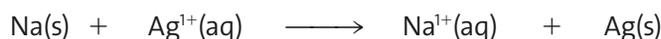
Deslocamento entre metais

Em uma reação, o metal mais reativo desloca o cátion do metal menos reativo. Por exemplo, considere a reação entre sódio metálico e cloreto de prata coloidal (col.).



Como o sódio é mais reativo que a prata, ocorre uma transferência espontânea de elétrons do sódio para o cátion prata (que constitui a substância cloreto de prata). Dizemos que o sódio desloca a prata.

É comum também representarmos a reação anterior na forma iônica, o que torna o fenômeno mais evidente:



Desprezamos o cloro nessa representação porque seu papel na reação é passivo, ou seja, em relação à carga elétrica, o cloro é encontrado da mesma forma nos produtos e nos reagentes, com NOx = -1. Dizemos que o Cl⁻(aq) se comporta como um **íon expectador**.

Em relação ao deslocamento de metais, é importante observar:

- Um metal menos reativo não consegue deslocar espontaneamente um metal mais reativo.

Por exemplo, como o zinco é mais reativo que o cobre, o cobre não desloca o zinco, e não ocorre reação:

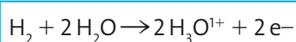


- Já o inverso, ou seja, a reação entre o zinco metálico e o cloreto de cobre II coloidal, ocorre espontaneamente, pois o zinco é mais reativo e desloca o cobre.

Reatividade dos metais

Metal	Cátion
Li	Li ¹⁺
Rb	Rb ¹⁺
K	K ¹⁺
Cs	Cs ¹⁺
Ba	Ba ²⁺
Sr	Sr ²⁺
Ca	Ca ²⁺
Na	Na ¹⁺
Mg	Mg ²⁺
Al	Al ³⁺
Zn	Zn ²⁺
Cr	Cr ³⁺
Fe	Fe ²⁺
Cd	Cd ²⁺
Co	Co ²⁺
Ni	Ni ²⁺
Sn	Sn ²⁺
Pb	Pb ²⁺
Fe	Fe ³⁺

Metals não nobres



Cu	Cu ²⁺
2 Hg	Hg ₂ ²⁺
Ag	Ag ¹⁺
Pd	Pd ²⁺
Hg	Hg ²⁺
Pt	Pt ²⁺
Au	Au ¹⁺

Metals nobres

Diminui a eletropositividade e a reatividade.

Diminui a capacidade de perder elétrons e formar cátions.

Todos os metais não nobres deslocam o hidrogênio dos ácidos formando o cátion hidrônio, H_3O^{1+} . Assim, não é possível armazenar ácidos em recipientes de metal não nobre (mais reativo que o hidrogênio). Os ácidos são armazenados em recipientes de vidro, com exceção do ácido fluorídrico, $\text{HF}(\text{aq})$, que tem a propriedade de atacar a sílica (SiO_2), e por isso é armazenado em recipientes de poliéster.

- O hidrogênio não é metal, mas aparece na escala de reatividade dos metais porque em determinadas substâncias (como os ácidos) pode formar o cátion hidrônio, H_3O^{1+} , e esse cátion, por sua vez, pode receber elétrons, formando gás hidrogênio e água:



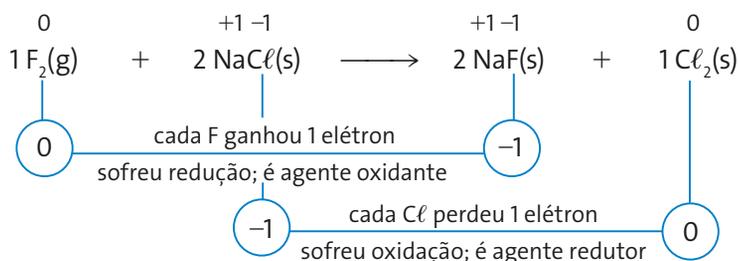
Deslocamento entre ametais

Os ametais são elementos que **sofrem redução** e se comportam como agentes oxidantes (**provocam a oxidação** de outro elemento).

Um ametal é mais reativo que outro quando sua tendência de atrair elétrons, isto é, sua eletronegatividade, é maior.

Se colocarmos juntos um ametal *A*, mais reativo, na forma de substância simples (NOx de *A* igual a zero), com outro ametal *B*, menos reativo, na forma de ânion (NOx de *B* menor que zero), constituindo uma substância, vai ocorrer uma transferência espontânea de elétrons do ametal *B* para o ametal *A*.

O ametal mais reativo desloca o ânion do ametal menos reativo. Por exemplo, considere a reação entre flúor e cloreto de sódio.

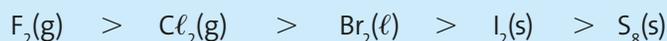


Como o flúor possui maior tendência de atrair elétrons (maior eletronegatividade) que o cloro, ocorre uma transferência espontânea de elétrons do ânion cloreto, Cl^- , da substância cloreto de sódio para o flúor, F_2 . Podemos dizer que o flúor desloca o cloro.

Escrevendo a reação anterior na forma iônica:



Abaixo estão relacionados os principais ametais, na forma de substâncias simples, em ordem decrescente de reatividade:



- Note que um ametal menos reativo não desloca um ametal mais reativo. Por exemplo, colocando em contato iodo e cloreto de sódio



O iodo não desloca o cloro porque o cloro é mais reativo.

- Já a reação entre cloro e iodeto de sódio ocorre espontaneamente, pois o cloro desloca o iodo.

Exercício resolvido

2 (Cefet-RJ) Qualquer atividade agrícola ou industrial, no campo da metalurgia, da indústria química, da construção civil ou do cultivo da terra, utiliza minerais e seus derivados. É cada vez maior a influência dos minerais sobre a vida e o desenvolvimento de um país. Como exemplo de mineral, podemos citar a pirita, FeS_2 (sulfeto ferroso), usada na fabricação de ácido sulfúrico, e que, por sua cor amarela e brilho metálico, recebe, no Brasil, a denominação popular de ouro dos trouxas. No mineral, o número de oxidação do enxofre é:

- a) -2. b) -1. c) zero. d) +3. e) +5.

Resolução

Sulfeto ferroso: FeS_2

$$(1 \cdot +2) + (2 \cdot x) = 0 \Rightarrow +2 + 2x = 0 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 2x = -2 \Rightarrow x = -1$$

Fórmula estrutural: $[\text{Fe}^{2+}] [\overset{-1}{\text{S}}-\overset{-1}{\text{S}}]^{2-}$

Observe que a ligação entre os átomos de enxofre é 100% covalente.

Alternativa **b**.

Exercícios

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

4 (UFU-MG) O dióxido de cloro vem substituindo o cloro, Cl_2 , em muitas estações de tratamento de água para abastecimento público de países desenvolvidos, pois investigações em laboratório têm mostrado que o Cl_2 , na presença de matéria orgânica, pode produzir compostos organoclorados, altamente tóxicos. O dióxido de cloro pode ser obtido pela reação entre clorito de sódio e Cl_2 , de acordo com:



O estado de oxidação do cloro nos compostos NaClO_2 , Cl_2 , NaCl e ClO_2 é, respectivamente:

- a) -1, 0, -1 e +2. c) +1, -1, 0 e -4.
b) +1, -1, 0 e -4. x d) +3, 0, -1 e +4.

5 (UFRN) O nitrogênio forma vários óxidos binários, apresentando diferentes números de oxidação: NO (gás tóxico), N_2O (gás anestésico – hilariante), NO_2 (gás avermelhado, irritante), N_2O_3 (sólido azul), etc. Esses óxidos são instáveis e se decompõem para formar os gases nitrogênio, N_2 , e oxigênio, O_2 . O óxido binário, NO_2 , é um dos principais poluentes ambientais, reagindo com o ozônio atmosférico, O_3 – gás azul, instável – responsável pela filtração da radiação ultravioleta emitida pelo Sol. Baseando-se nas estruturas desses óxidos, pode-se concluir que a fórmula molecular em que o átomo de nitrogênio apresenta o menor número de oxidação é:

- a) N_2O_3 . b) NO . x c) N_2O . d) NO_2 .

6 (Uerj) O composto de iodo utilizado em tratamentos radioterápicos é o iodeto de potássio. Em presença de cloro, essa substância reage segundo a equação química:



O fenômeno químico de conversão do iodeto em iodo, nessa reação, é classificado como:

- x a) redução. c) neutralização.
b) oxidação. d) saponificação.

7 (Vunesp-SP) No mineral perovskita, de fórmula CaTiO_3 , o número de oxidação do titânio é:

- x a) +4. c) +1. e) -2.
b) +2. d) -1.

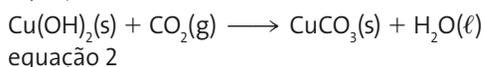
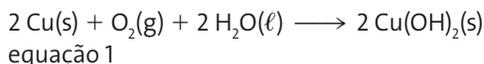
8 (UFPI) Um antisséptico bucal contendo peróxido de zinco, ZnO_2 , suspenso em água é efetivo no tratamento de infecções orais causadas por microrganismos. Indique o número de oxidação do zinco nesta substância.

- a) -2 c) +1 e) +4
b) -1 x d) +2

9 (UEL-PR) O iodo pode ser obtido a partir dos iodetos naturais, tais como NaI , ao se tratar soluções aquosas de iodeto com:

- a) cal extinta. d) soda cáustica.
b) cloreto de sódio. x e) cloro.
c) ácido clorídrico.

10 (Vunesp-SP) Em contato com ar úmido, um telhado de cobre é lentamente coberto por uma camada verde de carbonato de cobre, CuCO_3 , formado pela sequência de reações representadas pelas equações a seguir:



Com relação ao processo global, pode-se afirmar:

- a) as duas reações são de oxirredução.
x b) apenas a reação 1 é de oxirredução.
c) apenas a reação 2 é de oxirredução.
d) nenhuma das reações é de oxirredução.
e) O $\text{Cu}(\text{s})$ é o agente oxidante da reação 1.

Compreendendo o Mundo

O tema central desta Unidade foi chuva ácida. Vimos que algumas atividades humanas podem diminuir ainda mais o pH da chuva (naturalmente ácido) e que isso está causando danos às florestas, à agricultura, aos patrimônios históricos e às construções em geral.

Experimente escrever em um *site* de busca a frase 'nuvem asiática' e você será informado de que:

"Todos os anos, de abril a outubro, gigantesca nuvem de poluição paira sobre o sul da Ásia, sobre vasta área que se estende do Paquistão até a China, passando pela Índia.

Ela resulta do desenvolvimento demográfico e econômico acentuado que esses países conheceram no decorrer das últimas décadas.

[...] Essa poluição, constituída por aerossóis sulfurados, óxido de carbono, ozônio, óxidos de azoto [nitrogênio], fuligem e poeiras de diversas naturezas, tem por efeito direto reduzir em cerca de 10% a quantidade de energia solar que alcança o solo, além de diminuir a quantidade de chuvas entre 20% e 40%, conforme as regiões.

Com efeito, as partículas em suspensão inibem a formação das grandes precipitações atmosféricas. Além disso, os aerossóis diminuem também a produtividade agrícola ao enfraquecer a luz solar necessária para a fotossíntese das plantas.

Essa nuvem tem também um forte impacto sobre a saúde das populações locais. Durante os anos 90, dezenas de milhares de mortes prematuras ocorridas anualmente, nas grandes aglomerações, lhe foram atribuídas [...]."

Disponível em: <<http://vamosalvarnossoplaneta.blogspot.com/2008/04/o-maior-foco-de-poluio-do-mundo-uma.html>>. Acesso em: 1º set. 2015.

Notícias como essas assustam e podem nos fazer pensar que não é possível reverter esse quadro. Mas é. E temos um ótimo exemplo disso, aqui mesmo no Brasil.

Veja esta notícia:

"Nas décadas de 70 e 80, o polo industrial de Cubatão, na Baixada Santista, em São Paulo, o pri-

meiro do País, era conhecido como a região mais poluída do mundo. Lançava no ar, diariamente, quase mil toneladas de poluentes.

A terra, os rios e os manguezais, que formam o ecossistema da região, recebiam indiscriminadamente outras toneladas de poluição.

Em 1984, Cubatão resolveu dar a volta por cima. Por meio de uma parceria entre a administração municipal, a Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental – Cetesb, as indústrias e a comunidade, foi iniciado um rígido programa de despoluição ambiental.

A Cetesb iniciou um plano de recuperação do meio ambiente, submetendo as indústrias a um rígido cronograma de controle das 320 fontes poluidoras primeiro identificadas.

Os resultados apareceram rapidamente. Em menos de 10 anos, os índices das fontes poluidoras foram reduzidos em 93%, e a expectativa é que o controle chegue a 100% até o ano 2008. Hoje são controladas também as fontes poluidoras secundárias, um plano de reflorestamento das encostas foi desenvolvido, junto com a despoluição dos mananciais. A serra do Mar já tem as suas 'chagas', provocadas pela erosão causada pela chuva ácida, recobertas de verde. Os peixes voltaram a viver no rio Cubatão e até o guará-vermelho, uma ave ameaçada de extinção, voltou a habitar os manguezais e a procriar.

O reconhecimento do trabalho chegou na ECO 92, pela ONU, que outorgou o Selo Verde a Cubatão e escolheu a cidade como símbolo da ecologia e exemplo mundial de recuperação ambiental [...]."

Disponível em: <<http://followscience.com/content/226447/poluicao-do-ar-estudo-do-caso-cidade-de-cubatao/>>. Acesso em: 1º set. 2015.

Isso quer dizer que podemos reverter os danos que estamos causando ao planeta?

Desenvolvimento e ecologia podem caminhar juntos?

É possível pensar em um futuro melhor?

Claro que sim.

E como se consegue tudo isso?

Com educação, informação e cidadania.

Sugestões de leitura, filmes e sites

Sugestões de leituras

- ♦ *A ação da Química em nossa vida*. Maria Teresa Escoval. Barcarena, Portugal: Presença, 2010.
- ♦ *A ética da alimentação: como nossos hábitos alimentares influenciam o meio ambiente e o nosso bem-estar*. Peter Singer, Jim Mason. Rio de Janeiro: Campus, 2007.
- ♦ *A história e a química do fogo*. Aécio Pereira Chagas. São Paulo: Átomo, 2005.
- ♦ *Barbies, bambolês e bolas de bilhar*. Joe Schwarcz. São Paulo: Jorge Zahar, 2009.
- ♦ *Cotidiano e educação em Química*. Mansur Luft. Ijuí: Ed. da Unijui, 1990.
- ♦ *Foi alguma coisa que você comeu? – Intolerância alimentar: causas e prevenções*. John Emsley, Peter Fell. Rio de Janeiro: Campus, 2001.
- ♦ *Introdução à Química forense*. Robinson Fernandes de Farias. São Paulo: Átomo, 2008.
- ♦ *Libertação animal*. Peter Singer. Porto: Via Optima, 2008.
- ♦ *O mesmo e o não mesmo*. Roald Hoffmann. São Paulo: Ed. da Unesp, 2007.
- ♦ *O que Einstein disse a seu cozinheiro*. Robert L. Wolke. São Paulo: Jorge Zahar, 2003.
- ♦ *Os botões de Napoleão: as 17 moléculas que mudaram a História*. Penny Le Couteur, Jay Burreson. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2003.
- ♦ *Os ferrados e os cromados*. Mansur Luft. Ijuí: Ed. da Unijui, 1992.
- ♦ *Química das sensações*. Carolina Godinho Retondo, Pedro Faria. São Paulo: Átomo, 2008.
- ♦ *Vaidade, vitalidade e virilidade: a ciência por trás dos produtos que você adora consumir*. John Emsley. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2006.

Sugestões de filmes

- ♦ *A alternativa berço a berço*: <<http://canalbrasil.com/2012/04/08/acervo-alternativa-berco-a-berco/>>.
- ♦ *A carne é fraca*: <<https://www.youtube.com/watch?v=EP6sDOzLD3E&p=2F95F2DF7BF92EF5>>.
- ♦ *A engrenagem*: <<https://www.youtube.com/watch?v=KmlprNpcd94>>.
- ♦ *A evolução da humanidade: armas, germes e aço* (Guns, Germs and Steel): <<https://www.youtube.com/watch?v=Al6yEpe5mHU>>.
- ♦ *A garota que calou o mundo por seis minutos*: <<https://www.youtube.com/watch?v=SIzi6iffOGc>>.
- ♦ *A história das coisas* (The Story of Stuff with Annie Leonard / Louis Fox / EUA / 2007).
- ♦ *Avisos da natureza: lições não aprendidas – o chumbo vital*: <www.youtube.com/watch?v=dP2jN8zc1fA>.
- ♦ *Capitalismo: uma história de amor* (Capitalism: A Love Story / Michael Moore / EUA / 2009).
- ♦ *Comércio de sucata: vendendo lixo para a China*: <https://www.youtube.com/watch?v=I_sqHvxOVL8>.
- ♦ *Comida industrializada* (Food Inc.): <<https://www.youtube.com/watch?v=T2ttG8XjcQ4>>.
- ♦ *Diamante de sangue* (Blood Diamonds / The History Channel / EUA / 2006).
- ♦ *Escritores da liberdade*: <<https://www.youtube.com/watch?v=uV4OBYdcEps>>.
- ♦ *Especial drogas: os perigos do alcoolismo*. Vejapontocom: <<http://youtu.be/EEPVGHjCmsE>>.
- ♦ *Especial drogas: segredos para parar de fumar*. Vejapontocom: <<http://youtu.be/KYtRWwWIL1o>>.
- ♦ *Fluoreto: a decepção*: <<https://www.youtube.com/watch?v=mTzpePHPmpM>>.
- ♦ *Legendas da Ciência: misturar*: <www.youtube.com/watch?v=bnrSv4ZPQo8>.
- ♦ *Materiais e suas propriedades: calcário*: <www.youtube.com/watch?v=Jrm5NHiQcmw>.
- ♦ *Materiais e suas propriedades: rochas*: <www.youtube.com/watch?v=xcflecZzX7g>.
- ♦ *Morrendo por não saber* (Dying to Have Know): <<https://www.youtube.com/watch?v=bg2knVhRzms>>.
- ♦ *Não matarás*: <https://www.youtube.com/watch?v=zKlJt3s_hCI&list=PL2C2C731E88431185>.
- ♦ *Nuclear Reactors in Japan: Periodic Table of Videos*: <<http://youtu.be/-bcrLiATLq0>>.
- ♦ *O lado negro do chocolate* (The Dark Side of Chocolate / Bastard Film and TV / 2010): <<https://www.youtube.com/watch?v=ozSRWm7VcVE>>.
- ♦ *Ouro azul: a guerra mundial pela água*: <<https://www.youtube.com/watch?v=uBvxjx53pVg>>.
- ♦ *Pão nosso de cada dia* (Unser täglich brot): <<https://www.youtube.com/watch?v=ZdFsZDV4MP8>>.

- ♦ *Racismo: uma história* (Racism: a History): <<https://www.youtube.com/watch?v=f-Ax0h8rBq0>>.
- ♦ *Terráqueos* (Earthlings): <<https://www.youtube.com/watch?v=wZH0W-HwLmQ>>.
- ♦ *Trabalho infantil: Radiohead and MTV EXIT: All I Need* (2008) <www.youtube.com/watch?v=DV1hQSt2hSE>.
- ♦ *Zeitgeist: Addendum* (Zeitgeist: Addendum / Peter Joseph / EUA / 2008).
- ♦ *Zeitgeist: Moving Forward* (Zeitgeist: Moving Forward / Peter Joseph / EUA / 2011).
- ♦ *Zeitgeist: o filme* (Zeitgeist / Peter Joseph / EUA / 2007).

Acesso em: 11 fev. 2016.

Sites

- ♦ A graça da Química: <www.agracadaquimica.com.br>.
- ♦ Associação Brasileira da Indústria Química: <www.abiquim.org.br>.
- ♦ Associação Brasileira de Nutrologia: <www.abran.org.br>.
- ♦ Como tudo funciona: <<http://ciencia.hsw.uol.com.br>>.
- ♦ Ensino de Química: <<http://ensquimica.blogspot.com/>>.
- ♦ Instituto Nacional de Metrologia, Qualidade e Tecnologia (Inmetro): <www.inmetro.gov.br>.
- ♦ Instituto Brasileiro de Defesa do Consumidor: <www.idec.org.br>.
- ♦ Molecularium – Simulações em Química-Física: <<http://nautilus.fis.uc.pt/molecularium>>.
- ♦ Ponto Ciência: <<http://pontociencia.org.br/>>.
- ♦ Portal do Meio Ambiente: <www.portaldomeioambiente.org.br>.
- ♦ Química Nova na Escola: <http://qnesc.sbq.org.br/index_site.php>.
- ♦ Unidade de Pesquisas em Álcool e Drogas (Uniad): <www.uniad.org.br>.
- ♦ Vídeos para o ensino da Física e da Química: <www.ensinofisicaquimica.blogspot.com>.
- ♦ WebElements: <www.webelements.com>.
- ♦ WWF-Brasil: <www.wwf.org.br>.

Acesso em: 11 fev. 2016.

Bibliografia

- ♦ ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química: questionando a vida moderna*. São Paulo: Bookman, 2006.
- ♦ BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. *Química geral*. v. I e II. Rio de Janeiro: LTC, 1986.
- ♦ BUENO, Willie A.; LEONE, Francisco de A. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill, 1978.
- ♦ CHAGAS, Aécio Pereira. *Como se faz química: uma reflexão sobre a química e a atividade do químico*. 2. ed. Campinas: Unicamp, 1992.
- ♦ EBBING, Darrell D. *Química geral*. v. I. Rio de Janeiro: LTC, 1998.
- ♦ KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul. *Química e reações químicas*. v. I e II. Rio de Janeiro: LTC, 1998.
- ♦ LEE, J. D. *Química inorgânica não tão concisa*. 4. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1996.
- ♦ LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto Editora, 1996.
- ♦ LUTFI, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí: Ed. da Unijui, 1992.
- ♦ MORRISON, R.; BOYD, R. *Química orgânica*. 13. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1996.
- ♦ PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6th ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).
- ♦ PIMENTEL, George C. (Org.). *Química: uma ciência experimental*. 4. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1963.
- ♦ ROCHA, Julio Cesar; ROSA, Andre Henrique; CARDOSO, Arnaldo Alves. *Introdução à química ambiental*. São Paulo: Bookman, 2009.
- ♦ SNYDER, Carl H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 2nd ed. New York: John Wiley & Sons, 1995.
- ♦ SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química: estrutura e dinâmica*. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Tabela periódica dos elementos

n: o número de níveis de energia do átomo no estado fundamental
n = 1

18
s²

Legenda

As cores indicam o período em que o elemento foi descoberto
Antes de 1800
Entre 1800 e 1849
Entre 1850 e 1899
Entre 1900 e 1949
Entre 1950 e 2011
Entre 2012 e 2016

Subníveis mais energéticos do átomo no estado fundamental, pelo diagrama de energia
Nome do elemento em português

Massa atômica relativa ao isótopo ¹²C (incerteza no último dígito indicada entre parênteses).
s²d¹⁰
MERCÚRIO
200,59(2)
Hg
80
HIDRARGYRUS

*Indica isótopo radioativo
Número atômico do isótopo mais estável do elemento
Símbolo do elemento
Origem do nome ou do símbolo

13 14 15 16 17
s²p¹ s²p² s²p³ s²p⁴ s²p⁵ s²p⁶

1 s ¹	2 s ²	3 s ² d ¹	4 s ² d ²	5 s ² d ³	6 s ² d ⁴	7 s ² d ⁵	8 s ² d ⁶	9 s ² d ⁷	10 s ² d ⁸	11 s ² d ⁹	12 s ² d ¹⁰	13 s ² p ¹	14 s ² p ²	15 s ² p ³	16 s ² p ⁴	17 s ² p ⁵	18 s ² p ⁶																																																																																									
1 H 1 HI-DROGÊNIO	2 Li 3 LÍTHIOS	3 Be 4 BERÍLIOS	4 B 5 BORAX	5 C 6 CARBÔNIO	6 N 7 NITROGÊNIO	7 O 8 OXÍGÊNIO	8 F 9 FLUOR	9 Ne 10 NEÔS	10 Na 11 NÁTRIO	11 Mg 12 MAGNÉSIO	12 Al 13 ALUMEN	13 Si 14 SÍLEX	14 P 15 FOSFÓRIO	15 S 16 SULFUR	16 Cl 17 KLORÓS	17 Ar 18 ARGÔS	18 K 19 KÁLIUM	19 Ca 20 CALX	20 Sc 21 SCÂNDIO	21 Ti 22 TÍTAN	22 V 23 VANÁDIO	23 Cr 24 CRÔMA	24 Mn 25 MAGNÊS	25 Fe 26 FERRO	26 Co 27 COBALTO	27 Ni 28 NÍQUEL	28 Cu 29 CÚPRUM	29 Zn 30 ZINCO	30 Ga 31 GÁLIO	31 Ge 32 GERMÂNIO	32 As 33 ARSENÍKOS	33 Se 34 SELENE	34 Br 35 BROMOS	35 Kr 36 KRÍPTÓS	36 Rb 37 RUBÍDIUM	37 Sr 38 STRONTÍUM	38 Y 39 ÍTRIO	39 Zr 40 ZIRCONÍUM	40 Nb 41 NÍOBE	41 Mo 42 MOLÍBDÊNIO	42 Tc 43 TECNÉCIO	43 Ru 44 RUTÊNIO	44 Rh 45 RÓDIO	45 Pd 46 PALÁDIO	46 Ag 47 ARGENTUM	47 Cd 48 CÁDMIO	48 In 49 ÍNDIO	49 Sn 50 ESTANHO	50 Sb 51 ANTIMÔNIO	51 Te 52 TELÚRIO	52 I 53 ÍODIOS	53 Xe 54 XENÔNIO	54 Ba 56 BÁRIOS	56 Cs 55 CÉSIO	55 La 57 LANTÂNIO	57 Ce 58 CÉREOS	58 Pr 59 PRASEODÍMIO	59 Nd 60 NEODÍMIO	60 Pm 61 PROMÉCIO	61 Sm 62 SAMÁRIO	62 Eu 63 EUROPIA	63 Gd 64 GADOLÍNIO	64 Tb 65 TÉRBIO	65 Dy 66 DISPRÓSIO	66 Ho 67 HÓLMIO	67 Er 68 ERBÍO	68 Yb 70 ÍTRIO	70 Lu 71 LUTÉCIO	71 Fr 87 FRANÇO	87 Ra 88 RÁDIO	88 Ac 89 ACTÍNIO	89 Th 90 TÓRIO	90 Pa 91 PROTÁCTÍNIO	91 U 92 URÂNIO	92 Np 93 NEPTÚNIO	93 Pu 94 PLÚTONÍUM	94 Am 95 AMÉRICIO	95 Cm 96 MÁRIE CURIE	96 Bk 97 BERKELEY	97 Cf 98 CALIFÓRNIA	98 Es 99 EINSTEIN	99 Fm 100 FERMI	100 Md 101 MENDELÉEV	101 No 102 NOBEL	102 Lr 103 LAWRENCE	103 Rn 86 RÁDÓNIO	86 At 85 ASTATOS	85 Po 84 POLÓNIA	84 Bi 83 WISSMUTH	83 Pb 82 PLUMBUM	82 Tl 81 THALLÓS	81 Hg 80 HIDRARGYRUS	80 Au 79 AURUM	79 Pt 78 PLATINA	78 Ir 77 ÍRIS	77 Os 76 OSMÉ	76 Hs 108 HASSÍO	108 Mt 109 LISE MEITNER	109 Ds 110 DARMSHTADT	110 Rg 111 W. ROENTGEN	111 Cp 112 N. COPÉRNICO	112 Fl 114 G. N. FIOKOV	114 Lv 116 LIVERMÔRE	116 Uus 117 UNUNSEPTIO	117 Uuo 118 UNUNOCTIO	118 Og 118 OBERSTEN

Série dos lantanídeos

Série dos actinídeos

Fontes dos dados:
IUPAC: <http://iupac.org/highlights/periodic-table-of-the-elements.html>; WebElements Periodic Table: <http://webelements.com/>. Acesso em: 10 fev. 2016.
A síntese dos elementos de número atômico 113, 115, 117 e 118 já foi reportada e, até janeiro de 2016, esses elementos estavam em processo de análise para serem referendados pela IUPAC. Os elementos serão renomeados após serem referendados.

**Manual
do Professor**

Química
VOLUME 1

Sumário

1	Apresentação e objetivos da coleção.....	291
2	Organização do conteúdo.....	291
3	Trabalho com textos	293
4	Sobre o desenvolvimento dos conteúdos.....	293
5	Proposta metodológica.....	294
6	Sugestão de planejamento.....	295
7	Avaliação	296
8	Proposta de atividade: Quimicurta	297
9	Referências bibliográficas.....	301
10	Capítulo a capítulo em sala de aula	302
11	Sugestão de atividade interdisciplinar	366
12	Referências bibliográficas.....	368

1 Apresentação e objetivos da coleção

Esta coleção está organizada em três volumes com cinco unidades cada um.

Para o desenvolvimento de cada unidade, foram escolhidos temas ambientais ou sociais que são os assuntos-chave para o estudo dos conceitos químicos expostos na coleção. Dessa forma, à medida que vão sendo abordadas e discutidas questões pertinentes ao meio ambiente, à cidadania e à tecnologia, o conteúdo é desenvolvido.

É importante ressaltar ao professor que o livro didático é um instrumento de auxílio para que se possam trabalhar os conteúdos. O professor tem autonomia para utilizar o material da forma que lhe for mais conveniente para facilitar o aprendizado dos seus alunos.

A partir dessa perspectiva, o principal objetivo da coleção é que o aluno utilize o aprendizado de Química para entender melhor o mundo à sua volta, podendo, assim, exercer de forma mais consciente o papel de cidadão na sociedade, preparando-se para o mercado de trabalho e para o prosseguimento dos estudos.

O objetivo deste Manual é oferecer algumas sugestões que possam guiar o trabalho do professor em sala de aula.

A seguir, apresentamos os temas abordados nos três volumes do livro.

VOLUME 1

- Mudanças climáticas
- Oxigênio e ozônio
- Poluição eletromagnética
- Poluição de interiores
- Chuva ácida

VOLUME 2

- Meteorologia e as variáveis do clima
- Poluição da água
- Poluição térmica
- Corais
- Lixo eletrônico

VOLUME 3

- Petróleo
- Drogas lícitas e ilícitas
- Consumismo
- Alimentos e aditivos
- Atividade nuclear

2 Organização do conteúdo

Para melhor organização do conteúdo, cada livro apresenta cinco unidades cujas aberturas são apresentadas em uma página com um texto que introduz o tema.

Cada unidade é dividida em capítulos, que contam com as seguintes seções e boxes:

Foi notícia!

Todos os capítulos se iniciam com a seção **Foi notícia!**, composta de textos jornalísticos (integrais ou parciais) relacionados ao tema da unidade. Isso foi feito para que o aluno reconheça e identifique os textos como parte integrante de seu dia a dia, uma vez que todos nós, em algum momento, assistimos à televisão, ouvimos rádio ou lemos as notícias nos jornais, nas revistas ou na internet.

Esse é um momento oportuno para o professor fazer o levantamento dos conhecimentos prévios dos alunos sobre os assuntos tratados nos textos e/ou problematizá-los, trazendo as situações apresentadas para o cotidiano.

Ao final de cada texto são levantadas questões que têm quatro objetivos principais:

- mostrar que a compreensão do texto pode ser comprometida se alguns pontos não ficam claros;
- mostrar que existe uma diferença entre o senso comum e o rigor científico;

- mostrar que podem ser feitas reflexões sobre as notícias e informações a que somos constantemente expostos nas mais diversas mídias;
- evidenciar que a aquisição do conhecimento é uma das responsáveis pela autonomia e consciência necessárias para o exercício da cidadania e para a busca de uma vida melhor em sociedade.

Retomando a notícia

As questões levantadas na seção **Foi notícia!** são retomadas e respondidas na seção **Retomando a notícia**, que aparece sempre em momento oportuno, após a apresentação da teoria necessária para a compreensão adequada da resposta.

Trabalhar essas perguntas e suas respostas com o aluno é uma forma de desenvolver seu senso de cidadania paralelamente à aquisição do conhecimento químico, enriquecendo as aulas e significando o aprendizado.

Curiosidade

O boxe **Curiosidade** aparece durante o desenvolvimento dos conteúdos e trata geralmente de um fato interessante relacionado ao que o aluno está aprendendo, à biografia de um cientista cujo trabalho está sendo estudado, a algum fato histórico ou a alguma discussão extra que possa enriquecer a aula.

Experimento

Os experimentos são atividades que podem minimizar a ideia preconcebida que alguns alunos têm de que as aulas de Química são difíceis e monótonas, pois tornam as aulas mais agradáveis e dinâmicas.

Alguns objetivos considerados importantes para a realização do experimento em sala de aula são: gerar hipóteses, estimular o senso crítico e o caráter científico e buscar soluções para problemas.

Houve uma grande preocupação em sugerir experimentos com materiais de baixo custo, de fácil acesso e que não oferecessem riscos para o aluno, para o professor e para o meio ambiente. Contudo, é extremamente difícil abolir, por exemplo, a chama e os reagentes químicos em todos os experimentos. Por esse motivo, ressaltamos a importância da responsabilidade do aluno ao manipular qualquer reagente ou chama com o selo Responsabilidade é tudo!.

É necessário também ressaltar a importância do descarte adequado dos rejeitos gerados em cada atividade. Além dos cuidados descritos, quando o experimento é mais complexo, é sugerido no livro que seja feito apenas pelo professor.

Cotidiano do químico

Neste box são apresentados alguns processos químicos realizados nos dias atuais ou que contribuíram para o desenvolvimento da Ciência. O objetivo é ampliar o conhecimento do aluno e tentar desmitificar o papel do químico como o indivíduo que, por exemplo, “faz explosões” ou que fica apenas no laboratório, correspondendo a uma visão distorcida e criada, muitas vezes, pela mídia.

Acreditamos também que a função da escola e do livro didático é a de ampliar os horizontes dos alunos, levando-os a conhecer muitos pontos que não estão acessíveis ao seu dia a dia, embora o foco seja no cotidiano do aluno e na aplicação da Química em sua vida.

Saúde e sociedade

Neste box são abordados os assuntos que relacionam a Química, os processos e os compostos químicos com a sociedade e a saúde dos indivíduos.

De onde vem? Para onde vai?

Discute as matérias-primas utilizadas, o processo de extração, a obtenção e as aplicações principais de alguns produtos economicamente importantes e estratégicos.

Esta seção sempre sugere um trabalho em grupo relacionado a alguma pesquisa que deve ser desenvolvida pelos próprios alunos, com orientação do professor. É um momento oportuno para o aluno discutir suas ideias e até confrontar situações contraditórias com seus colegas, desenvolvendo e aperfeiçoando seu senso crítico e o respeito pelas ideias do outro.

É importante que o aluno desenvolva na prática, em sala de aula, a habilidade de trabalhar em equipe, para que ele consiga se adequar às exigências do mercado de trabalho, aprendendo a conviver melhor em sociedade.

As sugestões de trabalho em grupo também têm um caráter interdisciplinar e são uma ótima oportunidade para que os alunos percebam que todas as Ciências andam de mãos dadas e necessitam umas das outras para o seu desenvolvimento.

Exercício resolvido

Optou-se por não trabalhar com exercícios resolvidos em meio a uma série de exercícios propostos. Algumas questões foram resolvidas passo a passo, no meio da teoria, quando se julgou necessário, principalmente em assuntos que envolvem cálculos matemáticos.

Exercícios

Sempre que se julgou necessário foram propostas algumas questões pertinentes ao assunto abordado. O objetivo dessas questões é verificar o aprendizado do aluno, direcionar o trabalho do professor e tornar a aula mais dinâmica e participativa.

Além disso, as questões podem ser utilizadas como forma de avaliação formativa, isto é, de acordo com essa concepção, cabe ao professor o papel de coletar dados e informações sobre o desenvolvimento do aluno e registrar suas necessidades e possibilidades.

Compreendendo o mundo

Essa seção finaliza a unidade e se propõe a concluir as discussões feitas em torno do tema central discutido ao longo dos capítulos, interligando-a com o tema da unidade seguinte.

Muitos dos vídeos que indicamos no livro do aluno em **Sugestões de leitura, filmes e sites** podem ser acessados por um *link* do YouTube. O acesso fácil e democrático a materiais com grande potencial educacional e o leque de possibilidades de trabalho que a internet traz ao professor são de um valor imensurável, mas, como sabemos, tudo tem seu preço.

No caso do YouTube o preço é a propaganda a que somos convidados a assistir antes do filme. Apesar de termos a opção de ignorar o anúncio após 5 segundos de visualização, é claro que a propaganda é planejada para despertar nossa curiosidade e o desejo de acompanhá-la até o final.

Em sala de aula, temos um objetivo claro de trabalho e dificilmente o professor cederá aos encantos da propaganda, por mais bem-feita que seja. Mas, quando solicitamos aos alunos que vejam um filme em casa, sozinhos ou em grupo para posteriormente discutir o tema em sala de aula, precisamos considerar que estarão expostos à propaganda

e que devemos ajudá-los a desenvolver seu senso crítico. Isso pode ser feito, por exemplo, pedindo aos alunos que respondam às seguintes perguntas:

1) O aluno viu a propaganda até o final?; 2) Pareceu divertido?; 3) Sentiu desejo de adquirir o produto?; 4) Esse desejo existiria caso não tivesse visto a propaganda?;

3) Trabalho com textos

O trabalho com textos nas aulas de Química não deve se resumir apenas à apresentação e à exploração dos conteúdos específicos, por isso recomenda-se explorar outros aspectos do texto – discursivos e textuais.

É preciso estimular os alunos para a prática da leitura e da interpretação dos textos, levando-os a compreender os fenômenos abordados, bem como a discuti-los. Nesta coleção, foram selecionados vários textos sobre assuntos atuais para promover a reflexão, contribuindo com a formação de leitores críticos e reflexivos.

Sugere-se, por exemplo, que a leitura desses textos seja feita em voz alta, com leitores (alunos) intercalados (cada aluno lendo um parágrafo). O objetivo é ajudá-los a desenvolver a expressão oral e estimular sua atenção. Após a leitura de cada parágrafo, sugere-se que o professor peça a eles que exponham o que foi entendido para que as dúvidas sejam esclarecidas.

Nesse ponto, deve-se tomar o cuidado de não expor ao constrangimento alunos de personalidade muito tímida, para os quais ler em público se tornaria um verdadeiro martírio. Se o professor perceber que entre seus alunos há algum(ns) nessa situação, pode solicitar voluntários para a leitura e estimular a participação do(s) aluno(s) tímido(s) de outra maneira, de modo que se respeite sua individualidade.

Outra forma de ler o texto com os alunos, tornando a leitura significativa, é contextualizar a situação de produção, ou seja, explorar:

- quem é o autor do texto;
- a quem ele se dirige (público-alvo);

4) Sobre o desenvolvimento dos conteúdos

A sequência em que os conteúdos foram distribuídos tem por objetivo levar o aluno a compreender como o conhecimento em Química é construído ao longo do tempo. Para isso, os textos são trabalhados de modo a enfatizar dúvidas e/ou discutir ideias (independentemente de estarem “certas” ou “erradas”).

Por exemplo, para compreender a teoria atômica e entender o modelo atômico de Dalton, é preciso primeiro conhecer as propriedades da matéria e as leis ponderais, ou seja, conhecer o que a teoria atômica procura explicar. Por isso optou-se em não utilizar fórmulas antes que o aluno

5) Qual a mensagem oculta do anúncio, ou seja, o que ele deixou claro mesmo sem dizer diretamente?; 6) O aluno concorda com a mensagem do anúncio?

Agindo dessa forma, acreditamos que o professor estará usando a favor da educação um material que a princípio poderia ser nocivo ao aluno.

- quando e onde o texto foi escrito;
- onde foi publicado;
- com que finalidade;
- quais os recursos discursivos que ajudam a compreender as principais ideias veiculadas no texto;
- o resultado decorrente desses recursos.

Uma terceira opção é trabalhar os articuladores textuais com o objetivo de levar o aluno a perceber o encaideamento dos enunciados e as relações lógico-semânticas por eles estabelecidos.

“Tais articuladores podem relacionar elementos de conteúdo, ou seja, situar os estados de coisas de que o enunciado fala no espaço e/ou no tempo [exemplo: A primeira vez...; depois], bem como estabelecer entre eles relações de tipo lógico-semântico [exemplos: por causa, para, porque]; podem estabelecer relações entre dois ou mais atos de fala, exercendo funções enunciativas ou discurso-argumentativas [exemplos: ou, mas, isto é, portanto, ainda que, daí que, afinal, aliás]; e podem, ainda, desempenhar, no texto, funções de ordem metaenunciativa [exemplos: geograficamente, economicamente, evidentemente, aparentemente, infelizmente, desgraçadamente, curiosamente, mais uma vez, é indispensável, opcionalmente, sinceramente].

[...] Desta forma, [os articuladores] não apenas são responsáveis, em grande parte, pela coesão textual, como também por um grande número de indicações ou sinalizações destinadas a orientar a construção interacional do sentido.” KOCH, Ingedore G. V. *Desvendando os segredos do texto*. São Paulo: Cortez, 2002, p. 133-141.

saiba de onde vieram, como foram determinadas e como surgiu a necessidade de se empregarem símbolos e índices, por exemplo.

O aprendizado se inicia por aquilo que está mais próximo da realidade; logo, faz sentido iniciar a abordagem pela observação dos materiais à nossa volta, para então comparar suas propriedades e, paulatinamente, apresentar os conceitos de substância e de elemento químico, ainda que de forma rudimentar, para mais adiante rever e reformular esses conceitos conforme surjam novas observações e descobertas científicas que justifiquem tais reformulações.

Dessa forma, é apresentada uma Química mais dinâmica, com erros e acertos, em constante evolução, e não como algo pronto e acabado, rígido e autoritário, que entedia os alunos em vez de despertar interesse e curiosidade.

Construindo com os alunos uma base sólida de conhecimentos, o decorrer do curso, e principalmente a compreensão da Química aplicada ao dia a dia, poderá fluir mais facilmente e passará a fazer sentido.

Proposta metodológica

O avanço tecnológico que vem ocorrendo no mundo a cada dia tem mudado o cotidiano das pessoas. Com isso, o novo paradigma da educação é preparar indivíduos que possam pensar, agir e interagir como cidadãos com o mundo.

De acordo com os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN) de Ensino Médio (1999): “O aprendizado de Química pelos alunos de Ensino Médio implica que eles compreendam as transformações químicas que ocorrem no mundo físico de forma abrangente e integrada e assim possam julgar com fundamentos as informações advindas da tradição cultural, da mídia e da própria escola e tomar decisões autonomamente, enquanto indivíduos e cidadãos. Esse aprendizado deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas. Tal a importância da presença da Química em um Ensino Médio compreendido na perspectiva de uma Educação Básica”.

Para que esse aluno possa tomar decisões de forma crítica sobre as situações do dia a dia que poderão ser impostas, vários fatores são responsáveis pela sua formação, como

o ambiente escolar, o currículo a ser adotado, a interação entre alunos e professores.

A escola deve ser um ambiente de formação e informação que possibilite ao aluno desenvolver todas as suas capacidades para compreender a realidade e participar em relações sociais de caráter político, social e cultural.

O objetivo principal da escola é que seja um ambiente que também aprenda a ensinar (Proposta Curricular do Estado de São Paulo). Ou seja, a escola deve valorizar as atividades em grupos, a opinião do aluno, as discussões entre alunos e professores, contribuindo para o conhecimento coletivo.

O currículo apresenta um papel importante na formação do aluno. Ele corresponde à situação de aprendizagem e ensino decorrente das culturas em nível científico, artístico e humanístico. Esse currículo, de acordo com os PCN, deve capacitar o indivíduo para a realização das atividades dos três domínios da ação humana: a vida em sociedade, a atividade produtiva e a experiência subjetiva. Para que o aluno obtenha esses domínios da ação humana, é necessário que adquira competências e habilidades.

O quadro a seguir apresenta as competências e habilidades necessárias para o aprendizado da Química, de acordo com os PCN.

Competências	Habilidades
Representar Comunicar-se	<ul style="list-style-type: none"> • Descrever transformações químicas em linguagens discursivas. • Compreender a simbologia e os códigos da Química. • Traduzir a linguagem discursiva em linguagem simbólica e vice-versa. Utilizar a representação simbólica das transformações químicas e reconhecer suas modificações ao longo do tempo. • Traduzir a linguagem discursiva em outras linguagens usadas em Química: gráficos, tabelas e relações matemáticas. • Identificar fontes de informação e formas de obter dados relevantes para o conhecimento da Química.
Investigar Compreender	<ul style="list-style-type: none"> • Compreender e utilizar os conceitos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-empírica). • Compreender os fatos químicos numa visão macroscópica (lógico-formal). • Compreender dados quantitativos, estimativas e medidas, e relações proporcionais presentes na Química (raciocínio proporcional). • Reconhecer tendências e relações a partir de dados experimentais ou outros (classificação, seriação e correspondência em Química). • Selecionar e utilizar ideias e procedimentos científicos (leis, teorias, modelos) para a resolução de problemas qualitativos e quantitativos em Química, identificando e acompanhando as variáveis relevantes. • Reconhecer ou propor a investigação de um problema relacionado à Química, selecionando procedimentos experimentais pertinentes. • Desenvolver conexões hipotético-lógicas que possibilitem previsões acerca das transformações químicas.
Contextualizar	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer o papel da Química nos sistemas produtivo, industrial e rural. • Reconhecer os limites éticos e morais envolvidos no desenvolvimento da Química e da tecnologia. • Reconhecer aspectos químicos na interação individual e coletiva do ser humano com o meio ambiente. • Reconhecer as relações entre desenvolvimento científico e tecnológico da Química e aspectos socioculturais.

De acordo com o Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira (Inep), “competências são as modalidades estruturais da inteligência, ou melhor, ações e operações que utilizamos para estabelecer relações com e entre objetos, situações, fenômenos e pessoas que desejamos conhecer.

As habilidades decorrem das competências adquiridas e referem-se ao plano imediato do ‘saber fazer’. Por meio das ações e operações, as habilidades aperfeiçoam-se e articulam-se, possibilitando nova reorganização das competências”.

O papel do professor nessa etapa de construção de conhecimentos, por meio das competências e habilidades adquiridas e aperfeiçoadas pelo aluno, é de extrema importância. Ele será um articulador de estímulos à aprendizagem do aluno.

Para que o aprendizado não seja segmentado e muitas vezes distante das outras áreas, um dos objetivos da proposta curricular é que se valorize o caráter interdisciplinar e contextualizado, estabelecendo conexões e inter-relações entre os diversos tipos de conhecimentos, proporcionando assim uma capacidade de resolver problemas e entender determinados fenômenos sobre vários pontos de vista.

Assim, a proposta desta coleção é proporcionar um aprendizado com todos os conteúdos relevantes da Química. Para isso, são utilizadas ferramentas como textos jornalísticos, científicos, interdisciplinares, atividades contextualizadas, experimentos, curiosidades, visando que as contribuições geradas pelas discussões possam proporcionar ao aluno senso crítico, criativo e dinâmico.

Sugestão de planejamento

Considerando no mínimo oito meses de aula (quatro bimestres) e duas aulas de Química por semana (o que se traduz na situação mais comum), teremos cerca de oito aulas de Química por mês.

Como cada volume da coleção possui 11 capítulos, podemos propor uma distribuição de conteúdos ao longo do ano de, em média, um capítulo e meio por mês.

Observe no quadro a seguir uma sugestão de distribuição de conteúdos.

Sugestão de distribuição do conteúdo

	Volume 1	Volume 2	Volume 3
Março	<ul style="list-style-type: none"> • O estudo de Química e grandezas físicas • Propriedades da matéria 	<ul style="list-style-type: none"> • Teoria cinética dos gases • Misturas gasosas 	<ul style="list-style-type: none"> • Conceitos básicos e nomenclatura • Hidrocarbonetos e haletos orgânicos
Abril	<ul style="list-style-type: none"> • Propriedades da matéria (continuação) • Substâncias e misturas 	<ul style="list-style-type: none"> • Cálculo estequiométrico • Soluções 	<ul style="list-style-type: none"> • Petróleo, hulha e madeira • Funções oxigenadas e nitrogenadas
Maiο	<ul style="list-style-type: none"> • Reações química • Notações químicas 	<ul style="list-style-type: none"> • Soluções (continuação) • Propriedades coligativas 	<ul style="list-style-type: none"> • Funções oxigenadas e nitrogenadas (continuação) • Isomeria constitucional e estereoisomeria
Junho	<ul style="list-style-type: none"> • Notações químicas (continuação) • Eletricidade e radioatividade 	<ul style="list-style-type: none"> • Reações endotérmicas e exotérmicas • Cinética química 	<ul style="list-style-type: none"> • Reações de substituição • Reações de adição e outras reações orgânicas
Agosto	<ul style="list-style-type: none"> • Modelo básico do átomo e leis periódicas 	<ul style="list-style-type: none"> • Equilíbrios moleculares 	<ul style="list-style-type: none"> • Reações de adição e outras reações orgânicas (continuação) • Polímeros sintéticos
Setembro	<ul style="list-style-type: none"> • Ligações covalentes e forças intermoleculares 	<ul style="list-style-type: none"> • Equilíbrios iônicos, pH e K_{ps} 	<ul style="list-style-type: none"> • Introdução à Bioquímica e lipídios
Outubro	<ul style="list-style-type: none"> • Compostos orgânicos • Ligação iônica e compostos iônicos 	<ul style="list-style-type: none"> • Pilhas e baterias 	<ul style="list-style-type: none"> • Carboidratos e proteínas
Novembro	<ul style="list-style-type: none"> • Ligação iônica e compostos iônicos (continuação) • Metais oxirredução 	<ul style="list-style-type: none"> • Eletrólise 	<ul style="list-style-type: none"> • Leis da radioatividade e energia nuclear

As atividades experimentais, as atividades em grupo e os debates relacionados ao tema fazem parte do processo de aquisição do conteúdo e devem ser incorporados às aulas regulares.

Observe que no livro do aluno são intercalados textos de curiosidades e indicações de *sites*, em que poderão ser obtidas mais informações sobre os assuntos.

Isso foi feito para estimular o aluno a ler e a estudar sozinho por meio do livro e, dessa forma, adquirir autonomia – qualidade que deve ser sempre incentivada pelo professor por ser fundamental para o aluno que ingressa cedo no mercado de trabalho.

Muitos só adquirem essa autonomia ao cursar uma faculdade, mas, se for considerado que boa parte dos alunos não vão ingressar no Ensino Superior, é preciso concordar que

ela deve ser assimilada agora, no Ensino Médio, porque o mercado de trabalho exige isso.

Outro recurso do qual se lança mão para atingir esse objetivo é a utilização de tamanho de letras e espaçamento proporcionais, imagens e ilustrações, evitando, dessa maneira, que o ato de ler se torne cansativo, principalmente para o aluno que não tem esse hábito regularmente.

No decorrer deste Manual, no detalhamento de cada capítulo, há sugestões de conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos no caso de não haver tempo suficiente para trabalhar todos os conteúdos do livro. Também são sugeridas atividades extras e formas de se trabalhar conteúdos.

Note, porém, que são apenas sugestões, porque tão importante quanto desenvolver a autonomia do aluno é respeitar a autonomia do professor em sala de aula.

Avaliação

Avaliar o aluno não é verificar seu fracasso ou sucesso no ensino. De acordo com a educadora Maria Inês Fini: “Avaliar é melhorar o desempenho dos alunos, é verificar a atuação do professor e dar mais eficiência à instituição escolar para que alcance seus objetivos.”

Segundo os PCN, avaliar significa verificar se o ensino cumpriu com sua finalidade: a de fazer aprender. Para aprimorar e verificar as aptidões dos alunos é fundamental a utilização de diferentes códigos, como o verbal, o escrito, o gráfico, o numérico.

No ensino de Química é importante que sejam valorizadas a compreensão e a aplicação dos conteúdos estudados, e não a memorização de fórmulas, gráficos, “fila” de eletro-negatividade, nome de compostos, entre outros.

O professor pode realizar essa avaliação utilizando alguns critérios, como:

- Os temas das unidades referentes aos volumes da coleção podem ser utilizados como objetos de pesquisa de forma individual ou coletiva. O professor pode dar um tema a cada grupo ou escolher um tema específico, dividindo-o por assuntos para os grupos que são formados.
- A participação oral pode ser utilizada também como observação do aprendizado, por exemplo, nas discussões de algum tema ou na apresentação de seminários. É importante que, neste momento, o professor registre como preferir (no diário ou em uma tabela) a participação desse aluno, verificando se houve progressão em seu aprendizado ou se existem lacunas ou conceitos malformados.
- A atividade experimental também pode ser utilizada como um meio de avaliação da aprendizagem dos alunos. A avaliação por meio da experimentação pode ser ricamente explorada nos aspectos conceituais (se os alunos compreenderam os conceitos ou conseguem resolver

problemas por meio de experimentos), procedimentais (se os alunos são capazes de efetuar procedimentos) e atitudinais (como os alunos se relacionam nos grupos).

- Na produção de textos sobre algum assunto que foi proposto e discutido em sala de aula, como pedir aos alunos que elaborem uma análise crítica sobre os impactos ambientais, sociais e econômicos que envolvem o uso da energia nuclear. O professor pode aplicar algumas perguntas ou fornecer aos alunos textos de caráter jornalístico ou científico como fonte de pesquisa para a produção escrita de seus alunos.
- Na capacidade do aluno em responder questões sobre conteúdos que foram discutidos e trabalhados em sala de aula de forma individual ou em grupo. Essas questões podem ser sobre conteúdos abordados, interpretação de textos, atividades experimentais, leitura de tabelas e gráficos, etc. As questões sugeridas na coleção também podem ser utilizadas para essa finalidade.
- Na mudança comportamental dos alunos mediante os conhecimentos adquiridos e incorporados em atitudes e valores.

Feitas as avaliações, o professor pode verificar se o aluno:

- adquiriu o conhecimento desejado sobre o assunto que foi desenvolvido;
- participou ativamente dos procedimentos que foram propostos para a aquisição desse conteúdo;
- assimilou o conhecimento de forma a influenciar positivamente suas atitudes no dia a dia, na sala de aula e na vida em sociedade.

Dessa forma, as tradicionais provas escritas não devem ser o único objeto de avaliação, e sim mais uma das várias formas de avaliação, o que está de acordo com a versão mais recente dos Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio (PCNEM+).

8) Proposta de atividade: Quimicurta

A proposta de atividade apresentada a seguir foi elaborada pela professora doutora Kátia Aparecida da Silva Aquino e faz parte de sua experiência como docente do Colégio de Aplicação da Universidade Federal de Pernambuco (CAp/UFPE).

Recomendamos que o professor leia a proposta e se inspire para colocá-la em prática com seus alunos, pois essa será uma experiência muito enriquecedora e significativa, tanto no aspecto do relacionamento pessoal com os alunos quanto nos aspectos didático e educacional.

Quimicurta: construção do conhecimento químico por meio da produção audiovisual

Após quase trinta anos da estreia do filme *De volta para o futuro II* (dirigido por Robert Zemeckis, 1989), que conta com um roteiro em que um jovem é transportado do ano de 1985 para o ano de 2015, constatamos que alguns avanços tecnológicos previstos no filme fazem parte dos nossos dias atuais.

Assim, atento à possibilidade da união entre Tecnologia e Arte para construir uma narrativa que vai além do entretenimento, o Ministério da Educação em 2009 reafirmou a importância da linguagem cinematográfica como instrumento pedagógico através do Programa Ensino Médio Inovador (ProEMI).

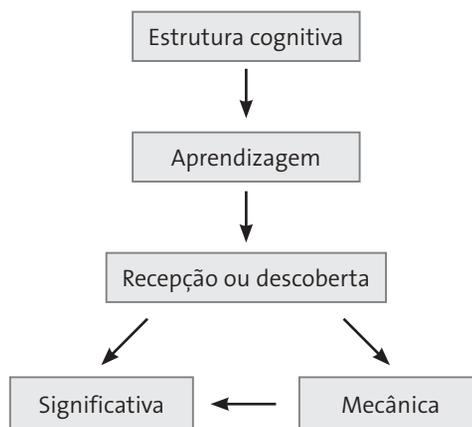
O ProEMI preconizou que a inovação no ensino deve viabilizar atividades do macrocampo obrigatório Integração Curricular e, especificamente para o audiovisual, o macrocampo eletivo da Comunicação, Cultura Digital e uso de Mídias. Contudo, são necessários mais estudos sobre estratégias didáticas no ensino de Química que implementem os princípios das novas orientações curriculares para o Ensino Médio a fim de promover inovações educacionais.

Por esse motivo, apresentaremos a seguir uma sugestão didática que pretende contribuir neste sentido, com informações e reflexões sobre o projeto Quimicurta, que consiste na produção audiovisual feita por estudantes do Ensino Médio na disciplina de Química. Porém, antes de iniciar a apresentação, é importante mencionar as bases da aprendizagem significativa (AS) de David Ausubel, disponível em <<http://revistaescola.abril.com.br/formacao/david-ausubel-aprendizagem-significativa-662262.shtml?page=1>>, acesso em 8 mar. 2016, nas quais vamos nos apoiar para discutir o projeto.

De acordo com Ausubel, a AS ocorre quando o novo conhecimento pode se ancorar em um conhecimento prévio, chamado de subsunçor, modificando-o ou especificando-o.

Por outro lado, quando o novo conhecimento não encontra um subsunçor na estrutura cognitiva, ocorre o que Ausubel chama de aprendizagem mecânica (AM).

Tanto na AS quanto na AM, a nova informação pode ser adquirida por recepção, como em aulas expositivas, ou por descoberta, que no contexto escolar se processa com ou sem a mediação do professor. Se, no momento da aquisição, um novo conhecimento não der significado a nenhum conhecimento prévio, ele pode vir a ser um subsunçor de outro conhecimento, adquirido no futuro. Então, a aprendizagem que antes era mecânica, se torna significativa. O esquema a seguir representa esse processo:



Representação esquemática reduzida sobre o mecanismo de aquisição de conhecimento.

A produção audiovisual no ensino de Química pode dar oportunidades únicas em que a interdisciplinaridade, a contextualização e a problematização converjam para um caminho que proporcione uma AS.

Neste cenário, o projeto Quimicurta tem como objetivo promover a construção do conhecimento químico através da produção audiovisual; neste caso, curta-metragens. Mas como fazer isso? Qual é o papel do professor nesse processo?

Primeiro é importante salientar que o Quimicurta faz parte de uma ação pedagógica no Ensino Médio do Colégio de Aplicação da Universidade Federal de Pernambuco (CAp-UFPE) desde o ano de 2012, ou seja, é uma ação que de fato já se concretizou como ferramenta pedagógica. Vamos então socializar esta experiência exitosa e convidar você, professor, a experimentar e inovar na sua sala de aula, por meio desta prática que pode ser direcionada como uma atividade extraclasse.

Para iniciar este projeto, o grupo deve ficar ciente da importância do comprometimento com a atividade, e uma autorização do uso de imagem deve ser assinada pelos pais ou responsáveis dos estudantes menores de idade.

Na sala de aula, os estudantes devem ser divididos em grupos e, por meio de um sorteio, cada grupo deve receber um tema trabalhado nas aulas de Química para desenvolver seu curta-metragem.

É muito importante que os estudantes desenvolvam seus curtos deslocando o tema químico para outro contexto, o que força a negociação de significados. Do ponto de vista pedagógico a negociação de significados propicia a interdisciplinaridade e a reflexão, tornando o processo de aprendizagem significativo.

Para acompanhamento do trabalho, já que é uma atividade extraclasse, sugerimos a criação de um grupo em rede social. Atualmente, as redes sociais podem desempenhar um papel muito importante e, quando bem utilizadas pelo professor, podem se tornar fortes aliadas no contexto educacional. Acompanhar os grupos pela rede social possibilita ao professor exercer uma nova forma de ensino, pois os materiais sobre o tema químico de cada grupo, como notícias de diversas mídias, podem ser disponibilizados e debatidos. Dessa forma, os estudantes se apropriam de novos contextos e desenvolvem novas articulações do conhecimento químico.

Além do acompanhamento dos grupos é importante estabelecer um cronograma para entrega de elementos importantes da ação. Antes dos estudantes gravarem as cenas é importante que eles construam um roteiro que contenha a ideia central do curta-metragem e a descrição das cenas e das falas dos personagens. É importante que o professor faça uma leitura do roteiro para verificar se os aspectos químicos estão realmente ligados ao contexto escolhido pelo grupo. Além disso, o professor pode contribuir com aspectos interdisciplinares.

Após a devolução do roteiro e possíveis correções, os estudantes podem começar as gravações, que podem ser feitas até mesmo com aparelhos celulares. Existem programas gratuitos, como o Viva Vídeo, que podem ser utilizados para gravar e editar cenas no próprio celular e com qualidade muito boa. A ideia é fazer algo simples, mas com a participação de todo o grupo. Os estudantes já nasceram na era digital, então não será difícil identificar as habilidades de cada componente do grupo.

Após as gravações vem a etapa de edição das imagens, na qual a narrativa é construída. Existem programas gratuitos de edição (indicadas no final do texto), cujos tutoriais estão disponíveis *on-line*. Uma boa busca na rede levará os grupos a programas incríveis. É importante salientar ainda que, caso os estudantes optem por utilizar músicas, estas sejam de domínio público, para que não ocorram problemas de direitos autorais.

Após a entrega dos curtos, que pode ocorrer por meio da gravação em DVD ou em *pendrive*, é importante que haja a socialização das produções por meio de uma exibição. A exibição pode ocorrer na sala de aula, só para os estudantes envolvidos ou em um espaço específico para outros elementos da comunidade escolar ou da instituição de ensino.

Além do acompanhamento dos grupos na rede social e do curta-metragem em si, a avaliação dos grupos pode ser realizada por meio da produção coletiva, que pode ser um texto que discorra sobre as cenas nas quais os conceitos químicos foram inseridos.

Apresentações orais, em que cada grupo apresenta as cenas e discute o tema químico, também são uma alternativa para socializar a concepção do curta-metragem do ponto de vista da Química.

Já sabemos que a produção audiovisual pode ser uma rica ferramenta pedagógica, mas como é possível realizar uma avaliação individual em uma produção em grupo? O acompanhamento de cada estudante na rede social pode dar uma dimensão mais ampliada de questões comportamentais e de relação interpessoal que com certeza poderia também ser um rico campo de estudos para os professores de outras áreas, como Filosofia ou Sociologia.

A partir dos conceitos da AS, Joseph Novak, disponível em <www.ihmc.us/groups/jnovak/>, acesso em 8 mar. 2016, introduziu o uso de mapas conceituais como forma de representação das conexões de ideias sobre um determinado conhecimento na estrutura cognitiva. Assim, um conceito é ligado a outro conceito através de uma palavra de ligação. A tríade conceito-palavra de ligação-conceito forma uma proposição. Tais proposições, que partem de um conceito gerador ou palavra raiz, podem ser avaliadas e fornecem um espelho de como os conceitos vão sendo articulados, tornaram-se ou não mais elaborados ou se estão sendo especificados. Desta forma pode-se ter uma ideia das modificações dos conhecimentos prévios através dos novos conhecimentos adquiridos. No contexto escolar, a vantagem do uso de mapas conceituais é a possibilidade que o estudante tem de poder articular conhecimentos em rede, o que aproxima os conceitos que, por alguma razão, ficariam distantes.

Sendo assim, os mapas conceituais são um recurso de avaliação individual que pode ser utilizado para identificar o processo de construção do conhecimento químico trabalhado por cada grupo ou suas elaborações numa perspectiva da AS. Claro que os estudantes, antes de tudo, devem ter a oportunidade de trabalhar no desenvolvimento de bons mapas, e o exercício da técnica é o melhor caminho. Como sugestão, que se baseia na ação desenvolvida no Quimicurta, os estudantes podem construir os mapas conceituais em dois momentos: um antes da produção do curta-metragem e outro depois. Desta forma o professor poderá comparar as associações de significados antes e depois da produção do curta-metragem, além de entender o impacto que a ação promoveu do ponto de vista da construção do conhecimento químico.

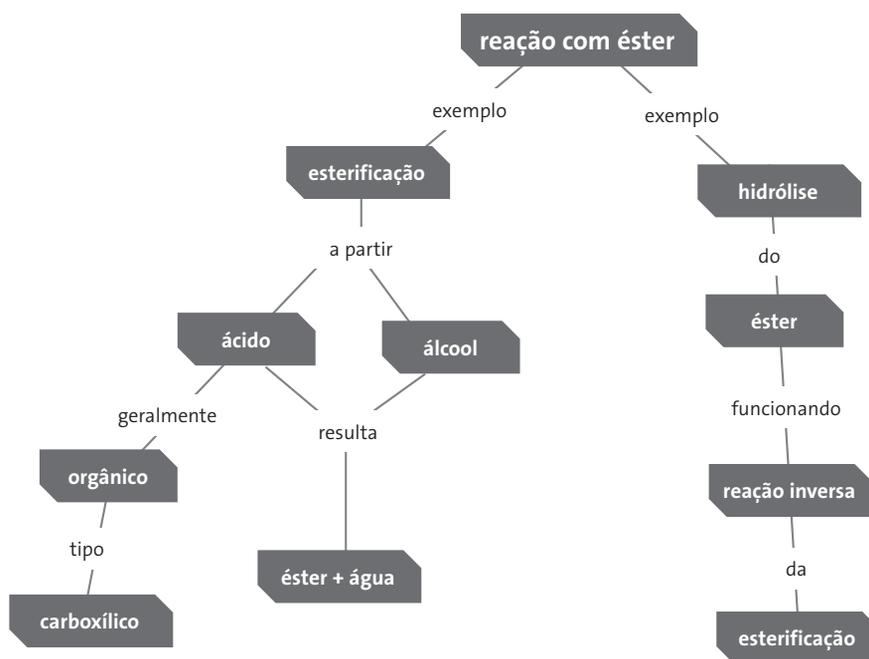
Os mapas conceituais se baseiam na interligação de conceitos e, no caso do Quimicurta, a palavra geradora ou raiz é o tema químico utilizado na produção de cada curta-metragem. Sendo assim, pode ser avaliada em cada mapa, entre outros critérios, a correta ligação entre os conceitos, sendo que, no mapa elaborado após a execução do curta-metragem, pode-se avaliar também como a introdução de elementos relativos ao roteiro do curta-metragem se articulou com o tema químico.

Esta visão propicia ao professor a compreensão de como cada estudante conseguiu avançar na construção do conhecimento do tema químico trabalhado, suas interligações e seus contextos. Esta prática promove reflexões mútuas e o rompimento da passividade do estudante no processo ensino-aprendizagem.

Para exemplificar vamos transcrever aqui a avaliação de dois mapas conceituais (um antes e um depois da produção do curta-metragem) desenvolvidos por um estudante do CAP-UFPE. O nosso objetivo não é fazer uma análise profunda, mas sim mostrar, de maneira geral, como é possível avaliar a construção do conhecimento químico numa perspectiva da aprendizagem significativa por meio de mapas conceituais.

No mapa conceitual 1, apresentado a seguir, desenvolvido antes da produção do curta-metragem, a palavra geradora “reação com éster” anuncia qual foi o tema químico

desenvolvido pelo estudante e seu grupo, e mostra que o estudante consegue identificar que as reações de esterificação e hidrólise ocorrem com substâncias que possuem o grupo éster. Provavelmente estes foram os conceitos desenvolvidos nas aulas de Química. Contudo a sequência “reação de esterificação → ácido → orgânico → carboxílico” nos mostra uma interligação muito simples das ideias. Não há neste mapa qualquer aplicação de reações que envolvam o grupo éster, contudo observa-se que proposições válidas foram relacionadas por meio da ligação dos conceitos por palavras de ligação. As palavras de ligação são importantes para a identificação correta do que o estudante quis expressar em seu instrumento. Devemos ter em mente que o mapa vai ser avaliado sem a presença do estudante e a clareza é fundamental para uma boa avaliação.



Mapa conceitual 1, desenvolvido individualmente antes da produção do curta.

Por outro lado, o mapa conceitual 2, construído após a elaboração do curta-metragem, é mais elaborado e mostra que novos conceitos modificaram os conhecimentos prévios. O estudante consegue manter seu raciocínio sobre a reação de esterificação, mas apresenta uma melhor organização de ideias.

O novo termo “transesterificação”, presente no mapa conceitual 2, evidencia a contribuição do curta-metragem nas novas articulações do conhecimento químico deste estudante. No curta-metragem, o grupo adicionou este tipo de reação no contexto da trama para tratar da problemática do biodiesel. O termo “biodiesel” aparece no mapa como uma aplicação da reação no cotidiano. Aliás, o estudante

conecta ao termo “cotidiano” as reações com o grupo éster. Neste caso o conhecimento passou a ter um novo significado, muito mais abrangente, e a experiência vivida na produção do curta-metragem pode ter sido um fator determinante nesse processo.

O termo “sabão e produtos de limpeza” nos ajuda nesta compreensão, pois o curta-metragem produzido envolvia uma agência de publicidade que tinha como principal objetivo montar a melhor companha para um novo sabão líquido. Este termo parece substituir o termo “hidrólise”, empregado pelo estudante em seu primeiro mapa conceitual (1), ou seja, a reação de saponificação parece ter muito mais significado para o estudante.

Do ponto de vista processual observa-se que o estudante, no mapa conceitual 2, passa a diferenciar progressivamente o conhecimento à medida que especifica as reações com o grupo éster; contudo, ao fazer a ligação cruzada entre “cotidiano → transesterificação”, a reconciliação de saberes, que

é um processo mais complexo, pôde ser identificada. Só podemos avaliar se de fato ocorreu uma aprendizagem significativa em outros momentos da vida deste estudante, mas os resultados apresentam fortes indícios de que o conhecimento químico passou a ter um novo significado, muito mais rico.



Mapa conceitual 2, elaborado depois da produção do curta.

Resultados muito similares foram encontrados em outros mapas analisados e em todos eles aparecem elementos dos roteiros utilizados nos curtas-metragens. Desta forma, se torna claro que a produção de curtas-metragens pelos estudantes fornece uma nova perspectiva para o ensino de Ciências, em especial para o ensino de Química. Neste cenário as Ciências Exatas e a Arte podem se complementar para a promoção de uma aprendizagem que faça mais sentido para o estudante.

O Quimicurta pode tomar uma dimensão ainda maior quando professores de outros componentes curriculares conseguem detectar, nos contextos criados nos curtas, oportunidades para realizarem discussões sobre diversas outras perspectivas.

No canal do Youtube Química CAp UFPE <www.youtube.com/channel/UCGCg57oj54Sk_pao_5Ax_jw>, acesso em 8 mar. 2016, são encontrados todos os curtas-metragens que foram produzidos pelos estudantes desde 2012. Pro-

fessores de Química de todo o Brasil podem utilizar esses curtas como instrumentos didáticos para reflexões e discussões em sala de aula. O diferencial desses curtas-metragens é que, além de terem curta duração (até 15 minutos), são elaborados por estudantes do Ensino Médio que foram desafiados a construir contextos para temas químicos, dando movimento ao saber. Por exemplo, o curta-metragem *A culpa é do tarô* (2014), disponível em <www.youtube.com/watch?v=VdquSfPsddM&list=PLOc91VPQ8B7U_Lva4vC9elJ1LUcgCZdGC&index=7>, acesso em 8 mar. 2016, descreve com uma dose de bom humor uma situação em que a utilização indevida da radioatividade promove uma série de eventos que não foram planejados. Esse curta-metragem pode ser utilizado, por exemplo, para estabelecer um paralelo entre os benefícios e malefícios da radioatividade, gerando a problematização que leva à promoção da criticidade, que é um fundamento importante do ensino do século XXI.

Ações interdisciplinares também são possíveis, uma vez que os curtas-metragens propiciam um diálogo entre disciplinas para a compreensão de uma realidade criada pelos próprios estudantes e expressa nas cenas do curta-metragem.

O curta *Gloob* (2013), disponível em <www.youtube.com/watch?v=e1i1hWhc3SQ&index=12&list=PLOc9IVPQ8B7U_Lva4vC9elJ1LUcgCZdGC>, acesso em 8 mar. 2016, apresenta vários conflitos que podem auxiliar na discussão da ética em um componente curricular como Sociologia, ao mesmo tempo que possibilita ao professor de Química trabalhar as reações de saponificação e transesterificação. Assim, é possível propiciar a interação entre disciplinas aparentemente distintas, de maneira complementar, que possibilita a formulação de um saber crítico-reflexivo.

A construção do conhecimento propiciada pelo desenvolvimento do projeto Quimicurta se reveste de grande relevância, uma vez que estudantes e professores tornam-se parceiros na jornada. A produção audiovisual acaba por transcender as questões imediatistas de aprendizado, melhorando os relacionamentos e como consequência a convivência humana. Este talvez seja o maior ganho que será levado para a vida inteira do estudante que participou de uma produção audiovisual para fins pedagógicos.

Sugestões de programas gratuitos para auxiliar no projeto

- Elaboração de roteiro: **Celtx** (<http://celtx.br.uptodown.com/>). Acesso em: 10 mar. 2016.
- Gravação e edição de vídeo para celular: **Viva Vídeo** (<http://vivavideodownload.com>). Acesso em: 29 mar. 2016.

- Edição de vídeo: **VSDC Free Video Editor** – (30 MB).
- Edição de imagem: **GIMP 2.8** – (86,1 MB).
- Edição de áudio: **Audacity** (<http://audacity.sourceforge.net/>). Acesso em: 10 mar. 2016.
- Músicas de domínio público: **Free Music Archive** (<http://freemusicarchive.org/>). Acesso em: 10 mar. 2016.

Referências bibliográficas Quimicurta

BRASIL. *LDB: Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional*. Lei nº 9394 de 20/12/96. São Paulo: Saraiva, 1997.

_____. MEC. *Parâmetros Curriculares Nacionais*: introdução aos Parâmetros Curriculares Nacionais. Brasília, 1997.

_____. MEC. *Programa Ensino Médio Inovador* – documento orientador. Brasília, 2013.

MOREIRA, Marco Antônio. *Aprendizagem significativa*: da visão clássica à visão crítica. Disponível em: <www.if.ufrgs.br/~moreira/visaoclassicavisao critica.pdf>. Acesso em: 11 fev. 2016.

_____. *Mapas conceituais e aprendizagem significativa*. Disponível em: <www.if.ufrgs.br/~moreira/mapasport.pdf>. Acesso em: 11 fev. 2016.

MORTIMER, E. F. O construtivismo, mudança conceitual e ensino de Ciências: para onde vamos? Revista *Investigações em Ensino de Ciências*, v. 1, n. 1, 1996.

OLIVEIRA, B. J. (Org.) *História da Ciência no Cinema*. UFMG, Belo Horizonte, Editora Argumentum, 2005.

PIETROBOM, Sandra R. G. A prática pedagógica e a construção do conhecimento científico. *Práxis Educativa*. Ponta Grossa, PR, v. 1, n. 2, p. 77-86, 2006.

9 Referências bibliográficas

ALARCÃO, Isabel. *Professores reflexivos em escola reflexiva*. São Paulo: Cortez, 2003.

ALMEIDA, Eduardo Santos e outros. *A visão dos alunos do Ensino Fundamental e do Ensino Médio sobre o profissional de Química*. Disponível em: <www.ciencia.iao.if.usp.br/tudo/exibir.php?midia=eneq&cod=_avisaodosalunosdoensinofundamentaledoensinomedio>. Acesso em: 8 mar. 2013.

ALMEIDA, Elba Cristina S. e outros. *Contextualização do ensino de Química*: motivando alunos de Ensino Médio. Disponível em: <www.prac.ufpb.br/anais/xenex_xienid/x_enex/ANAIS/Area4/4CCENDQPEX01.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

BRASIL. Ministério da Educação. Secretaria de Educação Média e Tecnológica. *Parâmetros Curriculares do Ensino Médio*. Disponível em: <<http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/blegais.pdf>>. Acesso em: 8 mar. 2013.

_____. MEC. *Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio* – Conhecimentos de Química. Disponível em: <<http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/ciencian.pdf>>. Acesso em: 8 mar. 2013.

GOMES, Suzana dos Santos. *Prática docente e de avaliação formativa*: a construção de uma pedagogia plural e diferenciada – FAE/UFMG. Disponível em: <www.anped.org.br/reunioes/26/trabalhos/suzanadossantosgomes.rtf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

KOCH, Ingedore. *Desvendando os segredos do texto*. São Paulo: Cortez, 2002.

Revista São Paulo faz escola. Edição especial da proposta curricular, 2008.

Secretaria da Educação. *Proposta Curricular do Estado de São Paulo*: Química. In: FINI, Maria Inês (Coord.). São Paulo, 2008.

Unidade 1 – Mudanças climáticas

O tema central dessa primeira unidade é Mudanças climáticas. Foram selecionadas algumas notícias sobre eventos climáticos, como índice pluviométrico e aquecimento global. A partir disso, foram levantadas algumas questões em relação às informações fornecidas nos textos da seção **Foi notícia!** que são respondidas ao longo de cada capítulo dessa unidade.

Caso haja possibilidade, convide os alunos a assistir ao filme *Uma verdade inconveniente*, documentário apresentado pelo ex-vice-presidente dos Estados Unidos, Al Gore, e que expõe de maneira simples e didática a questão do aquecimento global e as consequentes mudanças climáticas que estão ocorrendo ao redor do mundo.

Como o documentário tem aproximadamente 96 minutos de duração, seria necessário reservar um horário à parte para exibí-lo. Logo após o filme ou na aula seguinte, pergunte aos alunos sobre a impressão que tiveram em relação ao documentário, fale sobre a posição dos céticos em relação ao assunto (ou peça que assistam ao documentário do Dr. Luiz Carlos Molion, disponível em: <<http://youtube.com/watch?v=0Lw9oiH4v8g>>. Acesso em: 2 fev. 2016.). No livro há um pequeno texto sobre esse ponto de vista na página 68. É importante que o aluno aprenda a refletir sobre pontos de vista diferentes antes de tomar uma posição.

Se não for possível exibir o filme, sugerimos que inicie a aula lendo os textos da seção **Foi notícia!** com os alunos, pausadamente, destacando causas e consequências, motivando-os a comentar sobre fatos recentes relacionados ao fenômeno que estão ocorrendo não só no Brasil, mas em todo o mundo.

Em ambos os casos, explique aos alunos que, antes de nos posicionarmos definitivamente sobre esse tema, há uma série de conceitos que precisamos aprender e, então, comece a matéria.

Como justificar para o aluno a importância do que ele vai aprender agora?

Começamos o estudo da Química recordando as grandezas físicas **volume, massa, peso, temperatura, calor e pressão**, e uma propriedade física, a **densidade**, obtida pela relação entre as grandezas massa e volume. É o conhecimento dessas grandezas e propriedades que permite mensurar os fenômenos químicos e compará-los. Por exemplo, é esse

conhecimento que permite que alguns cientistas afirmem que a temperatura média do planeta está aumentando. Dessa forma, conseguimos conhecer melhor o planeta e analisar nosso estilo de vida.

Em Química, esse mesmo conhecimento também esclarece por que alguns materiais (ou tipos de matéria) se apresentam na natureza apenas em um dos estados de agregação (sólido, líquido ou gasoso) ou nos três estados, como a água.

O conhecimento das propriedades e das grandezas físicas também permite fazer uma diferenciação importantíssima entre **substância e mistura**, e com isso descobrir do que os materiais são formados, o que possibilita a criação de novos materiais com novas propriedades e a modificação de tudo à nossa volta!

É importante que o aluno entenda que o conhecimento nos traz a possibilidade de optar. O que queremos e o que podemos fazer depende diretamente daquilo que sabemos.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Somos educadores e, em geral, todas as nossas ações em sala de aula têm um propósito, um objetivo a ser alcançado.

E qual o propósito de começar um livro de Química ensinando grandezas físicas?

O objetivo dessa unidade é que o aluno compreenda a diferença entre substância e mistura com base em conceitos macroscópicos, palpáveis, experimentais, ou seja, com base nas propriedades da matéria (físicas e químicas).

Dentre as propriedades citadas, as mais fáceis de serem trabalhadas em sala de aula são as propriedades físicas, como densidade, temperatura de fusão e temperatura de ebulição, pois são dados palpáveis e medidos experimentalmente. Além disso, esses dados aparecem constantemente no livro.

Porém, para falarmos de densidade, temperatura de fusão e de ebulição, por exemplo, precisamos ter certeza de que o aluno compreende corretamente os conceitos de volume, massa, peso, temperatura, calor e pressão. É por esse motivo que resolvemos iniciar o estudo com esses conteúdos.

Ao contrário das propriedades físicas, em que os dados tabelados são aceitos facilmente, as propriedades químicas precisam ser observadas e “vivenciadas” para que seu aprendizado se torne efetivo. Assim, se o professor tiver oportunidade, não deixe de fazer os experimentos do Capítulo 2, que também serão retomados na Unidade 2.

Uma vez compreendidos os conceitos de grandezas físicas e propriedades da matéria, torna-se fácil a compreensão dos conceitos de substância (toda matéria que apresenta propriedades constantes quando medidas em condições constantes) e mistura (toda matéria que apresenta propriedades variáveis).

Aplicando esses conhecimentos, introduzimos o assunto separação de misturas, mas não de forma distante da realidade do aluno, utilizando somente aparelhos e montagens que não fazem parte de seu dia a dia (embora sejam citadas, afinal também é função da escola mostrar ao aluno aquilo que ele não conhece e ampliar seus horizontes), mas sim a partir de temas como tratamento de lixo, da água e separação dos componentes do ar atmosférico.

Procuramos sempre nos manter no foco principal do ensino de Química, fornecendo informações que serão úteis no dia a dia do aluno e que possam ajudar a lapidar o cidadão em formação. Esperamos que esse trabalho leve o aluno a refletir e a se conscientizar de seu papel na sociedade.

Desejamos a você, professor, um ótimo início de ano.

Capítulo 1 – O estudo da Química e as grandezas físicas

Esse capítulo apresenta uma breve definição sobre a Química e suas possíveis implicações na sociedade. Também serão recordadas algumas grandezas físicas como volume, massa, peso, temperatura, calor, pressão e densidade.

Objetivos

- Definir a Química e reconhecer o seu papel na sociedade.
- Produzir textos a partir de temas correlacionados à Química.
- Contextualizar e analisar o papel da Química na sociedade pelas suas implicações sociais, culturais e tecnológicas.
- Compreender e utilizar conceitos químicos.
- Interpretar e compreender as grandezas físicas estudadas através de dados numéricos, pelas relações matemáticas presentes em situações cotidianas.
- Correlacionar e resolver operações matemáticas associadas às grandezas físicas aplicadas a contextos químicos.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Importância e definição de Química.
- Papel do químico.
- Química “boa” versus Química “ruim”.
- Grandezas físicas: massa, volume, densidade, temperatura, pressão, calor.
- Sistema de unidades de medidas.

Comentários e sugestões

Um dos objetivos desse primeiro capítulo é definir Química, mostrar o que essa Ciência estuda, onde ela está inserida e a sua importância.

É interessante enfatizar nessa aula a importância da Química e seu caráter interdisciplinar. Você pode utilizar como exemplo o estudo para criação de um medicamento, pois envolve várias áreas do conhecimento, como Biologia, Farmácia, Química, Biomedicina, entre outras.

Proponha uma discussão sobre o papel da Química valorizando a opinião individual dos alunos. Com isso, você pode conduzir sua aula enfatizando o contraponto para possíveis ideias que os alunos apresentem, tais como “a Química se resume ao laboratório”, “químico só trabalha em laboratório”, “produto bom não tem química”, “Química é sinônimo de poluição”. O resultado dessa aula poderá ser verificado com a solicitação de produção de textos pelos alunos, relacionando a presença da Química no cotidiano.

Além disso, é importante que o aluno entenda que aprender Química pode ajudá-lo a exercer melhor a cidadania (aliás, todo e qualquer conhecimento ajuda nessa empreitada). Relembre-os de que ser cidadão é ter consciência plena de seus direitos e deveres. Direito à vida, à liberdade, à propriedade, à igualdade, à dignidade, à justiça, à saúde, à educação, à alimentação, ao trabalho, à utilização de bens e serviços proporcionados pelo desenvolvimento tecnológico, a direitos civis, políticos e sociais. E deveres com a coletividade, com o meio ambiente, com a nação e com o Estado, contribuindo para que tudo funcione da melhor forma possível.

Uma sugestão para introduzir o curso de Química e conhecer melhor seus alunos é pedir a eles que respondam em uma folha às seguintes questões, considerando apenas sua experiência pessoal com alimentação, saúde, meios de transporte, saneamento básico e as informações que recebe via jornais e televisão.

1. Com base no texto das páginas 10 e 11 e em tudo o que você já ouviu dizer sobre o assunto, formule a sua definição pessoal sobre o que é Química.
2. Qual o objeto de estudo da Química, ou melhor, o que você acredita que vai aprender nas aulas de Química?
3. A Química está relacionada ao seu dia a dia? De que forma? Cite exemplos.
4. O que você entende por cidadania? Você acredita que aprender Química vai ajudá-lo a exercer melhor sua cidadania?
5. A Química afeta o ser humano e o meio ambiente de maneira predominantemente positiva ou negativa?

6. A Química é essencialmente natural ou artificial (criada pelo ser humano)?
7. Investigue o material que foi utilizado na construção de sua casa (ou prédio).
8. Investigue também o material utilizado na fabricação de um veículo automotivo.
9. Cite exemplos de produtos (de limpeza, de higiene pessoal, alimentícios, farmacêuticos) que você utiliza em seu dia a dia. Você sabe do que são feitos?
10. Cite um item que você considera o principal de sua casa, sem o qual não sobreviveria. A Química está relacionada a esse item de alguma forma?
11. A maior parte dos materiais e produtos com os quais você convive (ou utiliza diariamente) foi obtida diretamente da natureza ou precisou sofrer alguma transformação (processo químico) antes de ser utilizada?
12. Você já ouviu falar que devemos embrulhar as bananas verdes em um jornal quando queremos que elas amadureçam mais rapidamente? Por que isso acontece? (Se possível, visite o site: <http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd3/conteudo/aulas/1_aula/recursos/12306/12306.htm>. Acesso em: 2 fev. 2016.)
13. Você sabe dizer de que maneira a Química se relaciona com outras ciências, como a Matemática, a Física, a Biologia, a História, a Geografia e a Política? (Se não conseguir responder agora, fique atento às aulas ao longo do ano, pois no final do livro retomaremos essa pergunta.)

Após um tempo estipulado (25 minutos, por exemplo), recolha as folhas, comente as questões, leia algumas respostas aleatoriamente sem indicar o autor, fale sobre os objetivos e a importância do curso de Química na vida do aluno.

Guarde as folhas e, no final do ano, repita o questionário. Quando todos acabarem, devolva a cada aluno a folha com o que ele escreveu no primeiro dia de aula, para que ele possa comparar as respostas formuladas na época com as que ele escreveu agora e, assim, fazer uma autoavaliação de seu aprendizado.

Como se trata de questões de reflexão, não existem respostas certas ou erradas. A seguir, damos apenas sugestões resumidas.

- 1), 2) e 3) Respostas pessoais.
- 4) Ser cidadão é ter consciência plena de seus direitos e deveres. Direito à vida, à liberdade, à propriedade, à igualdade, à dignidade, à justiça, à saúde, à educação, à alimentação, ao trabalho, à utilização de bens e serviços proporcionados pelo desenvolvimento tecnológico, aos direitos civis, políticos e sociais. E deveres com a coletividade, com

o meio ambiente, com a nação e com o Estado, contribuindo para que tudo funcione da melhor forma possível.

Sim. Aprender Química pode nos ajudar a exercer melhor nossa cidadania (aliás, todo e qualquer conhecimento ajuda nessa empreitada).

Para esclarecer e fortalecer a compreensão e a importância da expressão “exercer a cidadania”, sugerimos a leitura do seguinte texto – logo no primeiro dia de aula – com os alunos em classe.

“[...] Os direitos que temos não nos foram conferidos, mas conquistados. Muitas vezes compreendemos os direitos como uma concessão, um favor de quem está em cima para os que estão embaixo. Contudo, a cidadania não nos é dada, ela é construída e conquistada a partir da nossa capacidade de organização, participação e intervenção social.

A cidadania não surge do nada como um toque de mágica, nem tampouco a simples conquista legal de alguns direitos significa a realização destes direitos. É necessário que o cidadão participe, seja ativo, faça valer os seus direitos. Simplesmente porque existe o Código do Consumidor, automaticamente deixarão de existir os desrespeitos aos direitos do consumidor ou então estes direitos se tornarão efetivos? Não! Se o cidadão não se apropriar desses direitos fazendo-os valer, esses serão letra morta, ficarão só no papel.

Construir cidadania é também construir novas relações e consciências. [...] A cidadania deve ser perpassada por temáticas como a solidariedade, a democracia, os direitos humanos, a ecologia, a ética.

A cidadania é tarefa que não termina. A cidadania não é como um dever de casa, onde faço a minha parte, apresento e pronto, acabou. Enquanto seres inacabados que somos, sempre estaremos buscando, descobrindo, criando e tomando consciência mais ampla dos direitos. Nunca poderemos chegar e entregar a tarefa pronta, pois novos desafios na vida social surgirão, demandando novas conquistas e, portanto, mais cidadania.”

Centro de Mídia Independente. Disponível em: <www.midia independente.org/pt/blue/2005/09/329060.shtml>. Acesso em: 10 mar. 2016.

- 5) Das duas maneiras; depende da forma como o ser humano utiliza a Química.
- 6) A Química ocorre das duas formas, natural e artificialmente.
- 7) Tijolo, cimento, pedra, areia, cal, ferro galvanizado, madeira, etc.
- 8) Borracha, metais (ferro, alumínio), fibras (de vidro, de carbono), tintas, fluidos, etc.
- 9) Roupas (algodão, náilon, lã, poliéster), calçados (couro natural, couro sintético, plástico, borracha), produtos de higiene (água, óleos, tensoativos, perfumes, essências, corantes, etc.), produtos alimentícios (farinha, açúcar, gordura

vegetal hidrogenada, ovos, leite, etc.), papel (celulose, madeira), caneta (plástico, metal, tinta, etc.).

10) A água. A água é a matéria mais abundante em nosso planeta. Estima-se o volume de água na Terra em aproximadamente 1,7 bilhão de km³, mas apenas uma pequena parte desse volume é potável e está próximo aos centros urbanos. Sem tratamentos químicos, seria impossível assegurar à população o abastecimento de água. É por meio de processos químicos que a água imprópria ao consumo é transformada em água potável.

11) Em geral, a matéria-prima é obtida da natureza e sofre várias transformações que dão origem ao produto final.

12) Ao embrulhar as bananas verdes em jornal, impedimos que o gás etileno liberado pelas frutas se disperse no meio ambiente e, deixando as frutas expostas a esse gás, fazemos com que elas amadureçam mais rapidamente.

13) **Matemática:** a Química utiliza cálculos matemáticos para prever a quantidade de matéria-prima necessária para obter determinada quantidade de produto final desejado e também para mensurar algumas propriedades químicas da matéria (como o pH).

Física: a Química utiliza vários conceitos da Física, como massa, volume, densidade, energia, temperatura, calor, pressão, para caracterizar uma espécie de matéria e determinar suas propriedades e as condições necessárias para que a matéria sofra uma transformação.

Biologia: a Química e a Biologia estão intimamente relacionadas. Tanto a vida como a morte ocorrem à custa de inúmeros processos químicos. Conhecer esses processos é vital para prolongar a vida com a qualidade que desejamos.

História: são vários os exemplos em que a descoberta de um novo material ou de um processo que torne viável o uso de determinado material mudou o curso da História da humanidade. Basta ver, por exemplo, que muitos historiadores explicam a evolução do ser humano citando materiais: idade da pedra, da pedra lascada, do bronze, do ferro, do plástico, etc.

Geografia: os recursos minerais e hídricos e o clima de uma região normalmente definem o tipo de indústria química que será construída no local, e o modo como essa indústria lida com os seus rejeitos e com o meio ambiente pode definir o impacto ambiental nas redondezas e até em regiões a quilômetros de distância, uma vez que os poluentes viajam pelo ar e pela água.

Filosofia: as primeiras tentativas de explicar a origem da matéria foram feitas por filósofos. A teoria da matéria descontínua (Demócrito e Leucipo) não foi aceita. Por muito tempo prevaleceu a teoria da matéria contínua de Aristóteles, e isso direcionou toda pesquisa relacionada à transformação da matéria na Idade Média.

Língua Portuguesa: a transmissão do conhecimento químico depende da utilização correta da nossa língua. Aprender a se expressar corretamente para explicar uma

ideia, uma hipótese, uma teoria, o resultado de um experimento é fundamental para o desenvolvimento da Química e das demais ciências.

Política: as decisões políticas afetam diretamente a História da humanidade e também o curso que o desenvolvimento da Química vai tomar. A Política define o tipo de indústria a ser instalada no local, as leis de proteção ao meio ambiente que tal indústria deverá seguir (inclusive prevenindo punições para o caso de essas leis não serem seguidas), o tipo de usina de produção de energia elétrica que será instalado (termelétrica a carvão, termelétrica a biomassa, termonuclear, etc.).

A Química é uma ciência de base experimental que utiliza várias grandezas físicas como parâmetros de comparação na determinação das propriedades de um material. São essas propriedades que geralmente determinam as aplicações de cada material e, portanto, é possível correlacioná-las ao meio ambiente.

O livro apresenta o peso também como grandeza física justamente porque no cotidiano os alunos utilizam a força-peso como sinônimo de massa. Cabe ao professor julgar a necessidade de abordar esse assunto nas aulas de Química. De qualquer forma, é importante que o aluno compreenda a diferença para evitar, mais tarde, o uso de termos como “peso atômico” e “peso molecular”.

Para iniciar a aula, anote algumas informações que apresentem grandezas físicas, como:

Temperatura no deserto do Saara: 42 °C.

Volume de uma caixa-d'água: 2 000 L.

Massa de cinco pães: 250 g.

Pressão atmosférica no nível do mar: 1 atm.

Por meio das informações colocadas na lousa, inicie uma discussão sobre o que significam essas unidades e, a partir daí, relembre as grandezas.

Pode-se pedir aos alunos que, no final da aula, leiam o texto da seção **Curiosidade** – Circulação termossalina global e identifiquem se eles apresentam alguma das grandezas físicas estudadas durante a aula.

O conhecimento das grandezas físicas (massa, volume e temperatura, em especial) e de suas conversões de unidades é um assunto que o aluno utilizará praticamente durante boa parte do ano letivo. Geralmente, eles apresentam dificuldades para entender e realizar cálculos dessas conversões de unidades. Várias atividades, de forma individual ou em grupo, podem ser propostas para que o aluno aprenda a fazer essas conversões de forma mais natural. Se achar conveniente, peça auxílio ao professor de Matemática com o intuito de melhorar e aprimorar o aprendizado do aluno nos cálculos das conversões de unidades. Pode-se também, a critério do professor, permitir o uso de calculadora em sala de aula, um instrumento bastante utilizado em várias funções no mercado de trabalho.

Uma boa estratégia para melhoria do aprendizado sobre o conceito de densidade é realizar com os alunos a atividade experimental “Densidade e correntes de convecção”, que ajuda o aluno a entender melhor os fenômenos relacionados às mudanças climáticas.

Experimento

Densidade e correntes de convecção

Geralmente, os alunos só conseguem aplicar dados na fórmula da densidade sem, entretanto, compreender seu significado. Por isso, este experimento é sugerido com o intuito de promover a compreensão do conhecimento e relacionar as aplicações práticas. Faça as questões do item **Investigue** de forma oral, perguntando aos alunos e anotando na lousa as possíveis respostas. Com base nessas respostas, inicie uma discussão. Apresente a fórmula somente no final das discussões; se o conceito de densidade for entendido, consequentemente a fórmula passará a ter mais sentido.

Quando os blocos de gelo colorido começam a derreter, o corante tende a se espalhar pelo líquido.

Na jarra contendo apenas água, a água fria (que se encontra a 0 °C) proveniente da fusão do gelo é mais densa do que a água ao redor (que se encontra à temperatura ambiente). Por ser mais densa, ela vai para o fundo da jarra forçando a água que estava no fundo a ir para cima, criando uma corrente de convecção (corrente vertical).

As correntes de convecção são criadas justamente devido às diferenças de densidade causadas pelas diferentes temperaturas da água. Desse modo, o corante se espalha por toda a água da jarra.

Na jarra contendo água e sal, a água fria (0 °C) proveniente da fusão do gelo ($d = 1,0 \text{ g/cm}^3$) é menos densa que a solução de água e sal ($d = 1,2 \text{ g/cm}^3$). Por ser menos densa ela tende a ficar acumulada na superfície da jarra. Como, nesse caso, o bloco de gelo fica rodeado por uma camada de água fria, ele demora mais para derreter. Portanto, não se forma uma corrente de convecção.

Investigue

1. Na jarra com água pura.
2. Na jarra de água, o corante se espalha em toda a extensão do líquido. Na jarra de água e sal, o corante fica acumulado em uma camada na superfície.
3. O grau de salinidade diminui. Temos agora 10 g de sal dissolvidos em 125 mL de água; fazendo-se um cálculo proporcional, a situação é a seguinte:

$$\begin{array}{l} 10 \text{ g de sal} \text{ ————— } 125 \text{ mL de água} \\ x \text{ ————— } 100 \text{ mL de água} \\ x = \frac{100 \cdot 10}{125} \Rightarrow x = 8 \text{ g de sal} \end{array}$$

Grau de salinidade atual: 8 g de sal/100 mL de água.

4. O grau de salinidade aumentou, agora temos 10 g de sal dissolvidos em 80 mL de água. Fazendo-se um cálculo proporcional, a situação é a seguinte:

$$\begin{array}{l} 10 \text{ g de sal} \text{ ————— } 80 \text{ mL de água} \\ y \text{ ————— } 100 \text{ mL de água} \\ y = \frac{100 \cdot 10}{80} \Rightarrow y = 12,5 \text{ g de sal} \end{array}$$

Grau de salinidade atual: 12,5 g de sal/100 mL de água.

5. Sim. Quanto maior o grau de salinidade (e menor a temperatura da água líquida), mais densa é a solução e, nesse caso, ela tende a ir para o fundo. O grau de salinidade das águas superficiais dos oceanos tende a aumentar em períodos de escassez de chuvas, quando a ação dos ventos e do Sol intensifica a evaporação da água. Quanto menor o grau de salinidade (e maior a temperatura), menos densa é a água e, nesse caso, ela tende a se manter na superfície. Em qualquer um dos casos ocorrem mudanças nas correntes de convecção, responsáveis pela dispersão de nutrientes nas águas dos oceanos.

Resolução dos exercícios

1 Alternativa d.

2 Alternativa d.

- a) A água subterrânea faz parte do ciclo da água, portanto, encontra-se intimamente relacionada com fatores atmosféricos e climáticos, com o regime de águas superficiais de rios e lagos e com as nascentes.
- b) Incorreto pela impossibilidade de que, ao misturar água dos mares (salgada) com águas de rios e lagos (doce) iria aumentar o volume de água doce nos pontos de captação. A água seria salobra.
- c) A adaptação das populações ao consumo da água do mar seria exatamente onerosa na compra de equipamentos para dessalinização da água, tornando-a potável.
- d) O grande problema está na poluição e na exploração indiscriminada dos recursos naturais, destruindo nascentes e degradando rios e lagos. Aumentar a captação da água das chuvas é uma medida visível e econômica.
- e) Desviar os resíduos municipais e das indústrias para os mares iria desencadear outro desequilíbrio ecológico com relação à vida marinha e, ainda assim, não seria solução para a escassez de água potável.

A alternativa **d** é correta, porque propõe reduzir a poluição, otimizar o uso da água e aproveitar a água de chuva, propostas coerentes com a conservação do ambiente e com a melhor utilização da água doce.

3 Alternativa e.

4 Sugestão: O experimento clássico para medir a densidade de um sólido irregular baseia-se no princípio de Arquimedes e pode ser feito da seguinte maneira:

Material necessário

- 1 jarra de vidro graduada
- água

- 1 pedaço de ferro de massa conhecida (procure sobras em serralherias e, se necessário, peça ao professor para fazer a medida da massa)
- 1 lixa para metais

Como fazer

O experimento pode ser feito em grupos de, em média, seis alunos, de modo que cada membro do grupo se encarregue de uma parte das tarefas.

Lixe o pedaço de ferro com a lixa para metais para remover pontos de ferrugem, se houver. Coloque água na jarra até um determinado volume. Anote esse volume (x mL). Coloque o pedaço de ferro dentro da jarra. Anote o novo volume (y mL). A diferença: $y - x =$ variação de volume (ΔV).

Essa variação de volume (ΔV) é igual ao volume do pedaço de ferro. Calcule, então, a densidade do ferro e compare o resultado obtido com o valor estabelecido cientificamente, no laboratório, em condições controladas, com aparelhos precisos: $d_{\text{ferro}} = 7,874 \text{ g/cm}^3$.

- 5 Quando adicionamos a uva-passa no copo com água, ela afunda. Isso mostra que a densidade da uva-passa é maior que a da água.

Ao adicionarmos o comprimido efervescente, ocorre a liberação de gás (gás carbônico). Como a uva-passa é bastante rugosa, as bolhas de gás carbônico ficam presas em sua superfície e a uva-passa sobe, pois o conjunto (bolhas de gás + uva-passa) é menos denso que a água.

Quando o conjunto chega à superfície do líquido, o gás carbônico é liberado para a atmosfera, a densidade da uva-passa volta a ficar maior que a da água e ela vai novamente para o fundo do copo.

O processo volta a se repetir muitas vezes até que as bolhas de gás presentes no sistema não sejam mais suficientes para elevar a uva-passa para a superfície da água gasosa.

- 6 Alternativa e.

– Massa do objeto: 175,9 g

– Volume do objeto: $65,5 - 50,0 = 15,5 \text{ mL}$

$$d = m/V = 175,9/15,5 \Rightarrow 11,3 \text{ g/mL}$$

- 7 Alternativa b.

- 8 Alternativa d.

- 9 Alternativa a.

A fração A, que flutuou na água ($d = 1,00 \text{ g/cm}^3$), foi o polietileno (densidade entre $0,91 \text{ g/cm}^3$ e $0,98 \text{ g/cm}^3$). A fração C, que flutuou na solução salina ($d = 1,10 \text{ g/cm}^3$), foi o poliestireno (densidade entre $1,04 \text{ g/cm}^3$ e $1,06 \text{ g/cm}^3$). A fração D, portanto, é o policloreto de vinila, cuja densidade é maior que a da solução salina, ou seja, entre $1,35 \text{ g/cm}^3$ e $1,42 \text{ g/cm}^3$.

- 10 Alternativa e.

$$d = m/v \Rightarrow d = 46/50 \Rightarrow d = 0,92 \text{ g/mL}$$

- 11 Alternativa c.

O sólido deslocou 15 mL ou 15 cm^3 e a massa do sólido é 117 g . Com esses dados é possível calcular a densidade do sólido:

$$d = \frac{117 \text{ g}}{15 \text{ cm}^3} \Rightarrow d = 7,8 \text{ g/cm}^3$$

Portanto, analisando-se os dados da tabela verifica-se que o objeto é de ferro.

- 12 Alternativa c.

Pela densidade sabemos que há $13,6 \text{ g}$ de mercúrio em 1 cm^3 . Lembrando que 100 mL é igual a 100 cm^3 , podemos resolver esse problema com uma regra de três simples:

1 cm^3 ————— $13,6 \text{ g}$ de mercúrio

100 cm^3 ————— x

$$x = \frac{100 \text{ cm}^3 \cdot 13,6 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \Rightarrow x = 1360 \text{ g ou } 1,36 \text{ kg}$$

- 13 Alternativa a.

- 14 Alternativa a.

- 15 Alternativa d.

Essa é a primeira vez que aparece uma **tabela** no livro. Pretendemos trabalhar bastante com tabelas e, assim, é importante que o aluno aprenda corretamente a interpretar os dados nelas fornecidos.

Detenha-se um pouco mais na resolução desse exercício e leia os dados da tabela com os alunos.

A primeira linha, por exemplo, indica que todos os materiais estavam inicialmente na mesma temperatura, $18 \text{ }^\circ\text{C}$. Lembre que a temperatura não depende da massa.

Em seguida, os materiais foram submetidos a aquecimento por 30 segundos, ou seja, receberam energia térmica na forma de calor por 30 s . Após esse tempo, verificou-se que 200 g de água atingiram a temperatura de $23 \text{ }^\circ\text{C}$, enquanto 400 g de água só atingiram $20 \text{ }^\circ\text{C}$. Compare esse resultado e peça aos alunos que o justifiquem. É provável que eles respondam que o calor depende da massa e, portanto, quanto menor a massa de água, maior a temperatura que ela vai atingir, a partir de um mesmo fornecimento de calor. Caso isso não esteja claro, peça que imaginem a seguinte situação: um fogão absolutamente regulado, onde são aquecidos, ao mesmo tempo, em chaleiras idênticas, 200 mL e 400 mL de água. Qual ferverá primeiro? (Se a sua escola tiver um laboratório, é possível fazer essa observação na prática com os alunos.) Em seguida, compare a primeira coluna da tabela com a terceira, ou seja, o aquecimento por 30 s de 200 g de água e de 200 g de óleo. A massa é a mesma, mas a água só aqueceu até a temperatura de $23 \text{ }^\circ\text{C}$ e o óleo atingiu a temperatura de $28 \text{ }^\circ\text{C}$. Isso nos leva à conclusão de que a absorção de calor depende da massa e das características individuais de cada material (o óleo apresenta uma capacidade de absorver calor melhor do que a água). Mostre, pela leitura das

outras linhas da tabela, que esse resultado se mantém. Quando aparecerem outras tabelas no livro, volte a fazer a comparação detalhada de linhas e de colunas com os alunos, e logo eles estarão aptos a fazê-la sozinhos.

- a) Correta. Observando as colunas que relacionam a variação de temperatura em função do tempo para 200 g de água e para 200 g de óleo, verifica-se que, entre 0 s e 180 s, a temperatura da água variou 27 °C (de 18 °C a 45 °C), enquanto a temperatura do óleo variou 63 °C (18 °C a 81 °C).
- b) Correta. A tabela mostra que, para uma dada massa de água, por exemplo, 200 g, a cada 30 s sua temperatura varia 4 °C ou 5 °C. Levando-se em consideração pequenas variações experimentais, é razoável admitir que a variação de temperatura é proporcional ao tempo de aquecimento.
- c) Correta. Segundo o enunciado, a chama mantém o fluxo de calor constante, ou seja, em intervalos iguais de tempo, a substância recebe a mesma quantidade de calor. Portanto, a variação de temperatura da substância é proporcional à quantidade de calor recebida.
- d) Incorreta. Observando as colunas referentes a 200 g de água e a 400 g de água, nota-se que, para dado intervalo de tempo, por exemplo, $\Delta t = 180$ s, 200 g de água sofreram uma variação de 27 °C, enquanto 400 g de água experimentaram uma variação de 14 °C.
- e) Correta. A análise das três colunas que indicam a temperatura de uma substância em função do tempo de exposição à fonte de calor permite concluir que a variação de temperatura depende da substância (água ou óleo) e da massa da substância (200 g de água ou 400 g de água).

Lembre o aluno de que o calor sempre é transferido de uma fonte quente para uma fonte fria. Como a mão direita havia sido imersa em água gelada, fará o papel de fonte fria e receberá calor da água morna, tendo a sensação de quente. Já a mão esquerda, que havia sido imersa em água quente, fará o papel de fonte quente e fornecerá calor para a água morna, tendo a sensação de frio.

- 16 Não somos esmagados pela pressão atmosférica porque dentro do nosso corpo há uma significativa quantidade de ar exercendo uma pressão de dentro para fora, equivalente à de fora para dentro, que possibilita o equilíbrio indispensável à nossa sobrevivência na Terra. Os fluidos dentro do nosso corpo (o sangue e outros) estão a uma pressão igual ou ligeiramente maior que a pressão atmosférica. Assim, a força que a atmosfera exerce sobre nosso organismo é compensada pela força dos nossos fluidos internos.

- 17 Alternativa c.

$$t/^{\circ}\text{C} = T/\text{K} - 273,15 \Rightarrow t/^{\circ}\text{C} = 26,85 - 273,15 \Rightarrow t/^{\circ}\text{C} = -246,3$$

$$T/\text{K} = t/^{\circ}\text{C} + 273,15 \Rightarrow T/\text{K} = 300 + 273,15 \Rightarrow T/\text{K} = 573,15$$

- 18 Conversões:

a) Sabendo que $T/\text{K} = t/^{\circ}\text{C} + 273$ temos que:

$$T = 100 + 273, \text{ portanto, } T = 373 \text{ K}$$

b) Sabendo que $t/^{\circ}\text{C} = T/\text{K} - 273$ temos que:

$$t = 298 - 273, \text{ portanto, } t = 25 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

c) 1 kPa _____ 7,5 mmHg

$$31,16 \text{ kPa} \text{ _____ } x$$

$$x = \frac{31,16 \text{ kPa} \cdot 7,5 \text{ mmHg}}{1 \text{ kPa}}$$

$$x = 233,7 \text{ mmHg ou } 234 \text{ mmHg}$$

d) 1 kPa _____ $9,87 \cdot 10^{-3}$ atm

$$x \text{ _____ } 0,69 \text{ atm}$$

$$x = \frac{1 \text{ kPa} \cdot 0,69 \text{ atm}}{9,87 \cdot 10^{-3}}$$

$$x = 69,9 \text{ ou } 70 \text{ kPa}$$

Atividade extra

É possível fazer um experimento demonstrativo para os alunos bastante simples e interessante, que permite observar a influência da pressão na temperatura.

Material necessário

- 1 seringa de plástico de 10 mL (sem agulha)
- 1 panela pequena
- água
- fogão ou outra fonte de aquecimento

Como fazer

Coloque um pouco de água na panela e leve ao fogo até entrar em ebulição. Quando a água estiver em ebulição, desligue o fogo e, assim que a ebulição cessar, recolha 5 mL de água quente para dentro da seringa. Tampe a ponta da seringa com o dedo e puxe o êmbolo até aproximadamente a marca de 10 mL.

Pergunte aos alunos: O que pode acontecer?; Por quê?. Antes de prosseguir, discuta as hipóteses que forem levantadas.

Quando tampamos a seringa com o dedo e puxamos o êmbolo, a pressão no interior da seringa diminui e a água volta a entrar em ebulição (dessa vez a uma temperatura mais baixa do que quando submetida à pressão ambiente local). É possível visualizar as bolhas de vapor de água subindo para a superfície do líquido, fenômeno que caracteriza o processo de ebulição. Chame a atenção dos alunos para a necessidade de manipular a água quente com extremo cuidado, uma vez que, na temperatura do experimento (cerca de 80 °C), a água pode causar queimaduras graves se for derramada sobre a pele.

Capítulo 2 – Propriedades da matéria

Nesse capítulo serão abordados os três estados físicos da matéria – sólido, líquido e gasoso – e suas possíveis

mudanças (fusão, ebulição, solidificação, condensação, sublimação e ressublimação) correlacionadas à variação de temperatura e/ou pressão. Também serão tratadas as diferenças entre vapor e gás, e será retomado o ciclo da água com as principais mudanças de estado da matéria que podem estar envolvidas. Além disso, são descritas outras propriedades que caracterizam o material, tais como o coeficiente de solubilidade, o caráter básico ou ácido, e são apresentados alguns aspectos visuais que caracterizam uma reação química.

Objetivos

- Compreender os estados físicos da matéria.
- Identificar as mudanças de estado físico.
- Analisar e compreender tabelas e gráficos com dados de fusão e ebulição.
- Relacionar mudanças de estado físico a fenômenos naturais.
- Perceber as evidências de transformações químicas.
- Compreender o conceito de coeficiente de solubilidade.
- Interpretar tabelas e construir gráficos que envolvam o coeficiente de solubilidade e a temperatura.
- Calcular quantidades de solutos e solventes através de dados referentes ao coeficiente de solubilidade.
- Compreender e correlacionar as evidências de uma reação química a situações cotidianas.
- Formular hipóteses sobre a ocorrência de uma reação química.
- Investigar o caráter ácido e básico dos materiais por meio de atividades experimentais.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Os três estados físicos da matéria.
- Mudanças de estados físicos da matéria.
- Coeficiente de solubilidade.
- Evidências de uma transformação química.
- Uso de indicadores: reconhecimento de substâncias ácidas e básicas.

Comentários e sugestões

Inicie o assunto partindo do ciclo da água que há neste capítulo, desenhando-o na lousa sem mencionar os nomes dos estados e das transformações que ocorrem. Pergunte aos alunos sobre os estados físicos e as transformações que ocorrem no ambiente e que eles possam relacionar, tais como chuva, neblina, granizo. Depois disso, complete com eles os nomes no esquema feito. Com isso, é possível verificar com seus alunos os conhecimentos prévios e dar continuidade à exploração formal do conteúdo.

O capítulo permite, ainda, discutir com seus alunos questões ambientais, relacionadas ao ciclo da água, tais

como racionamento de água, poluição, derretimento das calotas polares.

Para este capítulo, são sugeridas ao professor atividades como a análise e interpretação de tabelas com temperaturas de fusão e de ebulição das substâncias para determinar seu estado físico, numa certa temperatura. Estimule a resolução de exercícios solicitando aos alunos com menor dificuldade a ajudar os colegas que apresentam maiores dificuldades. O trabalho em equipe deve ser sempre estimulado, pois é uma prática muito valorizada no mercado de trabalho atualmente. É importante ressaltar que é necessária a supervisão do professor.

Caso tenha interesse e não haja tempo suficiente de trabalhar todos os conteúdos, pode-se propor uma pesquisa individual sobre a diferença de vapor e gás para que seja entregue na forma escrita, a fim de avaliar a habilidade de comunicação escrita dos alunos.

Solicite aos seus alunos que façam uma interpretação de forma oral das duas tabelas da página 36. Nesse momento, é importante que o professor e todos os alunos ouçam as possíveis hipóteses de cada indivíduo. Uma discussão pode ser iniciada e, com isso, o conceito de coeficiente de solubilidade pode ser desenvolvido a partir das hipóteses geradas na aula.

São propostas atividades para interpretação e realização de cálculos de quantidades de solutos e solventes correlacionados a tabelas de coeficiente de solubilidade. É importante que o professor resolva alguns exercícios com seus alunos, primeiramente. Posteriormente, é possível selecionar algum exercício do livro e pedir, como um tipo de avaliação, para que seja realizada em dupla.

Outras atividades propostas envolvem a construção de gráficos de solubilidade em função da temperatura. Para essas atividades, auxilie de forma individual principalmente os alunos que apresentarem dificuldades. Veja, no item **Conversa com o professor**, uma sugestão de como ajudar seus alunos a construir gráficos.

Inicie a discussão acerca das evidências que caracterizam uma reação química. Peça aos alunos que respondam em uma folha e entreguem no final da aula a perguntas como: Por que o leite azeda?; Por que o fósforo queima?; Por que o ferro enferruja?; ou Por que objetos de prata escurecem?. Retome essas observações escritas no dia em que o experimento for realizado.

Experimento

Indícios de transformações químicas

O experimento pode ser feito por grupo de no máximo cinco alunos. As perguntas referentes à atividade podem ser respondidas no próprio caderno, exceto a questão 2, que deverá ser entregue numa folha na aula posterior.

A partir da discussão realizada na aula anterior e da atividade experimental, apresente algumas evidências correlacionadas a uma reação química. É um bom momento para entregar a folha com as observações que os alunos haviam escrito sobre as perguntas. Peça que comparem as observações realizadas anteriormente e o experimento realizado.

A discussão desse tema em aula deve ser feito numa visão macroscópica, sem se preocupar com fórmulas.

Investigue

1. Os principais indícios de que um sistema possa ter sofrido uma transformação química são: a mudança de cor do sistema, a variação de energia do sistema (absorção ou liberação de calor), a formação ou o desaparecimento de um sólido e a formação de um gás.

A seguir, explicamos o que ocorre em cada experimento com detalhes. O professor deve avaliar pelo interesse e conhecimento prévio de seus alunos se esses detalhes devem ser discutidos agora ou mais tarde, à medida que o aprendizado for evoluindo. Lembre-se de que, no momento, o objetivo é apenas observar os indícios de que houve uma transformação química em um sistema, e não propor a explicação desses fenômenos.

Na **parte 1** observamos a variação de energia do sistema. A cal virgem (óxido de cálcio) reage com a água formando cal hidratada (hidróxido de cálcio). Essa transformação ocorre com grande liberação de energia, que pode ser observada tocando-se o lado externo do copo com as mãos. Essa reação libera tanta energia (é tão exotérmica) que, quando um pedreiro vai preparar uma grande quantidade de cal hidratada para cair um muro ou uma parede, por exemplo, ele precisa tomar muito cuidado, pois pode sofrer queimaduras caso esteja próximo ao sistema.

Na **parte 2** observamos a formação de um sólido. (Comente que o desaparecimento de um sólido também pode ser indício de transformação química.)

Quando soprarmos a água de cal, o gás carbônico que liberamos na expiração reage com o hidróxido de cálcio (cal hidratada) formando o carbonato de cálcio, que é praticamente insolúvel na água. É justamente essa transformação química que ocorre nos muros ou paredes recém-caídas.

Na **parte 3** observamos a formação de um gás.

O carbonato de cálcio reage com o ácido acético do vinagre, formando acetato de cálcio (um sal solúvel) e ácido carbônico, que é instável e se decompõe em água, e gás carbônico (o gás que é liberado).

2. Cair significa passar cal hidratada nas paredes da casa. A cal hidratada (hidróxido de cálcio) reage com o gás carbônico do ar presente no ambiente para formar carbonato de cálcio (praticamente tão duro quanto a rocha

que deu origem ao óxido de cálcio, que, por sua vez, reagiu com a água para formar a cal hidratada). Assim, o ambiente de uma casa recém-caída fica realmente mais agradável por causa da diminuição temporária do gás carbônico no local.

Experimento

Extrato de repolho roxo: indicador ácido-base

Faça o experimento de forma demonstrativa aos seus alunos na própria sala de aula, questionando e explicando o processo durante o procedimento. No decorrer da atividade, faça uma pausa de 10 minutos para que os alunos respondam no caderno às questões do item **Investigue**. Comente qual o papel dos indicadores e inicie uma ideia preliminar, de forma bem simples, sobre a diferença de ácidos e bases. A correção das perguntas do item **Investigue** pode ser feita no final da aula.

O resultado da análise da cor do indicador pode ser um pouco subjetivo, ou seja, a cor que está no livro não é necessariamente o que foi observado na prática. Isso depende da forma que os indicadores foram preparados, a origem dos materiais testados, o tempo de armazenamento do indicador e a presença de impurezas no material.

Investigue

Observe que o resultado da análise da cor do indicador é um pouco subjetivo, pois depende de como foram preparados os indicadores e da origem dos materiais testados. Assim, as resoluções das questões 1 e 2 devem servir apenas como parâmetro.

1. Resultado do teste dos materiais listados com o indicador de repolho roxo:
 - vinagre branco: rosado
 - água de chuva: roxa
 - água de cal: verde-amarelada
 - solução de bicarbonato de sódio: verde
 - refrigerante tipo soda: rosado
 - desinfetante com amoníaco: verde-amarelado
2. Os indicadores, preparados conforme as instruções, apresentam as seguintes cores em função da acidez ou basicidade do meio:

Indicador	Meio ácido	Meio neutro	Meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Incolor	Vermelha
Hibisco	Vermelho-alaranjado	Rosa	Verde
Beterraba	Vinho-escuro	Vermelha	Amarela

Trabalho em equipe

O texto a seguir pode ajudar o professor a orientar o trabalho dos alunos:

O processo descrito no texto para fabricação de cal é o que ocorre em grandes indústrias. Há, porém, um pequeno grupo de produtores artesanais espalhados pelo Brasil, que trabalham em condições insalubres, prejudicando a própria saúde, a saúde da população local e o meio ambiente.

O exemplo mais significativo é o que ocorre em Frecheirinha, município localizado a 286,3 km de Fortaleza, na porção noroeste do estado do Ceará, que possui uma população de cerca de 12 mil habitantes e condições climáticas adversas características do clima semiárido, como precipitações irregulares e ciclos de seca que se repetem a cada 8 ou 12 anos.

Nesse município, próximo à BR-222, o processamento de cal é feito em fornos circulares, construídos artesanalmente e sem autorização para funcionamento junto aos órgãos ambientais. É um trabalho que se caracteriza pela informalidade. A rocha calcária é extraída ilegalmente, quebrada a marretadas e empilhada dentro do forno. O forno carregado necessita de cerca de 3 toneladas de lenha para decompor o calcário e produzir a cal. A queima dessa lenha, também extraída de forma irregular, emite fumaça preta e fuligem que podem ser avistadas de longe, durante dias, ininterruptamente. É um cenário desolador, em que os proprietários dificilmente são encontrados e os trabalhadores, orientados a não falar sobre o assunto.

O grande mercado consumidor dos produtos fabricados em Frecheirinha é o Piauí, onde é comercializada 80% da produção local, seguido do Maranhão, do Pará e de algumas cidades do Ceará.

Segundo o estudo de John Kennedy Candeira Andrade, em sua dissertação de mestrado *Diagnóstico socioambiental da atividade de fabricação da cal em fornos artesanais no município de Frecheirinha/CE*, os trabalhadores são submetidos a uma “jornada de trabalho de até 12 h em turnos diurnos e noturnos, 72% dos trabalhadores sem carteira assinada. O perfil educacional dos trabalhadores pesquisados é caracterizado por 3,7 anos de estudo em média, sendo que 24% nunca frequentaram uma escola ou o fizeram por apenas alguns meses; 50% estudaram por um período de 1 a 4 anos e 26%, de 5 até o máximo de 8 anos. O nível de conhecimento adquirido varia entre um percentual de 50% que não sabem ler nem escrever, 37% que afirmam saber ler e/ou escrever pouco e 12% que responderam que sabem ler e escrever [...]”.

Atenta ao problema, a Comissão de Meio Ambiente e Desenvolvimento Sustentável havia aprovado, em 20/12/2006, o Projeto de Lei 7.374/06, do Senado, que estabelecia procedimentos básicos e parâmetros mínimos

para a produção de cal. O objetivo principal da proposta era reduzir a emissão de componentes tóxicos liberados na queima da matéria orgânica, principalmente dioxinas e furanos, que podem causar câncer. Esse Projeto de Lei estabelecia que a construção ou ampliação e o funcionamento de estabelecimentos destinados à extração de rocha calcária e à produção de cal passariam a depender de licenciamento prévio dos órgãos ambientais.

A calcinação da rocha calcária para produção de cal virgem deveria ser feita em fornos industriais que possibilitassem o controle do processo, da temperatura e da emissão de efluentes na queima de combustíveis autorizados (óleos, carvão mineral ou vegetal, coque de petróleo e gás natural), que deveriam ter origem certificada.

Um fato marcante que provavelmente desencadeou essas providências foi a contaminação por dioxinas no leite de vaca da Alemanha, ocorrida em 1997. As investigações concluíram que sua origem estava na ração importada do Brasil, e que a causa era a cal utilizada na secagem da ração. A cal, por sua vez, havia sido contaminada pelos combustíveis utilizados em sua produção, como pneus, lixo plástico e combustíveis alternativos que continham cloro.

Esse episódio causou ao país um prejuízo da ordem de 100 milhões de dólares e levou o governo a estabelecer parâmetros técnicos para utilização de cal na produção de ração animal. Esses parâmetros, porém, não se estenderam às indústrias alimentícia, farmacêutica, sucroalcooleira e da construção civil.

De qualquer forma, em 29 de agosto de 2007, a Comissão de Minas e Energia rejeitou o Projeto de Lei 7.374/06 justamente com o argumento de que as medidas previstas excluiriam os produtores artesanais do mercado. Foi considerado o fato de que o Brasil consome cerca de 7 milhões de toneladas de cal por ano, comércio que é responsável por um faturamento de cerca de 1 bilhão de reais e pelo emprego de milhares de pessoas.

Permaneceu apenas a sugestão de coibir a formação de dioxinas e furanos, proibindo a queima de pneus, lixo plástico e combustíveis alternativos que contenham cloro nos fornos de produção de cal.

O pesquisador John Kennedy Candeira Andrade, porém, que viveu por um tempo entre as caieiras de Frecheirinha, vislumbrou alternativas melhores para a população local e o meio ambiente, como a fabricação de mel em associações, devido ao potencial apícola da região e de sua sustentabilidade socioambiental; a criação de um polo de artesanato mineral e a visitação turística induzida pelo atrativo ecológico/científico das trilhas, formações rochosas e salões existentes na região.

Fonte de pesquisa: Reportagens de Natércia Rocha. *Diário do Nordeste*, 16 mar. 2009; Maria Neves, Agência Câmara, 27 dez. 2006; e Oscar Telles, Agência Câmara, 31 ago. 2007.

Construção de gráficos

Essa é uma ótima oportunidade de mostrar aos alunos como construir um gráfico corretamente.

A melhor maneira de visualizar como varia uma grandeza (y) à medida que uma segunda grandeza (x) também varia é por meio da construção de um gráfico feito, de preferência, em papel milimetrado. Um gráfico plano (de uso mais comum) tem dois eixos onde são representados os valores de cada grandeza.

No eixo **horizontal (x)**, a abscissa, representamos a variável independente, ou seja, aquela cujo valor é controlado pelo experimentador. No gráfico em estudo, a variável independente é a temperatura.

No eixo **vertical (y)**, a ordenada, representamos a variável dependente, isto é, aquela cujo valor é medido experimentalmente (seu valor depende daquele fixado para a variável independente). No gráfico em estudo, a variável dependente é o coeficiente de solubilidade da sacarose.

Quando as duas grandezas (**x** e **y**) são medidas experimentalmente, ou seja, são interdependentes, pode-se representar qualquer uma delas em quaisquer dos eixos.

Para que um gráfico possa ser o mais claro e útil possível, é importante observar também os seguintes pontos:

- Devemos escolher para as variáveis independente e dependente escalas suficientemente expandidas, de modo que os pontos do gráfico fiquem bem distribuídos por toda a área útil do papel.
- O gráfico deve mostrar a origem ($x = 0$ e $y = 0$) sempre que possível. Às vezes, os pontos do gráfico são relativamente próximos entre si, e um gráfico que mostra a origem acaba não sendo adequado.
- A escala deve ser iniciada tomando-se um valor um pouco abaixo do valor mínimo medido e terminando num valor um pouco acima do valor máximo medido. Por exemplo, para representar os valores de coeficiente de solubilidade da sacarose que se encontram entre 179,2 g/100 g de água e 487,2 g/100 g de água, a

escala para representar tais valores poderia, então, começar em 150 e terminar em 500.

- Devemos indicar, junto aos eixos, os símbolos das grandezas correspondentes divididos por suas respectivas unidades; isso porque os valores representados nos eixos devem ser números puros, ou seja, adimensionais.

Toda grandeza (massa, temperatura, pressão, volume etc.) é igual ao produto entre um valor numérico e uma unidade (grama, quilograma, graus Celsius, kelvin, atmosfera, milímetro de mercúrio, litro, centímetro cúbico, etc.). Logo, o valor numérico representado no eixo de um gráfico ou em uma tabela deve ser igual ao quociente entre a grandeza e a respectiva unidade. Observe.

Grandeza = valor numérico × unidade.

Por exemplo: temperatura = 25°C (ou $25 \cdot 1^\circ\text{C}$)

$$\text{valor numérico} = \frac{\text{Grandeza}}{\text{unidade}}$$

$$\text{Por exemplo: } 25 = \frac{\text{Temperatura}}{^\circ\text{C}}$$

O gráfico plano tem dois eixos onde são representados os valores de cada grandeza.

É importante indicar o que será representado no gráfico por meio de um título ou de uma legenda.

Os valores da escala em cada eixo devem ser marcados de forma clara.

Os pontos de encontro entre os valores de ordenada e abscissa lançados no gráfico devem ser indicados por pequenos círculos.

Ao se traçar uma curva, devemos representar a tendência média dos pontos (procedimento conhecido por interpolação); não devemos, a menos que isso seja solicitado, unir os pontos por meio de segmentos de retas.

A partir dos dados fornecidos, podemos construir a curva de solubilidade da sacarose em água em função da temperatura.

Resolução dos exercícios

- 1 A vaporização pode ocorrer de três maneiras: evaporação, ebulição e calefação. A evaporação é um processo cuja ocorrência é bem lenta e à temperatura ambiente. Um exemplo é a evaporação da água da roupa que é deixada no varal para secar. A ebulição, por sua vez, é

um processo mais rápido e ocorre a uma temperatura fixa. Tal processo pode ser observado facilmente quando se coloca a água para ferver. Já a calefação é um processo mais rápido e ocorre quando a fonte de calor está a uma temperatura muito maior do que a temperatura de ebulição da substância. O exemplo, conforme citado no enunciado, é quando se coloca uma gota de água sobre uma chapa muito quente. Desta forma, o que vai

determinar qual processo está ocorrendo com a água, por exemplo, é a temperatura.

- 2 a) A 25 °C e 1 atm, é sólido: o alumínio; são líquidos: o mercúrio, a acetona e o metanol; e são gases: a amônia e o oxigênio.
b) A -100 °C são sólidos: o alumínio, o mercúrio, a acetona, o metanol e a amônia.
c) A 60 °C são líquidos: o mercúrio e o metanol.
d) A 2500 °C todos os materiais listados encontram-se no estado de agregação vapor.
e) Oxigênio e amônia.
- 3 Clorofórmio: líquido
Éter etílico: gás
Etanol: líquido
Fenol: líquido
Pentano: gás
- 4 Alternativa b.
A solução é congelada, portanto ocorre uma solidificação da solução. Em seguida, a água em estado sólido passa direta e rapidamente para o estado gasoso, tendo-se assim um processo de sublimação.
- 5 Alternativa c.
O orvalho é um fenômeno físico no qual a umidade do ar precipita por condensação na forma de gotas, pela diminuição brusca da temperatura ou em contato com superfícies frias. É o processo contrário ao da evaporação.
- 6 Alternativa b.
De acordo com o enunciado, as possíveis consequências do aumento da temperatura média no planeta serão:
• alteração no clima, que será mais quente e úmido;
• ocorrência de mais enchentes em algumas áreas e de secas crônicas em outras;
• desaparecimento de algumas geleiras, aumento do nível dos oceanos e inundação de certas áreas litorâneas. Todas as consequências citadas acima têm relação com os processos do ciclo da água que envolvem mudanças de estado físico.
- 7 Alternativa d.
I - Errado. A evaporação é maior nos oceanos, visto que eles apresentam maior massa de água e estão submetidos ao mesmo aquecimento que o continente.
II, III, IV, V estão corretas.
- 8 Alternativa e.
No processo de liofilização, a água passa por uma transformação física denominada sublimação.
- 9 Alternativa a.
Ao atingir a temperatura de ebulição, começam a se formar bolhas de vapor de água em meio à água líquida no fundo da panela. Essas bolhas sobem até a su-

perfície e estouram, liberando o vapor de água para o ambiente. A partir deste momento, a energia fornecida para aquecer o sistema é utilizada apenas para promover a mudança de estado, de líquido para vapor; é por isso que a temperatura não se altera durante a mudança de estado de agregação.

- 10 a) Solubilidade é a capacidade que um material tem de se espalhar uniformemente em outro material. O hidróxido de cálcio pode ser considerado bem pouco solúvel em água, já que em 100 g de água consegue dissolver 185 g desta substância, a 0 °C.
b) No caso de soluções de soluto sólido ou líquido em solvente líquido, trabalha-se com uma relação de massas de soluto e solvente, pois a massa é uma grandeza que não varia com a temperatura (o volume varia). Desse modo, em uma **relação de massas**, os dados que indicam a quantidade de um material capaz de se dissolver em outro são constantes para cada valor de temperatura.
c) Se adicionarmos 200 mg de hidróxido de cálcio em 100 g de água, a 20 °C teremos a formação de um corpo de chão de 35 mg, uma vez que a esta temperatura só se consegue dissolver 165 mg de hidróxido de cálcio em 100 g de água.
- 11 a) O oxigênio dissolvido, nas águas de rios e mares sujeitos à poluição térmica, diminui, uma vez que a solubilidade deste gás diminui com o aumento da temperatura.
b) O aumento da temperatura das águas propicia o desenvolvimento de fungos e bactérias, que podem causar doenças em peixes e outros organismos, o que aumenta a taxa de mortalidade. Nessas águas aquecidas há menores quantidades de oxigênio dissolvido, e isso pode levar à morte por asfixia de algumas espécies. Com o aumento da temperatura da água, algumas espécies que são termossensíveis podem desaparecer por não suportar as novas condições do meio, e isso, por sua vez, pode causar impactos na cadeia trófica do habitat. O aumento da temperatura também pode causar impacto na reprodução de alguns organismos, já que as células sexuais e os ovos das espécies que realizam fecundação externa são sensíveis ao aumento da temperatura. Além disso, pode provocar eutrofização dos cursos de água onde há matéria orgânica em excesso.
- 12 Alternativa e.
O sal mais solúvel é o nitrato de prata (260 g de sal/100 mL de água), e o sal menos solúvel é o cloreto de sódio (36 g de sal/100 mL de água).
- 13 Alternativa d.

14 A afirmação é incorreta, pois apesar da estrutura cristalina do iodeto de prata ser semelhante à da água no estado sólido, elas apresentam composição química diferente.

15 Alternativa b.

Para amenizar o edema provocado pela picada de vespa e neutralizar o veneno que é básico, é necessário utilizar algo que seja ácido como, por exemplo, o vinagre.

Para amenizar o edema provocado pela picada de formiga e neutralizar o veneno que é ácido, é necessário utilizar algo que seja básico como, por exemplo, o amoníaco. Observação: comente com os alunos que o amoníaco é um líquido incolor, de odor forte e penetrante, obtido pela dissolução de até 30% de gás amônia em água. É altamente tóxico e irritante aos olhos.

16 a) O chá mate, assim como o repolho roxo e a fenolftaleína, são indicadores. Assim, adicionando gotas de limão, o chá terá o seu pH diminuído pela adição de ácido cítrico, e as substâncias indicadoras do chá perderão a cor; assim o chá terá uma cor mais pálida do que a cor original.

b) A cor original deverá retornar quando o pH voltar ao valor inicial. Podemos fazer isto adicionando ao chá uma substância básica, como bicarbonato de sódio ou leite de magnésia, suficientes para neutralizar o ácido cítrico adicionado.

17 Alternativa b.

Atividade extra

Que tal propor aos alunos juntar a comunidade para caiar os muros do colégio?

É uma atividade voluntária que pode ser feita em um final de semana envolvendo alunos, funcionários, pais de alunos e toda a comunidade local. A caiação tem a vantagem de ser econômica e fácil de executar, mas precisa ser refeita a cada seis meses.

O material utilizado é fácil de encontrar e, se todos participarem dessa atividade, o local ficará mais bonito, a comunidade mais integrada e mais ciente de sua responsabilidade com a escola, que afinal é um bem público.

Muitos pais conhecem bem esse assunto e podem ajudar a encontrar a melhor alternativa para o preparo do material; nós sugerimos o seguinte:

Prepara-se a superfície do muro aplicando-se, no sentido horizontal, uma mistura de 1 kg de cal industrializada com 3 litros de água. O preparo da cal hidratada deve ser feito necessariamente por um adulto. Os ingredientes devem ser colocados em um balde de plástico de 5 L de capacidade e misturados com um cabo de vassoura de modo que a pessoa que estiver fazendo a mistura não fique muito próxima do sistema. Depois, pode-se passar no sentido vertical, utilizando brocha, um composto mais denso, feito com 1 kg de cal e 1,5 L de água.

Caso deseje colorir os muros em vez de pintá-los de branco, pode-se fazer um acabamento, em duas demãos, com trincha: para cada 10 litros da mistura de cal com água, deve-se adicionar 1 litro de cola branca (aglutinante), 1 copo de óleo de linhaça (secante), 1/2 copo de sal de cozinha (mordente) e o pigmento que pode ser o óxido de ferro (marrom) ou o pó xadrez (na cor escolhida e na quantidade indicada pelo fabricante). Bom trabalho!

Capítulo 3 – Substâncias e misturas

Um dos objetivos deste capítulo é definir substâncias e misturas com base nas diferenças das propriedades, conceituar fase de um material e com isso classificar as misturas em homogêneas (soluções), dispersões coloidais e dispersões grosseiras. Neste capítulo foi abordada a importância das misturas eutéticas e azeotrópicas.

Outro objetivo deste capítulo é estudar os processos de separação de misturas utilizando como mote os temas lixo, água e ar, que são de grande interesse para a coletividade.

Para o tema lixo destacamos a reciclagem. A reciclagem envolve basicamente os processos de catação e separação magnética. Destacamos ainda as vantagens da reciclagem para o meio ambiente.

Para o tema água e ar atmosférico, traçamos um paralelo entre os processos feitos em larga escala no tratamento de água e na separação dos componentes do ar, com processos semelhantes feitos em laboratório pelo químico em pequena escala nas seções **Cotidiano do Químico**.

Objetivos

- Conceituar substâncias e misturas.
- Diferenciar substâncias e misturas de alguns materiais do cotidiano.
- Analisar e construir gráficos da temperatura em função do tempo de substâncias e misturas.
- Compreender as diferenças entre materiais homogêneos e heterogêneos pelo aspecto macroscópico.
- Reconhecer o papel da Química no sistema produtivo.
- Identificar e avaliar as implicações dos métodos de separação de misturas utilizados nos sistemas produtivos.
- Elaborar procedimentos experimentais baseados nas propriedades dos materiais, objetivando a separação de uma ou mais substâncias presentes em um sistema.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Substâncias e misturas.
- Número de fases de um material.
- Misturas homogêneas e misturas heterogêneas.
- Misturas eutéticas e misturas azeotrópicas.
- Separação das misturas homogêneas e heterogêneas.

Comentários e sugestões

Inicie o assunto listando com os alunos alguns materiais presentes no cotidiano e fazendo-os tentar diferenciá-los em misturas e substâncias. Se for possível, leve alguns materiais para classificar para a sala de aula. A partir dessa classificação inicial, defina esses dois conceitos de uma forma bem simples, sem se preocupar com fórmulas, somente verificando com seus alunos a composição, ou seja, se é formado por um único componente ou mais. É interessante, neste momento, mencionar que substâncias e misturas apresentam diferenças nas propriedades, tais como densidade, temperaturas de fusão e de ebulição, entre outras.

Para diferenciar materiais homogêneos e heterogêneos dê exemplos bem simples, tais como água + óleo; água + açúcar dissolvido; água + areia + serragem; água + álcool etílico + cubos de gelo, para que os alunos utilizem como critério de diferenciação somente o aspecto visual.

Compare e analise com seus alunos os gráficos da temperatura em função do tempo das misturas azeotrópicas e das misturas eutéticas presentes no box **Curiosidade** com misturas que não são desses tipos.

A representação gráfica é um método muito utilizado em Química. Por isso é importante que os alunos resolvam

os exercícios que envolvam construções de gráficos e saibam interpretá-los.

Caso a escola apresente recursos digitais disponíveis, convide seus alunos para assistir ao vídeo *Tratamento de água* disponível em: <www.youtube.com/watch?v=-P2ShcHsEGTs> (acesso em: 5 fev. 2016). O vídeo tem duração de 9min8s e apresenta de uma maneira bem simples a forma com que o tratamento de água é realizado com técnicas de separação de misturas; além disso, informa sobre maneiras de economizar água. Depois de apresentado o vídeo, questione e inicie uma discussão sobre as possíveis técnicas que são utilizadas no tratamento de água e qual sua importância para a sociedade. No decorrer da conversa, outras técnicas podem ser mencionadas, tais como destilação simples e fracionada, separação magnética, entre outras. É importante enfatizar que cada técnica é utilizada para um tipo de mistura específica. Por exemplo: a destilação fracionada é utilizada para separar mistura homogênea de materiais líquidos. Na seção **Cotidiano do Químico** da página 63 há figuras dos materiais envolvidos na filtração comum e a vácuo. É interessante mostrar aos seus alunos e explicar a principal diferença entre as duas.

Em uma próxima aula, peça aos alunos que resolvam numa folha alguns exercícios da página 64 e entreguem no final da aula como uma forma de avaliar o conhecimento sobre o assunto deste capítulo.

Conversa com o professor

Ultramicroscópio

O ultramicroscópio difere do microscópio comum pela forma especial de iluminar a amostra, permitindo que ela seja observada sobre um fundo escuro. Nesse aparelho, a iluminação é feita lateralmente (quase perpendicularmente ao eixo óptico), de modo que só chegam ao observador os raios de luz difundidos pela amostra examinada, o que permite a observação de partículas extremamente pequenas. O princípio de funcionamento de um ultramicroscópio é baseado no denominado efeito Tyndall, o fenômeno que permite que se vejam, em um ambiente em penumbra, as partículas de poeira dispersas no ar, quando iluminadas por um feixe de raios solares que se propagam em um plano perpendicular ao eixo de visão do observador. Nesse caso, as partículas de poeira se tornam visíveis porque dispersam a luz que incide sobre elas em todos os sentidos. No ambiente em penumbra, o observador não recebe diretamente a luz solar, mas a luz dispersa pelas partículas, que passam a funcionar como “espelhos ou satélites microscópicos”.

As partículas dispersas em gases ou em líquidos atuam da mesma forma e por isso podem ser observadas ao microscópio eletrônico com grande ampliação e perfeição de detalhes, permitindo, inclusive, a medição de suas dimensões.

Ultracentrífuga

A centrífuga comum, usada no cotidiano de um laboratório de Química ou de um laboratório de análises clínicas, consta de uma série de suportes onde são colocados tubos de ensaio contendo a mistura para ser submetida a uma rotação acelerada. A força centrífuga, obtida pela rotação acelerada dos tubos de ensaio, empurra a parte sólida (o disperso) para o fundo do tubo, enquanto a parte líquida (o dispersante) fica limpa, sobre o sólido depositado.

Sistema metaestável

Provavelmente o aluno já passou pela seguinte situação: foi retirar uma garrafa de refrigerante do congelador, e a bebida, que inicialmente estava líquida, começou a cristalizar bem diante de seus olhos. Por que isso acontece?

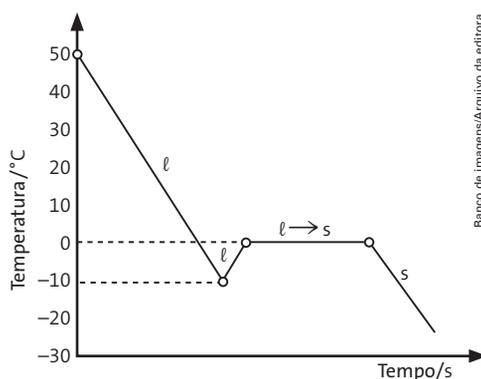
Nas mudanças de fase de agregação em que há perda de energia térmica (condensação, solidificação), pode ocorrer eventualmente um retardamento no fenômeno, ou seja, a mudança de fase pode não acontecer na temperatura esperada. Por exemplo, a água pode ser resfriada até $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ (sob pressão de 1 atm) sem que ocorra a solidificação. É o que chamamos de sistema metaestável ou equilíbrio metaestável.

Esse equilíbrio só ocorre quando há **ausência de pontos de nucleação** do sistema.

E o que é isso? Pontos de nucleação são sujeirinhas ou ranhuras no plástico ou no vidro que formam um lugar para os cristais de água “se apoiarem” e começarem a crescer quando a temperatura atinge $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (temperatura de solidificação da água sob pressão de 1 atm).

Mas se a garrafa de refrigerante não tiver nenhum ponto de nucleação, ao ser colocada no congelador, sua temperatura pode descer abaixo do ponto de solidificação ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$) sem que a água presente na bebida cristalize (passe para o estado sólido).

Contudo, ao pegarmos essa garrafa, perturbamos o equilíbrio metaestável com o movimento e fornecemos calor ao líquido de forma brusca, iniciando a solidificação da bebida.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Na passagem da água do estado líquido para o sólido, a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, ocorreu um resfriamento abaixo dessa temperatura em que a água permaneceu no estado líquido. Quando o sistema sofre uma perturbação, a temperatura sobe para $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, e a água imediatamente se cristaliza.

Resolução dos exercícios

- São corretos os itens: 02, 04, 16 e 32. Resposta: 54.
 - Errado, em ambos os sistemas as substâncias encontram-se em uma única fase, a sólida.
 - Errado, pois o gráfico II é característico de substâncias simples, porque apresenta patamares bem definidos.
- O material A está sofrendo um aquecimento e é uma mistura comum (o gráfico não apresenta nenhum patamar). O material B está sofrendo um resfriamento e é uma substância (o gráfico apresenta dois patamares). O material C está sofrendo um resfriamento e é uma mistura eutética (o gráfico apresenta um patamar na solidificação). O material D está sofrendo um resfriamento e é uma mistura azeotrópica (o gráfico possui um patamar na condensação).
- Alternativa e.
- Alternativa d.
A água mineral é uma mistura homogênea (solução).
- Alternativa c.
O leite é um sistema heterogêneo, mais precisamente uma dispersão coloidal.
- Alternativa c.
Existem 3 fases, pois a $356,7\text{ }^{\circ}\text{C}$ inicia-se o processo de ebulição do Hg, assim tem-se Hg no estado líquido, Hg no estado de vapor e Ag no estado líquido.
- Essa afirmação só é válida se a substância se apresentar em uma única fase de agregação. Um sistema contendo uma substância mudando de fase de agregação pode ser bifásico ou trifásico.
Por exemplo: um sistema contendo gelo (água sólida), água líquida e vapor de água é trifásico.

8 Alternativa a.

O sistema contém quatro fases: fase água com cloreto de sódio dissolvido + cloreto de sódio não dissolvido + gelo + gases nitrogênio e oxigênio dissolvidos entre si. O sistema contém quatro componentes: água + cloreto de sódio + nitrogênio + oxigênio.

9 0. II – A água do mar é uma mistura.

- I – O bronze é uma solução sólida (uma mistura homogênea).
- I – O etanol é uma substância (álcool etílico).
- II – O oxigênio é uma substância.
- I – O ar contém aproximadamente 78% de nitrogênio e 20% de oxigênio.

10 Alternativa d.

11 Alternativa b.

As substâncias apresentam constantes físicas definidas.

12 Alternativa d.

13 Resposta pessoal.

14 Alternativa c.

15 Alternativa a.

Na etapa A é feita uma filtração grosseira da água na medida em que ela entra na ETA. Na etapa C é feita a decantação dos flóculos formados pela ação dos agentes químicos adicionados na etapa anterior e na etapa E é feita a cloração que irá garantir a potabilidade da água, eliminando os agentes patogênicos.

16 Alternativa c.

O processo de floculação consiste na adição de produtos químicos que promovem a aglutinação e o agrupamento das partículas a serem removidas, tornando o peso específico das mesmas maiores que o da água, facilitando a decantação.

- 17 Alternativa d.
- 18 A soma é 127. Todas as alternativas estão corretas (01 + 02 + 04 + 08 + 16 + 32 + 64).
- 19 Alternativa e.
Todas as alternativas (I, II e III) estão corretas.
- 20 Alternativa a.
O produto final resultante da ação de bactérias no processo digestório dos ruminantes é a geração de gás metano, um dos principais responsáveis pelo agravamento e geração do efeito estufa na atmosfera.

Atividade extra

Caso não haja laboratório disponível na escola, é possível simular um funil de decantação de várias maneiras, e descrevemos a seguir uma das mais simples.

Material necessário

- 1 seringa de injeção de 10 mL (retire a agulha da seringa)
- 1 copo de vidro transparente
- 1 colher de chá de água
- 1 colher de chá de óleo de cozinha

Como fazer

Coloque a água e o óleo de cozinha no copo. Mexa bem. Puxe a mistura para dentro da seringa. Coloque a seringa na posição vertical apoiada dentro de um copo. Aguarde alguns instantes e os componentes irão se separar espontaneamente. O menos denso por cima e o mais denso por baixo. Empurre o êmbolo cuidadosamente de modo que todo o componente mais denso (a água) seja expulso da seringa, sendo recolhido em um copo, ficando apenas o menos denso (o óleo), que pode ser despejado em outro recipiente.

Compreendendo o mundo

Aqui encerramos a Unidade 1. A ideia é fazer um balanço do que foi assimilado, avaliar se o conhecimento adquirido fez alguma diferença na vida dos alunos.

Unidade 2 – Oxigênio e ozônio

O tema central dessa unidade são o oxigênio e o ozônio. Partindo dessas duas substâncias é possível discutir e apresentar vários conceitos necessários para o aprendizado do aluno, tais como: equações químicas, substâncias simples e compostas, elemento químico, leis ponderais, leis volumétricas, modelos, moléculas, notações químicas, fórmulas e alotropia. A questão do ozônio presente na troposfera e na estratosfera é explorada e, com isso, pode-se então conduzir a questão de que uma substância só é poluente quando está no lugar errado e numa concentração acima do limite aceitável (o que é uma característica particular de cada substância).

Como justificar para o aluno a importância do que ele vai aprender agora?

O objetivo dessa unidade é apresentar os conceitos fundamentais da Química: átomos, moléculas, substâncias simples, substâncias compostas, fórmulas químicas, equações químicas, massa atômica, mol, entre outros.

Esse conhecimento é importante porque tudo o que o aluno vai estudar a seguir depende dele.

Acreditamos que o primeiro passo para que o aluno compreenda todos esses conceitos e incorpore esse conhecimento é fazê-lo entender como e de que forma eles foram construídos. Caso contrário estaremos transmitindo apenas uma informação, e não um conhecimento, não é mesmo?

Por isso, nessa unidade queremos conduzir o aluno a descobrir – como em um romance cheio de suspenses e reviravoltas – todos os passos que os cientistas deram até formularem os conceitos químicos que conhecemos hoje.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Seguindo a lógica da construção do conhecimento, queremos, logo no início dessa unidade, mostrar como os cientistas começaram a classificar as substâncias em simples e compostas. Para isso, usamos as reações químicas.

Note que não pretendemos estudar os diferentes tipos de reações químicas (ainda não é o momento), mas apenas mostrar que a matéria se transforma, que duas matérias diferentes podem se transformar em uma só ou que uma única matéria pode se transformar em duas outras e que foi essa observação que gerou a classificação das substâncias.

A diferença entre substâncias simples e compostas leva ao conceito de elemento químico. Com base nesses conceitos e na busca de compreender o fenômeno da combustão, os cientistas chegaram a duas leis fundamentais que fizeram da Química uma ciência: a lei da conservação das massas e a lei das proporções constantes.

O modelo atômico que Dalton elaborou baseado em antigas teorias gregas passou a ser usado para explicar essas leis, as reações químicas e os fenômenos conhecidos até então. E o conceito de átomo foi adotado. Nessa época, a fórmula da água era apenas HO. E fazia sentido.

Mas para “desconforto geral”, Gay-Lussac estabeleceu a lei volumétrica e, segundo essa lei, a fórmula da água não podia ser HO. Outras contradições começaram a surgir. Formou-se um impasse cuja solução foi proposta por Avogadro, que introduziu o conceito de molécula mostrando que água é mesmo H₂O.

Note, porém, que, ao seguir os passos dos cientistas na elaboração desses conceitos, não usamos as notações químicas que conhecemos hoje (porque eles não as usavam).

O desenvolvimento e o estudo das leis ponderais e volumétricas ocorreram sem a utilização das notações químicas. Elas surgiram como uma necessidade para os cientistas

da época. Seguindo esse mesmo percurso, esperamos que elas surjam também como uma necessidade para os alunos (no Capítulo 5), e não como algo imposto (é isso que dá à Química a fama de matéria decorativa).

Com base em todo esse conhecimento, estudamos a teoria atômico-molecular, os conceitos de massa atômica, massa molar, volume molar, mol e os princípios da estequiometria. Aprendemos também como as fórmulas das substâncias são determinadas hoje em dia e finalizamos com o estudo dos casos mais importantes de alotropia.

Capítulo 4 – Transformações da matéria

Este capítulo apresenta a interpretação das equações químicas, identificando seus reagentes e produtos e mostrando as dúvidas e os problemas enfrentados durante a História na tentativa de desvendar a constituição da matéria.

Também são apresentadas as etapas envolvidas para a criação de um modelo científico. Além disso, apresenta como o modelo de Dalton contribuiu para as leis ponderais e como o conceito de molécula proposto por Avogadro podia solucionar as contradições entre a teoria atômica de Dalton e as leis volumétricas de Gay-Lussac determinadas experimentalmente e, mesmo assim, a comunidade científica demorou cerca de 50 anos para se dar conta disso (leia o texto sobre o trabalho de Avogadro na seção **Conversa com o professor** da página 35 destas orientações).

Objetivos

- Descrever as reações químicas em forma de linguagem discursiva.
- Conhecer a evolução das ideias referentes à constituição da matéria ao longo da História.
- Distinguir e compreender as substâncias simples e compostas.
- Compreender e utilizar a conservação da massa nas transformações químicas (lei de Lavoisier).
- Compreender e utilizar a proporção de reagentes e produtos nas transformações químicas (lei de Proust).
- Calcular quantidades dos participantes de uma reação utilizando as leis de Proust e de Lavoisier.
- Reconhecer que a ciência Química está em constante transformação.
- Definir substâncias simples, substâncias compostas e misturas baseado no conceito de moléculas.
- Entender o que são modelos e como o modelo de Dalton foi utilizado para explicar as leis ponderais.
- Conhecer as leis volumétricas e constatar os conflitos que surgiram entre as observações de Gay-Lussac e a teoria de Dalton.
- Contextualizar e analisar a contribuição dos modelos para evolução da Química.

- Resolver problemas a partir de dados experimentais utilizando a lei das proporções volumétricas de Gay-Lussac e a hipótese de Avogadro.
- Compreender a simbologia e os códigos da Química.
- Representar as substâncias a partir de códigos.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Reações químicas: reagentes e produtos.
- Reações químicas: síntese e decomposição.
- Substâncias simples × substâncias compostas.
- As leis de Lavoisier e de Proust.
- Modelo e suas etapas.
- As leis de proporções volumétricas de Gay-Lussac.
- Hipótese de Avogadro.
- Moléculas.
- Conceitos de substâncias simples, substâncias compostas e misturas.

Comentários e sugestões

Ainda neste momento, as reações químicas serão abordadas somente numa linguagem discursiva, sem o uso de fórmulas. As reações químicas foram apresentadas antes dos átomos e moléculas propositalmente, com a função de mostrar aos alunos que esse conceito já vinha sendo estudado antes mesmo da descoberta dos átomos. Nessa ordem de abordagem dos conteúdos, haverá melhor compreensão sobre o conceito de reações químicas.

Para iniciar a aula, relembre com os alunos o **Experimento do Capítulo 2**: Indícios de transformações químicas (página 40), caso tenha sido realizado, mencionando o nome das substâncias que foram consumidas e formadas e assim identificando os reagentes e produtos. Utilizar as reações químicas de um experimento é um excelente exemplo para apresentar as massas das substâncias envolvidas correlacionando a lei de Lavoisier e de Proust.

Substâncias simples e compostas são definidas em uma linguagem discursiva com base nas reações de decomposição. Primeiramente apresente a seus alunos as reações de decomposição e síntese e, em seguida, defina os dois tipos de substâncias.

Nesta etapa é importante que o aluno reconheça que a Química, como ciência, está em constante mudança e que um modelo pode ser aceito em determinado momento, e, depois de certo tempo, outros podem vir a substituí-lo. Ou seja, nunca está pronto e acabado, mas está em constante transformação. Um bom exemplo disso é discutir com os alunos as ideias referentes à constituição da matéria.

É importante que os alunos resolvam exercícios para calcular as quantidades de reagentes e produtos participantes de uma reação química. Para determinar certas

quantidades é interessante que o aluno entenda a ideia de proporção. Proponha que os exercícios sejam resolvidos em grupo. A supervisão do professor é importante para ajudar a sanar as possíveis dúvidas dos alunos.

Como reações de combustão são reações químicas estudadas no Volume 2, em Termoquímica, e já foram abordadas superficialmente no Capítulo 2, fica a critério do professor discutir e realizar a atividade experimental nessa aula, ou no momento que achar mais conveniente. Essa abordagem inicial, no entanto, irá fortalecer a aprendizagem em aulas posteriores.

Experimento

Combustão na balança de pratos

Construção de uma balança de pratos

Material necessário

- 1 metro de fio de arame grosso (que não se enverga facilmente com as mãos) à venda em loja de material de construção
- 3 metros de fio de cobre bem fininho, à venda em loja de materiais elétricos
- 2 pratos de alumínio (que os restaurantes utilizam para vender comida para viagem) à venda em lojas de embalagens
- 1 pedaço de barbante grosso para suspender a balança em um lugar alto (uma trave de madeira no teto, uma viga de concreto no pátio, um lustre, um porta-chapéus, um varal, etc.)
- uma trena
- alicate de corte
- alicate de bico
- papel
- palha de aço
- caixa de fósforos

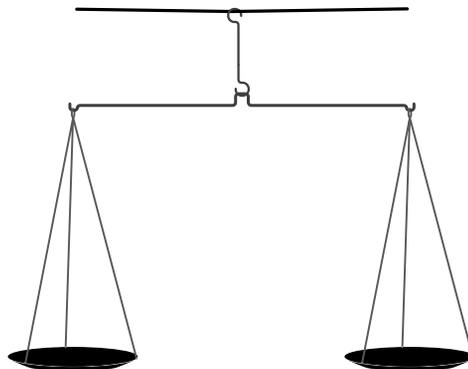
Como fazer

Para fazer o travessão da balança, meça com a trena (se necessário) 1 metro de fio de arame grosso e corte com o alicate. Estique o fio com a ajuda do alicate de bico e meça o centro. Ainda utilizando o alicate de bico, torça o arame nesse ponto central para fazer uma saliência curva. Verifique se os dois lados do fio, antes e depois da saliência, ficaram com o mesmo comprimento. Acerte, se necessário, e encurve levemente as extremidades do fio.

Corte 6 pedaços de 50 cm cada, de fio de cobre. Faça três furos equidistantes em cada prato de alumínio e amarre um fio de cobre em cada furo. Junte as pontas dos fios de cobre (três para cada prato) e prenda-os juntos, em uma das extremidades do travessão.

Explique para o aluno que o arame precisa ser grosso para não curvar com o próprio peso, precisa ter pelo menos um metro de comprimento para que a balança tenha a sensibilidade necessária e que, quanto mais reto o travessão, maior

a sensibilidade da balança. Um formato curvo de travessão (desses que estamos acostumados a ver em ilustrações) provoca uma diminuição na sensibilidade da balança. O formato reto torna a balança mais sensível. (Veja ilustração a seguir.)



Alex Argenteo/Arquivo de editora

Faça um suporte triangular de cada lado do travessão, interligando os três fios que sustentam cada prato da balança com pedaços de arame. É nesse suporte que você irá fazer a combustão do papel e da palha de aço e não diretamente em cima do prato (para garantir que a diferença de massa observada na combustão esteja relacionada apenas à queima do material que está sendo investigado).

Pendure o travessão pela saliência central em um lugar alto e verifique se a balança está equilibrada. Teste a sensibilidade da balança, coloque um palito de fósforo em um dos pratos e verifique se ela pende para esse lado. Tudo certo? Então vamos começar o experimento.

Pegue um pedaço de papel e coloque-o cuidadosamente sobre um dos suportes acima do prato da balança. Equilibre a balança colocando palitos de fósforo, um a um, no prato da extremidade oposta.

Antes de acender o palito de fósforo e queimar o papel, peça que os alunos façam previsões acerca do que irá acontecer (para que lado a balança irá pender após o papel ter queimado).

Acenda o palito de fósforo e queime o papel. A balança irá pender para o lado dos palitos de fósforo. Como se trata de um sistema aberto, a queima do papel faz o lado do prato no qual o papel foi queimado “subir” já que os produtos formados são gasosos.

Repita o procedimento utilizando um pedaço de palha de aço no lugar do pedaço de papel. Peça novamente que os alunos façam previsões e, inclusive, que justifiquem suas previsões. Queime então a palha de aço. A balança irá pender para o lado da palha de aço queimada, pois os produtos formados são todos sólidos (óxidos de ferro) e o lado do prato em que a palha de aço foi queimada irá “descer”.

Caso o professor não encontre o fio de cobre fininho para prender os pratos de alumínio, pode utilizar um cabo de cobre (constituído de vários fios de cobre entrelaçados), que precisará ser desencapado com a ajuda de um estilete.

Os pratos de alumínio podem ser substituídos por pratos de papelão, desses de aniversário. Também é possível utilizar um pedaço de arame para fazer um suporte para o travessão da balança (nós fizemos isso).

Guarde a balança, pois voltaremos a utilizá-la no experimento da página 40.

Investigue

1. Como se trata de uma investigação, qualquer resposta devidamente justificada deve ser considerada correta

(o aluno a princípio ainda não conhece a lei de Lavoisier). Assim, se ele disser que a massa dos produtos é menor que a massa dos reagentes porque a balança “subiu”, a resposta está correta, pois foi isso que ele observou. Talvez algum aluno diga que as massas de reagentes e produtos são iguais e que a balança somente subiu porque a queima foi feita em ambiente aberto. Independentemente do que ouvir, não dê uma resposta definitiva ainda. Deixe-os pensando sobre o assunto.

2. Mesmo raciocínio da questão anterior.

Conversa com o professor

Ciência e sociedade

Chame a atenção dos alunos para o fato de que muitas vezes a ciência é construída para atender aos anseios de uma sociedade (principalmente de seus dirigentes), nem que para isso ela tenha que ser construída sobre hipóteses erradas e alicerces falsos. Observe a frase: “Qualquer teoria nova somente se tornará geralmente aceita pela comunidade científica se esta for apta não somente a explicar as observações já feitas pelos cientistas, mas também a prever os resultados de novos experimentos ainda não realizados. Este teste rigoroso de ideias científicas novas é o fator-chave para distinguir ciência de outras áreas de aspiração intelectual, tal como história de eventos econômicos ou mesmo pseudociência, como astrologia”.

ALMEIDA, Wagner B. de. Introdução à estrutura da matéria. *Cadernos temáticos de Química Nova na Escola*. n. 4, maio, 2001.

A teoria do flogístico

Na tentativa de explicar o fenômeno que observamos no experimento da página 81, o cientista alemão Georg Ernst Stahl (1660-1734) criou a teoria do flogístico, com base nas ideias de Johann Joachim Becher (1635-1682), outro cientista alemão, que retomou em 1669 o conceito grego de que, quando ocorre combustão, “alguma coisa” é liberada.

Pela teoria de Stahl, algumas espécies de matéria continham flogístico, um princípio comum inflamável presente apenas nos materiais combustíveis. Um material que não queima não contém flogístico.

Essa teoria foi universalmente aceita por muito tempo porque não havia nenhuma outra forma de sistematizar muitos fatos conhecidos naquela época nem de resolver novos problemas que surgiam (o oxigênio ainda não havia sido descoberto). Assim, qualquer contradição que aparecesse era contornada para tentar mantê-la.

Acompanhe a seguir seus quatro pontos básicos:

I. Para explicar, por exemplo, a queima da madeira ou a oxidação do metal, Stahl desenvolveu o seguinte

raciocínio: quando um material combustível é queimado, ou um metal sofre oxidação (reage com o oxigênio), o flogístico volatiliza, deixando um resíduo sólido (o óxido). A combustão é a decomposição de um material em óxido e flogístico. Exemplo:



Dessa forma, um material que sofre combustão, produzindo uma pequena quantidade de resíduo sólido, como o papel ou o carvão vegetal, é constituído basicamente de flogístico puro.

II. O ar é necessário durante uma combustão porque o flogístico não pode simplesmente desaparecer durante esse fenômeno.

O flogístico precisa se misturar com o ar ou com alguma parte dele. Se não houver ar presente, a combustão cessa porque não há nada com o que o flogístico possa se misturar. Quando cobrimos uma vela acesa de maneira a impedir completamente a circulação de ar, a vela se apaga. A combustão cessa porque o flogístico que compunha o material da vela que estava queimando foi para o ar, e assim o ar ficou saturado de flogístico. Um volume limitado de ar comporta apenas certa quantidade de flogístico. Nesse volume não é possível adicionar mais nenhuma quantidade de flogístico, pois ele já está saturado, e a combustão é interrompida.

III. Para explicar, por exemplo, como os metais eram obtidos de seus minérios, Stahl desenvolveu o seguinte raciocínio: é possível adicionar flogístico a um material incombustível – como um minério ou óxido metálico – por meio de sua calcinação junto a um material rico em flogístico – como o carvão. Por isso, a calcinação de um óxido metálico ou minério na presença de carvão (redução do minério), por exemplo, produz metal.



IV. O aumento de massa que ocorre quando um metal sofre combustão, corrosão ou “enferrujamento” (processo de oxidação, visto no item I) foi atribuído por Stahl à extrema “leveza” do flogístico.

Ao contrário de qualquer material, o flogístico não é atraído pela Terra, mas sim repellido por ela. Portanto, quanto mais flogístico um material tiver, mais leve ele será; já se um material perde flogístico, ele se torna mais pesado. Por exemplo, o metal contém mais flogístico que o óxido, portanto a massa do metal é menor que a do óxido formado depois da perda do flogístico.

metal	→	óxido do metal	+	flogístico
com flogístico		sem flogístico		
massa menor		massa maior		

Alguns químicos chegaram a sugerir que o flogístico teria massa negativa, porém isso entrava em conflito com o fato de que, por exemplo, um pedaço de papel perde massa quando é queimado.

Na realidade, o fenômeno da queima de materiais, como papel, carvão e madeira, nunca chegou a ser explicado satisfatoriamente pela teoria do flogístico, pois o resultado era contraditório com aquele verificado na queima dos metais. Essa contradição abalou a teoria do flogístico e acabou levando ao abandono das ideias de Stahl.

papel	→	resíduos sólidos	+	flogístico
com flogístico		sem flogístico		
massa menor		massa menor que a inicial (?)		

Em meados do século XVIII começou a ocorrer a introdução de métodos precisos de investigação, originados dos trabalhos de alguns químicos, como o russo Mikhail Vasilyevich Lomonosov (1711-1765) e o francês Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794).

As leis ponderais, que veremos a seguir, são quantitativas, referentes às massas das substâncias que participam de uma reação química. Ao serem descobertas, deram início à chamada Química moderna.

O texto a seguir pode ajudar o professor a orientar o trabalho dos alunos.

No século XVII surgiu uma nova forma de observar a natureza. Os chamados filósofos naturais, estudiosos da natureza e seguidores das ideias do filósofo inglês Francis Bacon (1561-1626), começaram a explicar os fenômenos não mais como faziam os alquimistas, concebendo o Universo como um organismo vivo, mas considerando tudo como parte de uma imensa máquina. (Um dos princípios da doutrina mecanicista é negar qualquer explicação mágica para os fenômenos naturais.) Por exemplo, para explicar o movimento dos ponteiros de um relógio de pêndulo, precisamos observar que esses ponteiros estão ligados a engrenagens que, por sua vez, estão conectadas a uma mola que é articulada conforme o movimento do pêndulo.

Para os filósofos naturais, o estudo de um fenômeno da natureza deveria seguir um enfoque semelhante: procurar

A ciência não é neutra

Caso haja tempo disponível, após o experimento, explique a teoria do flogístico mostrando como ela tentava explicar os fenômenos observados, mostre as incoerências que apareciam e dê destaque para a frase:

“A teoria do flogístico foi universalmente aceita por muito tempo porque não havia nenhuma outra forma de sistematizar muitos fatos conhecidos naquela época nem de resolver novos problemas que surgiam (o oxigênio ainda não havia sido descoberto). Assim, qualquer contradição que aparecesse era contornada para tentar mantê-la.” Mostrando que é assim mesmo que se constrói ciência.

Antes de entrar na lei da conservação da massa, discuta com os alunos que tal lei já havia sido determinada 13 anos antes pelo químico russo Mikhail Vasilyevich Lomonosov e que não teve impacto por não ter sido divulgada no resto da Europa (centro científico do século XVIII).

Da mesma forma atualmente, nenhum estudo ou descoberta tem impacto (em termos mundiais) se não for publicado em inglês.

Discuta com eles sobre a ciência que aprendemos e a que existe entre os povos de todo o mundo. Destaque a ciência construída pelas tribos indígenas, pelos povos orientais e a nossa falta de acesso a esse conhecimento devido à barreira da língua.

Comente também sobre a “mania” de destacar o tempo todo que tal pessoa de tal nacionalidade fez determinada descoberta “primeiro”. Mostre que as descobertas surgem dentro de um contexto histórico que as favorece e que, para a humanidade como um todo, a informação de quem fez melhor ou fez primeiro não tem utilidade. Quem divulga tal informação, ao contrário, pode estar querendo utilizá-la como forma de exercer seu poder sobre os demais.

na própria natureza as “peças da engrenagem” que provocam o fenômeno, tentando imaginar como estão conectadas. Essa abordagem do Universo como máquina ficou conhecida como “mecanicismo”.

Alguns estudiosos da história da Química defendem a ideia de que a Química não se originou da alquimia, mas surgiu como um movimento diferenciado, a partir do século XVII, com a figura marcante de Robert Boyle e seus estudos de base “mecanicista”.

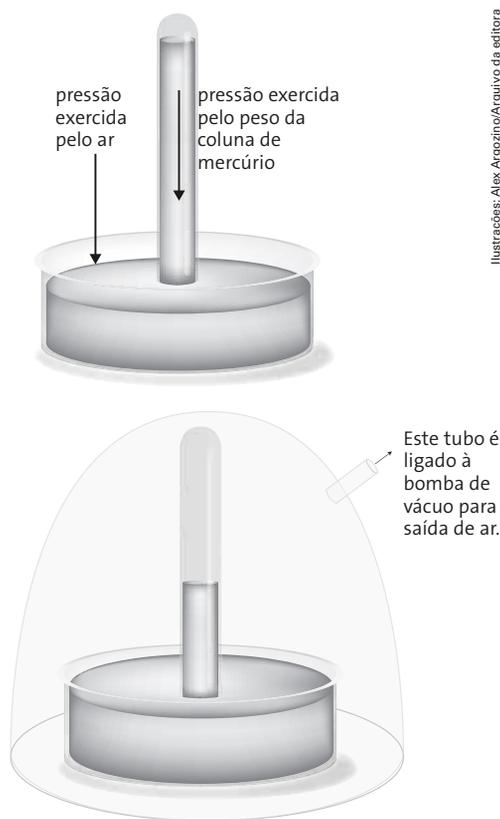
Robert Boyle nasceu no castelo de Lismore, na Irlanda, em 25 de janeiro de 1627. Em 1645, foi morar no castelo de Dorset, na Inglaterra, dedicando-se à Teologia e à Química. Interrompia os estudos apenas para procurar, pela Europa, novos aparelhos para suas experiências. Também estudou anatomia quando esteve na Irlanda.

A Química passou a consumir a maior parte de seu tempo e interesse quando começou a procurar um conceito mais

preciso de elemento, que ele mesmo havia definido como “os corpos mais simples que constituem os corpos complexos e aos quais finalmente se chega decompondo estes últimos”.

Assim, Boyle preparou o terreno para as pesquisas de Lavoisier e de Dalton.

Nessa mesma época, o físico Otto von Guericke (1602-1686) inventou a bomba de vácuo ou bomba pneumática, um aparelho operado com as mãos para extrair o ar dos recipientes, que permitiu a realização de experimentos extraordinários, além do controle, em laboratório, da pressão exercida pelo ar. Boyle interessou-se muito pelo invento e em 1656 foi para Oxford, onde construiu uma bomba pneumática para suas experiências. Com ela, Boyle tentou aumentar o vácuo no tubo de Torricelli, aumentando o espaço entre a superfície de mercúrio e a parte superior do tubo. Para isso, introduziu a aparelhagem de Torricelli no interior de uma cúpula de vidro conectada a uma bomba de vácuo.



Rarefazendo o ar no interior da cúpula de vidro, ou seja, reduzindo a pressão do ar exercida sobre a superfície do mercúrio da cuba, constatou que o nível do mercúrio no tubo baixava; o efeito era tanto mais intenso quanto maior o vácuo criado. A partir daí, toda a pesquisa de Boyle foi desenvolvida no sentido de estabelecer uma relação entre a pressão de um gás e o volume que ele ocupa. Sua obra *New Experiments* (Novas experiências físico-mecânicas a respeito das molas pneumáticas e seus efeitos), publicada em 1660, consagrou Boyle aos 33 anos como físico e filósofo.

Nesse ano foi fundada a Royal Society (Real Sociedade de Londres para o Conhecimento Natural), a primeira sociedade científica da Grã-Bretanha e uma das primeiras do mundo.

A história da Royal Society é bastante distinta das histórias das demais sociedades que conseguiram vingar nessa época porque possuía independência financeira, ou seja, os fundos necessários para as pesquisas eram fornecidos pelos próprios participantes. Isso implicou um início modesto, mas a não vinculação efetiva ao Estado concedeu a essa sociedade a liberdade necessária para desenvolver trabalhos científicos independentemente dos problemas políticos e sociais que ocorressem dentro ou fora da Inglaterra (que não eram poucos).

Os trabalhos de Boyle sobre o conceito de elemento, bem como uma severa crítica às concepções dos alquimistas e aos ensinamentos referentes à transmutação dos metais, resultaram na sua obra mais famosa: *The Sceptical Chemist* (*O químico cético*), um livro publicado em 1661. (O prefixo *alchemy* foi eliminado por Boyle e o campo ficou a partir daí conhecido como Química.)

The Sceptical Chemist é um livro em forma de diálogo platônico, muito comum naquela época, em que o debate da Química entre as diversas partes interessadas (aristotélicos, alquimistas e filósofos naturais) tornou popular a posição de Boyle, que, entre outras coisas, argumentava haver uma explicação racional para o comportamento da matéria que poderia ser provada experimentalmente.

Boyle afirmava isso com a nova teoria de que toda matéria era formada por pequenas partículas que ele chamava de corpúsculos.

Em 1662, publicou uma segunda edição de *New Experiments*, na qual divulgou a conclusão de seus trabalhos com a bomba de vácuo e o que atualmente conhecemos por lei de Boyle: o volume de um gás é inversamente proporcional à sua pressão (quando a pressão aumenta, o volume diminui na mesma proporção e vice-versa), desde que a temperatura seja mantida constante.

Em 1664, Boyle publicou *Experiências e considerações a respeito das cores*, a primeira descrição dos indicadores químicos. Ele descobriu que todos os ácidos tornam azul o xarope da violeta vermelha, e todas as bases o tornam verde.

Em 1690 publicou *O cristão virtuoso*, onde declara que o principal dever religioso é o estudo da natureza. Em 30 de dezembro de 1691, Boyle faleceu em Londres, aos 64 anos. Em 1692 foi publicado o livro póstumo *História geral do ar*, em que Boyle descreve o calor como resultado de um aumento do movimento das partículas de um gás. Os métodos e a filosofia científica de Boyle forneceram a base para os estudos científicos das gerações seguintes.

Fontes de pesquisa: PORTO, Paulo Alves. *Van Helmont e o conceito de gás: Química e Medicina no século XVII*. 1995. São Paulo: Educ, Enciclopédia Ciência Ilustrada Abril Cultural. Victor Civita (Editor). v. 7. 1971.

Na sequência, comece discutindo com os alunos sobre “O que é um modelo?”. Escreva no quadro de giz as principais ideias dos alunos a respeito desse assunto.

Posteriormente, como exemplo de modelo utilizado na Química, aborde o proposto por Dalton.

Para que os alunos compreendam com mais clareza a lei volumétrica de Gay-Lussac, realize o experimento da página 91: Eletrólise da água. O conhecimento dessa lei pode ser construído por meio das observações dessa atividade experimental.

O conceito de moléculas nessa aula é feito a partir de modelos, sem a utilização de fórmulas. Nessa etapa, o professor deve informar que as “bolinhas” são apenas representações e que são utilizadas por motivos didáticos para facilitar o aprendizado.

Para conceituar substâncias simples e compostas e misturas partindo da ideia de moléculas, sugerimos o experimento a seguir.

Atividade extra

Material necessário

- 15 bolinhas de isopor (pelo menos de dois tamanhos diferentes)
- 10 palitos de dente
- 1 canetinha colorida

Como fazer

Utilizando as bolinhas de isopor, monte modelos que representam moléculas utilizando os palitos de dente para a conexão das bolinhas. Sugere-se que sejam montadas “moléculas” com, no máximo, três bolinhas e dois tamanhos diferentes, parecidas com os sistemas que estão no livro (páginas 96 e 97).

Faça um círculo com os alunos e peça que em grupos de três a cinco se direcionem ao centro e identifiquem se os modelos das moléculas feitas de isopor correspondem a substâncias simples, compostas ou misturas. À medida que os grupos estiverem no centro, os outros alunos poderão ir anotando em seus cadernos as “moléculas” que estão sendo representadas.

Conversa com o professor

Avogadro

O meio científico, como em qualquer outra área de estudo ou de trabalho, está sujeito à vaidade humana, ao preconceito e suas consequências.

Um exemplo disso é o trabalho de Avogadro, que foi ignorado por quase 50 anos, provavelmente porque ele não fazia parte do grupo de “químicos de elite” de sua época.

Certifique-se de que nesta atividade todos os alunos participem, ou seja, para cada sistema que irão classificar, solicite a presença de outros alunos no centro do círculo.

Pode-se montar e desmontar as “moléculas” no momento da aula, trabalhando inclusive com uma quantidade menor de material do que aquela sugerida no início.

Experimento

Eletrólise da água

O objetivo deste experimento é entender a proporcionalidade dos volumes gasosos com os coeficientes de uma reação. Para essa atividade, a reação que será feita é referente à decomposição da água. Realize esse experimento com seus alunos. Faça grupos de alunos e peça a eles que escrevam a reação de decomposição da água de forma balanceada em uma folha de caderno. Em seguida, faça a correção da representação dessa reação, enfatizando os coeficientes da reação. Explique quais os materiais utilizados no experimento e também os termos ânodo, cátodo e eletrodo. Peça aos alunos que façam anotações em uma folha de caderno do que for observado. Por fim, peça a um integrante de cada grupo que leia em voz alta as observações elencadas. Partindo dessas observações, inicie a discussão e assim a ideia da proporção volumétrica pode ser construída.

Investigue

1. Sugestão: o oxigênio é produzido no ânodo (o eletrodo ligado ao polo positivo do gerador) e o hidrogênio é produzido no cátodo (eletrodo ligado ao polo negativo do gerador). O aluno pode chegar a essa conclusão observando que o volume de gás obtido no ânodo é menor do que o volume do gás obtido no cátodo.
2. Sugestão: na prática, a razão rigorosa 2 : 1 não se verifica por causa da diferença de solubilidade do oxigênio e do hidrogênio em meio aquoso: gás oxigênio = 4,89 cm³ por 100 mL de água a 0 °C e gás hidrogênio = 2,1 cm³ por 100 mL de água a 0 °C.
3. Se o aluno repetir o experimento, ele verá a formação de um gás verde no ânodo (gás cloro) e poderá concluir que está ocorrendo outro fenômeno.

O texto a seguir resume o que aconteceu.

O resultado do trabalho de Avogadro foi publicado em 1811, quando ele tinha 35 anos, no *Journal de Physique*, com o título: “Ensaio sobre um modo de determinar as massas relativas das moléculas elementares dos corpos e as proporções segundo as quais entram nas combinações”.

Porém, as descobertas de Avogadro passaram quase totalmente despercebidas, somente seus alunos davam crédito às suas ideias.

Em 1820, Avogadro tinha alcançado relativo progresso na carreira do magistério: foi nomeado professor de Matemática na Universidade de Turim pelo rei Vítor Emanuel I. Um ano depois, o rei abdicou em favor de seu irmão Carlo Felice, que acabou fechando a universidade em 1822.

Sem opção, Avogadro teve de se aposentar com o título de professor emérito, voltando a exercer a profissão de jurista. Mas seu interesse pela ciência não diminuiu, e, dez anos mais tarde, em 1834, quando a universidade foi reaberta, Avogadro recuperou a cátedra. Tinha nessa época 58 anos e exerceu o cargo por mais 16 anos. Aposentou-se definitivamente aos 74 anos. Faleceu em 1856, aos 80 anos. A notícia de sua morte saiu em pequenas notas nas revistas científicas menos importantes.

Mesmo um ano depois, durante a inauguração de um busto em sua homenagem, nenhum cientista esteve presente; apenas dois de seus ex-alunos discursaram em sua homenagem.

A monografia histórica que Avogadro publicara em 1811 ainda era desconhecida pelo mundo científico em 1860, quatro anos depois de seu falecimento. O processo de “reconhecimento” foi bastante lento porque poucos cientistas se ocuparam em verificar experimentalmente a validade de suas hipóteses.

Quem primeiro defendeu as ideias de Avogadro foi um químico siciliano, Stanislao Cannizzaro (1826-1910), durante o Congresso Internacional de Karlsruhe, em 1860. O encontro reunia os mais importantes pesquisadores de todo o mundo. O objetivo principal era resolver problemas fundamentais da Química – que Avogadro já tinha resolvido meio século antes. Discutiu-se, no congresso, como medir as massas atômicas dos elementos e como distinguir “átomos simples” de “átomos compostos”.

Eram a audiência e o tema que dariam o devido reconhecimento ao trabalho de Avogadro, se tivessem dado atenção à exposição de Cannizzaro. Acontece que tanto Avogadro, que formulara as hipóteses, como Cannizzaro, que as havia compreendido, eram nomes desconhecidos em meio aos cientistas presentes, e provavelmente por isso as ideias geniais, apresentadas com fervor, foram recebidas com total desinteresse.

Contam que no encerramento do congresso um famoso químico da época, Jean-Baptiste André Dumas (1800-1884), declarou que: “Os químicos do mundo todo devem esforçar-se por reformular os conceitos de ‘átomos simples’ e de ‘átomos compostos’”.

Para a revolta de Cannizzaro, Dumas não havia sequer percebido que essa reformulação já existia e fora apresentada por ele durante o congresso. Cannizzaro ainda tentou convencer Dumas por todos os meios, mas ele se manteve totalmente indiferente. Acontece que Dumas era um químico orgânico que, na época, lidava com compostos extraídos de organismos vivos, como proteínas, açúcares e lipídios. Tanto para Dumas como para todos os demais congressistas, a química orgânica e a inorgânica eram regidas por leis inteiramente diferentes e a proposta de que todos os fenômenos químicos podiam ser regidos por leis únicas e simples parecia absurda. Foi quando Cannizzaro entrou em ação e começou a distribuir entre os participantes do congresso uma monografia intitulada “Resumo de um curso de Filosofia Química”, já divulgada na Itália sem muito sucesso.

Alguns congressistas leram o trabalho e, a partir dele, passaram a desenvolver pesquisas. O ceticismo dos cientistas foi sendo dissipado, à medida que verificações experimentais se sucediam comprovando a exatidão das hipóteses de Avogadro. Quatro décadas se passaram até que, no final do século XIX, elas foram universalmente aceitas. Numa homenagem tardia, uma das constantes mais importantes da Química (talvez a mais importante) cujo valor recomendado atualmente pelo SI e pela IUPAC seja de $6,02214 \cdot 10^{23}$ é denominada “constante de Avogadro”.

Resolução dos exercícios

- 1 a) Reação de decomposição. O sinal de triângulo (Δ) colocado em cima (ou embaixo) da seta indica que a decomposição é feita por meio de aquecimento ou pirólise.
b) Reação de síntese. Duas substâncias diferentes reagem para formar uma única substância.
c) Reação de decomposição. O sinal “i” colocado em cima (ou embaixo) da seta indica que a decomposição ocorre por eletrólise (quebra pela passagem de corrente elétrica).
d) Reação de decomposição. O sinal de triângulo (Δ) colocado em cima (ou embaixo) da seta indica que a

decomposição é feita por meio de aquecimento ou pirólise (quebra pelo fogo).

- e) Reação de decomposição. O sinal “ λ ” colocado em cima (ou embaixo) da seta indica que a decomposição ocorre pela ação da luz.

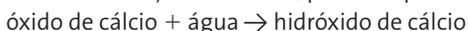
- 2 Alternativa e.

As reações de análise ocorrem quando uma única substância sofre uma reação química originando duas ou mais substâncias. As reações I, IV e V são reações de análise. Note que os produtos resultantes da reação V são monóxido de carbono e oxigênio, onde o CO é uma substância composta e o O₂ é uma substância simples. Portanto, a alternativa e é falsa.

3 São corretos os itens: 01, 02, 04, 08. Resposta: 15.

O item 08 está certo: muitas reações de análise ocorrem com absorção de energia, embora algumas ocorram com liberação de energia, como, por exemplo, a reação: iodeto de hidrogênio → iodo + hidrogênio

O item 16 está errado, porque algumas substâncias compostas sofrem reação de síntese, por exemplo:



O item 32 está errado. De fato o ozônio pode sofrer reação de decomposição formando oxigênio, mas o ozônio é uma substância simples.

4 I. Fenômeno químico.

II. Fenômeno físico.

III. Fenômeno químico.

5 Alternativa d.

Quando o papel é queimado, formam-se gás carbônico e vapor de água que abandonam o sistema (que é aberto), fazendo o prato A ficar mais leve que o B (A acima de B). Quando a palha de aço é queimada, formam-se óxidos de ferro que permanecem no sistema, fazendo o prato A ficar mais pesado que o B (A abaixo de B).

6 Pela lei de Proust concluímos a proporção em massa em que as substâncias reagem.

Exemplo: 24 g de magnésio reagem com 16 g de oxigênio formando 40 g de óxido de magnésio. A massa 48 g de magnésio é o dobro de 24 g, logo, irá reagir com 32 g de oxigênio (o dobro de 16 g) e irá formar 80 g de óxido de magnésio (o dobro de 40 g).

A massa de óxido de magnésio obtida também é encontrada pela lei da conservação da massa de Lavoisier:

$$48 \text{ g} + 32 \text{ g} = 80 \text{ g.}$$

Assim, temos: A = 32 g e B = 80 g.

Massa de magnésio C:

$$\frac{16 \text{ g de oxigênio}}{4 \text{ g de oxigênio}} = 4, \text{ então, } \frac{24}{C} = 4 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow C = \frac{24}{4} \Rightarrow C = 6$$

Massa de óxido de magnésio D:

$$\frac{16 \text{ g de oxigênio}}{4 \text{ g de oxigênio}} = 4, \text{ então, } \frac{40}{D} = 4 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow D = \frac{40}{4} \Rightarrow D = 10$$

Massa de oxigênio E:

$$\frac{360 \text{ g de magnésio}}{24 \text{ g de magnésio}} = 15, \text{ então, } \frac{E}{16} = 15 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow E = 15 \cdot 16 \Rightarrow E = 240$$

Massa de oxigênio F:

$$\frac{360 \text{ g de magnésio}}{24 \text{ g de magnésio}} = 15, \text{ então, } \frac{F}{40} = 15 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow F = 15 \cdot 40 \Rightarrow F = 600$$

Uma alternativa seria: no segundo experimento a massa de magnésio dobrou em relação ao primeiro experimento, obedecendo à lei de Proust das proporções constantes, a massa de oxigênio também dobrará (A = 32 g), bem como a massa de formação do óxido de magnésio (B = 80 g) também dobrará. No terceiro experimento a massa de oxigênio caiu quatro vezes em relação ao primeiro experimento; assim as demais massas, como a do magnésio (C = 6 g) e do óxido de magnésio (D = 10 g) também devem diminuir na ordem de 4 para manter a lei das proporções constantes. No quarto experimento a massa do magnésio aumentou quinze vezes em relação à massa do primeiro experimento; assim a massa de oxigênio (E = 240 g) e a massa de óxido de magnésio formado (F = 600 g) também devem aumentar nessa mesma proporção.

7 a) Na fumaça há substâncias no estado gasoso, como gás carbônico, monóxido de carbono e vapor de água. Há carbono finamente dividido (fuligem), que corresponde a carbono sólido. Há também pequenas gotículas de água no estado líquido. Portanto, na fumaça são encontradas substâncias nos três estados da matéria.

b) Não. Subtraindo-se da massa da madeira a massa das cinzas, não se chega à massa da fumaça. Na fumaça estão presentes substâncias que incorporaram oxigênio do ar. Esse oxigênio do ar (não computado no cálculo sugerido) contribui, portanto, para a massa da fumaça.

8 Massa de oxigênio A:

$$\frac{46 \text{ g de álcool etílico}}{9,2 \text{ g de álcool etílico}} = 5 \Rightarrow \frac{96}{A} = 5 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow A = \frac{96}{5} \Rightarrow A = 19,2$$

Massa de gás carbônico B:

$$\frac{46 \text{ g de álcool etílico}}{9,2 \text{ g de álcool etílico}} = 5 \Rightarrow \frac{88}{B} = 5 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow B = \frac{88}{5} \Rightarrow B = 17,6$$

Massa de água C:

$$\frac{46 \text{ g de álcool etílico}}{9,2 \text{ g de álcool etílico}} = 5 \Rightarrow \frac{54}{C} = 5 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{54}{5} = 54 \Rightarrow C = 10,8$$

Massa de álcool etílico D:

$$\frac{96 \text{ g de oxigênio}}{9,6 \text{ g de oxigênio}} = 10 \Rightarrow \frac{46}{D} = 10 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow D = \frac{46}{10} \Rightarrow D = 4,6$$

Massa de gás carbônico E:

$$\frac{96 \text{ g de oxigênio}}{9,6 \text{ g de oxigênio}} = 10 \Rightarrow \frac{88}{E} = 10 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow E = \frac{88}{10} \Rightarrow E = 8,8$$

Massa de água F:

$$\frac{96 \text{ g de oxigênio}}{9,6 \text{ g de oxigênio}} = 10 \Rightarrow \frac{54}{F} = 10 \Rightarrow \\ \Rightarrow F = \frac{54}{10} \Rightarrow F = 5,4$$

Massa de álcool etílico G:

$$\frac{96 \text{ g de oxigênio}}{9,6 \text{ g de oxigênio}} = 4 \Rightarrow \frac{46}{G} = 4 \Rightarrow \\ \Rightarrow G = \frac{46}{4} \Rightarrow G = 11,5$$

Massa de gás oxigênio H:

$$\frac{88 \text{ g de gás carbônico}}{22 \text{ g de gás carbônico}} = 4 \Rightarrow \frac{96}{H} = 4 \Rightarrow \\ \Rightarrow H = \frac{96}{4} \Rightarrow H = 24$$

Massa de água I:

$$\frac{88 \text{ g de gás carbônico}}{22 \text{ g de gás carbônico}} = 4 \Rightarrow \frac{54}{I} = 4 \Rightarrow \\ \Rightarrow I = \frac{54}{4} \Rightarrow I = 13,5$$

Massa de álcool etílico J:

$$\frac{54 \text{ g de água}}{27 \text{ g de água}} = 2 \Rightarrow \frac{46}{J} = 2 \Rightarrow J = \frac{46}{2} \Rightarrow J = 23$$

Massa de gás oxigênio K:

$$\frac{54 \text{ g de água}}{27 \text{ g de água}} = 2 \Rightarrow \frac{96}{K} = 2 \Rightarrow K = \frac{96}{2} \Rightarrow K = 48$$

Massa de gás carbônico L:

$$\frac{54 \text{ g de água}}{27 \text{ g de água}} = 2 \Rightarrow \frac{88}{L} = 2 \Rightarrow L = \frac{88}{2} \Rightarrow L = 44$$

Outra forma de resolução seria:

Com base nas leis ponderais:

- Sendo a proporção do primeiro experimento da massa do álcool etílico em relação ao segundo experimento da ordem de um decréscimo de 5 vezes, o valor de A no segundo experimento será 5 vezes menor do que o valor de A (96 g) do primeiro experimento, assim $A = 19,2$ g de oxigênio; aplicando essa mesma correlação para os outros compostos, $B = 17,6$ g de gás carbônico e $C = 10,8$ g de água.
- No terceiro experimento observamos uma diminuição da massa do oxigênio em 10 vezes em relação a sua massa no primeiro experimento, assim, fazendo a mesma correlação para os demais compostos, temos que $D = 4,6$ g de álcool etílico; $E = 8,8$ g de gás carbônico e $F = 5,4$ g de água.
- No quarto experimento observa-se uma diminuição da massa de gás carbônico de 4 vezes, em relação ao primeiro experimento, aplicando essa mesma ordem de

diminuição para as demais substâncias, temos que $G = 11,5$ g de álcool etílico; $H = 24$ g de oxigênio e $I = 13,5$ g de água.

- O quinto experimento apresenta uma diminuição da ordem de duas vezes na massa de água em relação ao primeiro experimento, aplicando essa mesma ordem de diminuição para as demais substâncias temos que $J = 23$ g de álcool etílico; $K = 48$ g de gás oxigênio e $L = 44$ g de gás carbônico.

9 Alternativa e.

Na afirmação do cientista faltou a verificação de evidências que comprovassem os fatos que ele havia concluído.

- 10 A afirmação é falsa. Os modelos que os cientistas criam para ilustrar uma teoria não são um retrato do que ocorre em nível microscópico, porque o cientista não pode “enxergar” realmente o que ocorre nesse nível. O que o cientista faz é, em função dos resultados obtidos macroscopicamente, supor o que se passou em nível microscópico criando um modelo que ilustre sua teoria. Um modelo não é a entidade física que ele representa, não possui necessariamente existência física real e, se necessário, pode ser trocado por outro modelo mais elaborado sempre que surgir um fato novo que justifique a troca.

- 11 Segundo Dalton, as substâncias simples, ou elementos, seriam formadas de “átomos simples” que se mantinham isolados, pois ele acreditava que átomos de um mesmo elemento químico sofreriam repulsão mútua.

- 12 Dalton partiu do princípio de que a água é composta de hidrogênio e oxigênio na proporção em massa de 1 : 8 e considerou o “átomo composto” de água formado de um “átomo simples” de hidrogênio e um “átomo simples” de oxigênio; dessa forma, as massas relativas desses elementos seriam respectivamente 1 e 8.

- 13 Volume de gás hidrogênio A:

$$\frac{15 \text{ L de cloreto de hidrogênio}}{14 \text{ L de cloreto de hidrogênio}} \approx 1,07 \\ \frac{A}{7} = 1,07 \Rightarrow A = 1,07 \cdot 7 \Rightarrow A = 7,49$$

Volume de gás cloro B:

$$\frac{15 \text{ L de cloreto de hidrogênio}}{14 \text{ L de cloreto de hidrogênio}} \approx 1,07 \\ \frac{B}{7} = 1,07 \Rightarrow B = 1,07 \cdot 7 \Rightarrow B = 7,49$$

Volume de gás hidrogênio C:

$$\frac{3 \text{ L de gás cloro}}{7 \text{ L de cloro}} \approx 0,43 \\ \frac{C}{7} = 0,43 \Rightarrow C = 0,43 \cdot 7 \Rightarrow C = 3,01$$

Volume de cloreto de hidrogênio D:

$$\frac{3 \text{ L de gás cloro}}{7 \text{ L de cloro}} \approx 0,43$$

$$\frac{D}{14} = 0,43 \Rightarrow D = 0,43 \cdot 14 \Rightarrow D = 6,02$$

Volume de gás cloro E:

$$\frac{2 \text{ L de gás hidrogênio}}{7 \text{ L de gás hidrogênio}} \approx 0,29$$

$$\frac{E}{7} = 0,29 \Rightarrow E = 0,29 \cdot 7 \Rightarrow E = 2,03$$

Volume de cloreto de hidrogênio F:

$$\frac{2 \text{ L de gás hidrogênio}}{7 \text{ L de gás hidrogênio}} \approx 0,29$$

$$\frac{F}{14} = 0,29 \Rightarrow F = 0,29 \cdot 14 \Rightarrow F = 4,06$$

Valores arredondados: A = 7,5; B = 7,5; C = 3; D = 6; E = 2 e F = 4.

14 Volume de gás oxigênio A:

$$\frac{12 \text{ L de gás hidrogênio}}{10 \text{ L de gás hidrogênio}} = 1,2$$

$$\frac{A}{5} = 1,2 \Rightarrow A = 1,2 \cdot 5 \Rightarrow A = 6$$

Volume de vapor de água B:

$$\frac{12 \text{ L de gás hidrogênio}}{10 \text{ L de gás hidrogênio}} = 1,2$$

$$\frac{B}{10} = 1,2 \Rightarrow B = 1,2 \cdot 10 \Rightarrow B = 12$$

Volume de gás hidrogênio C:

$$\frac{13 \text{ L de gás oxigênio}}{6 \text{ L de gás oxigênio}} \approx 2,17$$

$$\frac{C}{12} = 2,17 \Rightarrow C = 12 \cdot 2,17 \Rightarrow C = 26,04$$

Volume de vapor de água D:

$$\frac{13 \text{ L de gás oxigênio}}{6 \text{ L de gás oxigênio}} \approx 2,17$$

$$\frac{D}{12} = 2,17 \Rightarrow D = 12 \cdot 2,17 \Rightarrow D = 26,04$$

Volume de gás hidrogênio E:

$$\frac{7 \text{ L de gás hidrogênio}}{26 \text{ L de gás hidrogênio}} \approx 0,269$$

$$\frac{E}{26} = 0,269 \Rightarrow E = 26 \cdot 0,269 \Rightarrow E = 6,99$$

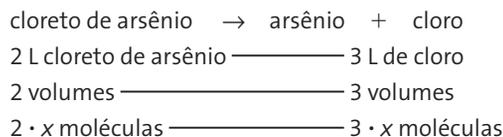
Volume de gás oxigênio F:

$$\frac{7 \text{ L de gás oxigênio}}{26 \text{ L de gás oxigênio}} \approx 0,269$$

$$\frac{F}{13} = 0,269 \Rightarrow F = 13 \cdot 0,269 \Rightarrow F = 3,497$$

Valores arredondados: A = 6; B = 12; C = 26; D = 26; E = 7 e F = 3,5.

15 Alternativa c.

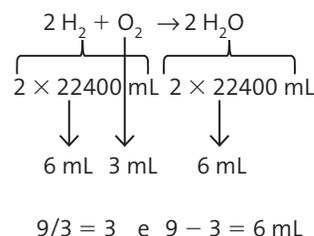


Banco de Imagens/
Arquivo de editora

Conforme informa o enunciado, cada molécula de cloro possui 2 átomos de cloro. Temos então 6 átomos de cloro para distribuir em 2 moléculas de cloreto de arsênio; portanto, cada molécula dessa substância deve ter 3 átomos de cloro.

Sempre que desenhar um modelo na lousa, lembre o aluno de que os átomos estão fora de escala e que as moléculas não têm cor (a cor é propriedade de corpos macroscópicos, ou seja, depende da interação entre um número muito grande de átomos e moléculas).

16 Alternativa a.



Portanto, durante a reação houve uma contração de volume igual a 1/3 do volume inicial.

17 Alternativa d.

- I. Sim. De acordo com a visão substancialista, o átomo de ouro é a menor parte do ouro capaz de guardar as suas propriedades, portanto nessa visão o átomo de ouro é dourado.
- II. Sim. De acordo com a visão substancialista, a molécula é a menor parte da substância capaz de guardar suas propriedades, portanto nessa visão uma molécula rígida não pode formar uma substância macia.
- III. Não. A afirmativa III indica que as propriedades das substâncias, como ponto de fusão e de ebulição, dependem das interações entre as moléculas (o que é verdade), não são propriedades de cada molécula em particular.
- IV. Sim. De acordo com a visão substancialista, os objetos se expandem com o aumento da temperatura, porque os átomos que formam esse objeto se expandem.

18 Sistema A: mistura de duas substâncias simples, uma formada por moléculas diatômicas e outra formada por moléculas triatômicas (III).

- Sistema B: Substância simples (I)
 Sistema C: Mistura de três substâncias compostas (IV)
 Sistema D: Substância composta (II)
 Sistema E: Substância composta (II)

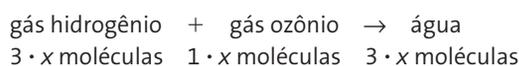
19 Alternativa b.

Conforme descreve o enunciado, a reação ocorre na seguinte proporção em volume:

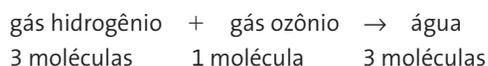


Segundo a lei de Avogadro: “Volumes iguais de gases diferentes nas mesmas condições de pressão e temperatura possuem o mesmo número de moléculas”.

Se chamarmos esse número de x , teremos:

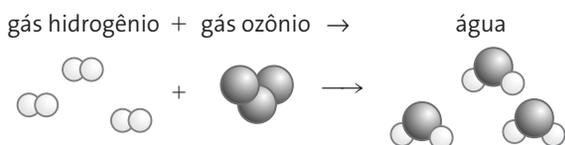


Dividindo todos os valores por x , a proporção em moléculas que reage e que é produzida não é alterada; dessa forma, temos:



Para que os dados volumétricos e moleculares fiquem compatíveis, é necessário que:

- A molécula de gás hidrogênio seja formada por dois átomos do elemento hidrogênio;
- A molécula de gás ozônio seja formada por três átomos do elemento oxigênio; e
- A molécula de água seja formada por um átomo de oxigênio e dois átomos de hidrogênio.



20 Alternativa e.

21 Alternativa d.

Capítulo 5 – Notações químicas

O objetivo deste capítulo é inicialmente transpor o trabalho que os alunos vinham fazendo ao representar as moléculas e as equações químicas com o modelo de Dalton para a notação de símbolos e fórmulas utilizados em Química.

Aprender o princípio de balanceamento de equações por tentativa com base nas leis ponderais. Utilizar o conceito de densidade relativa (o que está mais acessível ao aluno nesse momento do aprendizado) para estabelecer a massa molecular e a massa atômica dos elementos. Transmitir o

conceito de massa molar, quantidade de matéria, constante de Avogadro e volume molar.

Tais conceitos são muito importantes nesse momento para dar ideia da dimensão dos átomos, das partículas elementares e quantidade de átomos em uma amostra do elemento, pois na próxima unidade iniciaremos o estudo da estrutura atômica.

Este capítulo também apresenta como são determinadas as fórmulas percentual, mínima e molecular das substâncias por meio de dados quantitativos.

Além disso, vamos definir e estudar o fenômeno da alotropia dos elementos oxigênio, carbono, fósforo e enxofre, além de estudar detalhadamente o que está ocorrendo com a camada de ozônio na estratosfera (parte fundamental do nosso tema central) e como o fósforo de segurança é fabricado.

Objetivos

- Compreender a simbologia e os códigos.
- Traduzir a linguagem simbólica da Química, compreendendo seu significado em termos microscópicos.
- Compreender e realizar o balanceamento de equações químicas correlacionando à lei de Lavoisier.
- Realizar cálculos e compreender as relações quantitativas referentes às quantidades de entidades químicas (átomos, moléculas).
- Interpretar e realizar cálculos químicos a partir de dados quantitativos para determinação de fórmulas.
- Compreender e estabelecer proporções de quantidades para determinação de fórmulas.
- Converter a linguagem discursiva em linguagem simbólica.
- Compreender o conceito de alotropia.
- Identificar diferenças entre as formas alotrópicas. Compreender a função da camada de ozônio. Diferenciar estruturas alotrópicas de elementos e relacionar essa observação à diferença nas propriedades. Reconhecer a importância de certas substâncias no ambiente a partir dessas variedades alotrópicas.
- Reconhecer as diferenças das substâncias pelas suas propriedades.
- Apresentar as variedades alotrópicas de cada elemento e suas diferenças pelas propriedades físicas.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Simbologia química: fórmulas.
- Lei de Lavoisier.
- Balanceamento das equações químicas.
- Massa atômica e massa molecular.
- Massa molar.
- Constante de Avogadro.
- Volume molar.
- Quantidade de matéria.
- Fórmulas mínima, molecular e percentual.
- Alotropia.
- Elementos × Variedades alotrópicas.
- Função do ozônio estratosférico.

Comentários e sugestões

Para iniciar esse capítulo, questione os alunos se sabem o que é um símbolo e solicite exemplos de símbolos que conheçam. Parta desse início para extrapolar sobre os símbolos químicos. O objetivo dessa forma de abordagem é verificar os conhecimentos prévios do aluno sobre simbologia química. Por meio das ideias resultantes dessa discussão o conhecimento da simbologia química pode ser construído.

A partir daí, apresente os símbolos “aos poucos” dizendo por que alguns deles não têm relação com o nome em português. A simbologia é proveniente do nome original, geralmente do latim. Comente com seus alunos que a linguagem química é válida internacionalmente.

Permita que seus alunos consultem sempre a tabela periódica. Nunca peça que memorizem os símbolos. Esse é um tipo de conhecimento que não acrescenta nada ao aluno.

Na representação das fórmulas utilizando símbolos, enfatize a diferença entre índice e coeficiente, pois posteriormente esse conteúdo será necessário para fazer o balanceamento das reações químicas.

Antes de falar da massa atômica propriamente dita, explique que, quando se refere à massa, se está fazendo comparações a um padrão estabelecido. Para cada situação relacione-se um padrão mais adequado. Por exemplo, miligramas não seriam um padrão adequado para determinar a massa de um avião ou gramas para determinar a massa de um átomo.

Para facilitar os cálculos, adote o número $6,0 \cdot 10^{23}$ ao se referir à constante de Avogadro.

É importante ensinar seus alunos a consultar pela tabela periódica os dados de massas atômicas para que possam realizar cálculos. Utilize a tabela periódica que se encontra na página 288 do Livro do Aluno. Mostre a eles (na legenda) que, para todo elemento químico, há dois números e que a massa atômica corresponde ao número maior.

O professor observará durante as aulas, referentes às quantidades de átomos e moléculas, que os alunos geralmente apresentam dificuldades na interpretação dos exercícios e na realização dos cálculos com o uso da notação científica com potência na base 10. É importante ajudá-los nesse momento, para que desenvolvam a habilidade em representar números muito pequenos ou muito grandes nessa base. Incentive os alunos que apresentam mais facilidade a auxiliar os colegas que apresentam mais dificuldade, com a sua supervisão e orientação.

Experimento

Relação de massas

Este experimento é um bom instrumento para que os alunos compreendam a ideia de mol como quantidade de matéria. A unidade de massa atômica (u) é um padrão criado para determinar a massa de um átomo, utilizando-se o mesmo

critério de comparação das outras unidades de massa conhecidas. Esclareça que a massa do átomo em questão também é um padrão estabelecido (nesse caso 1/12 da massa de um átomo de carbono 12). Quando se referir à massa de um átomo ou de uma molécula, frise que a unidade é expressa em u.

Este experimento pode ser realizado em grupos de 5 alunos. Se disponibilizar uma balança para cada grupo for difícil, fique responsável pela balança e permita que todos os grupos usem a mesma, ou seja, um grupo por vez irá realizar a pesagem. Também é possível improvisar uma balança como a ilustrada na página 113, porém essa balança é menos “precisa”.

À medida que os grupos vão realizando as pesagens, peça que respondam às questões do item **Investigue**. No final, solicite que os grupos apresentem os dados das questões respondidas e, assim, inicie uma discussão sobre o assunto. É interessante que todos os grupos utilizem o mesmo tipo de grampos, cotonetes e palitos de dente, para que não haja discrepância muito grande sobre os resultados.

Investigue

1. O resultado do experimento depende de uma série de fatores como a sensibilidade da balança construída, a uniformidade dos palitos de dente utilizados como padrão de massa e a própria uniformidade entre os objetos cuja massa está sendo medida (cotonete, clipe de papel, grampo). É importante para o aluno constatar as dificuldades que ocorrem na execução de um experimento. Guardadas as devidas proporções, ele pode imaginar as dificuldades pelas quais os cientistas passam para poder chegar a uma teoria. De qualquer forma, é possível concluir que a massa de dois objetos de mesmo tipo é o dobro da massa de um objeto e que a massa de três objetos é o triplo da massa de um.
2. Em geral é o grampo, porque, como a massa desse objeto é maior, é necessário um número de palitos de dente maior para equilibrar o prato e, como os palitos de dente nunca são uniformes, as discrepâncias se multiplicam.
3. Resposta pessoal. No nosso experimento medimos:

Nº de objetos	1 objeto massa/pd	4 objetos massa/pd	5 objetos massa/pd
Cotonete	2	$4 \cdot 2$	$5 \cdot 2$
Clipe	7	$4 \cdot 7$	$5 \cdot 7$
Grampo	12	$4 \cdot 12$	$5 \cdot 12$
Cotonete	$10 \cdot 2$	$100 \cdot 2$	$1000 \cdot 2$
Clipe	$10 \cdot 7$	$100 \cdot 7$	$1000 \cdot 7$
Grampo	$10 \cdot 12$	$100 \cdot 12$	$1000 \cdot 12$

Considerando que os objetos são iguais e de mesma massa, o cálculo da massa de um determinado número **n** de objetos é igual a esse número **n** multiplicado pela massa de um objeto.

4. Sim. Cotonete: 2 pd/n ; clipe de papel: 7 pd/n ; e grampo: 12 pd/n .

Unidades recomendadas

Ainda hoje é muito comum se definir, e usar nesse sentido, que o mol é a massa atômica ou molecular expressa em gramas. A definição atual para mol é muito diferente dessa e deixa claro que o mol não se refere à grandeza massa, mas é a unidade de medida da grandeza quantidade de matéria.

A seguir são exemplificadas algumas situações em que o uso de certas expressões não é mais recomendado por serem ambíguas ou induzirem a erros conceituais.

Uso não recomendado	Uso recomendado
Peso atômico	Massa atômica
Peso molecular	Massa molecular
Número de moles, Número de átomos-grama, Número de íons-grama	Quantidade de matéria
Átomo-grama, Molécula-grama (ou mol), Peso-fórmula	Massa molar
Moles	Mols
u.m.a	u

Fonte: SILVA, Roberto Ribeiro; ROCHA FILHO, Romeu C. Mol: uma nova terminologia. In: *Química Nova na Escola*, n. 1, 1995. Disponível em: <<http://qnesc.sbjq.org.br/online/qnesc01/>>. Acesso em: 5 fev. 2016.

Potência de dez

Sempre que os valores envolvidos na resolução de um exercício forem muito pequenos ou muito altos, é interessante trabalhar com notação exponencial. Nesse tipo de notação, dividimos o número em três partes:

Operações com números de mesma base (base 10):

Multiplicação: a base se conserva e os expoentes são somados. Exemplo:

$$(5,2 \cdot 10^{-2}) \cdot (5,2 \cdot 10^4) = 27,04 \cdot 10^{(-2+4)} = 27,04 \cdot 10^2; \text{ ou melhor: } 2,704 \cdot 10^3$$

Sempre que diminuimos o coeficiente, aumentamos o expoente na mesma proporção.

Divisão: a base se conserva e os expoentes são subtraídos. Exemplo:

Sempre que aumentamos o coeficiente, diminuimos o expoente na mesma proporção.

Potência de potência: a base se conserva e os expoentes são multiplicados. Exemplo:

$$\begin{matrix} \text{coeficiente} & \text{expoente (negativo, zero, positivo)} \\ (1 \leq a < 10) & a \cdot 10^b \text{ base (potência de 10)} \end{matrix}$$

O quadro a seguir traz alguns exemplos de como um número pode ser escrito em notação exponencial.

Número	Significado	Notação
0,00052	$5,2 \div 10 \div 10 \div 10$	$5,2 \cdot 10^{-4}$
0,0052	$5,2 \div 10 \div 10$	$5,2 \cdot 10^{-3}$
0,052	$5,2 \div 10$	$5,2 \cdot 10^{-2}$
0,52	$5,2 \div 10$	$5,2 \cdot 10^{-1}$
5,2	$5,2 \cdot 1$	$5,2 \cdot 10^0$
52	$5,2 \cdot 10$	$5,2 \cdot 10^1$
520	$5,2 \cdot 10 \cdot 10$	$5,2 \cdot 10^2$
5200	$5,2 \cdot 10 \cdot 10 \cdot 10$	$5,2 \cdot 10^3$
52000	$5,2 \cdot 10 \cdot 10 \cdot 10 \cdot 10$	$5,2 \cdot 10^4$

Operações com números de mesma base (base 10):

Multiplicação: a base se conserva e os expoentes são somados. Exemplo:

$$(5,2 \cdot 10^{-2}) \cdot (5,2 \cdot 10^{-4}) = 27,04 \cdot 10^{(-2+4)} = 27,04 \cdot 10^2, \text{ ou melhor: } 2,704 \cdot 10^3$$

$$(5 \cdot 10^{-2})^3 = 5^3 \cdot (10^{-2})^3 = 125 \cdot 10^{(-2 \cdot 3)} = 125 \cdot 10^{-6}, \text{ ou melhor: } 1,25 \cdot 10^{-4}$$

Sempre que diminuimos o coeficiente, aumentamos o expoente na mesma proporção.

Divisão: a base se conserva e os expoentes são substituídos. Exemplo:

$$\frac{2,6 \cdot 10^{-3}}{5,2 \cdot 10^{-1}} = 0,5 \cdot 10^{[-3-(-1)]} = 0,5 \cdot 10^{(-3+1)} = 0,5 \cdot 10^{-2}, \text{ ou melhor: } 5 \cdot 10^{-3}$$

Sempre que aumentamos o coeficiente, diminuimos o expoente na mesma proporção.

Potência de potência: a base se conserva e os expoentes são multiplicados. Exemplo:

$$(5 \cdot 10^{-2})^3 = 5^3 \cdot (10^{-2})^3 = 125 \cdot 10^{(-2 \cdot 3)} = 125 \cdot 10^{-6}, \text{ ou melhor: } 1,25 \cdot 10^{-4}$$

Em geral, os cálculos para determinação das fórmulas são trabalhosos. Ajude seus alunos abordando esse assunto com tranquilidade para resolver as atividades propostas em sala. Para isso, oriente-os a utilizar também a calculadora.

Uso de calculadora

Pergunte ao professor de Matemática se o uso de calculadoras nas aulas de Química poderia prejudicar de alguma forma o trabalho que ele vem desenvolvendo. Muitos alunos não gostam (ou apresentam dificuldades) de fazer contas. O raciocínio matemático é muito

▶ importante para a vida do aluno e, se num primeiro momento, permitirmos que ele use a calculadora como um instrumento facilitador, ele irá fixar seus objetivos apenas em aprender esse raciocínio (que é o que queremos). Ganhando confiança, posteriormente a calculadora poderá ser retirada, caso o intuito seja fazê-lo treinar as operações matemáticas. O que não podemos deixar acontecer é que essas operações matemáticas se tornem logo de início um obstáculo para o aluno aprender o raciocínio necessário para resolver os problemas que estamos propondo.

Além do que, devemos lembrar que a habilidade de fazer contas sem a ajuda de instrumentos praticamente não é utilizada no mercado de trabalho. Ao contrário, se nosso aluno for trabalhar em qualquer função que exija cálculos e fechamentos de conta, ele terá que mostrar a habilidade de manejar uma calculadora.

Pergunte aos alunos o que é substância simples e a partir dessas respostas explique a relação do fenômeno da alotropia. É importante enfatizar que, apesar de as variedades alotrópicas poderem ser formadas por um mesmo elemento, suas propriedades são diferentes. Por exemplo, o gás oxigênio é incolor, e o ozônio, em altas concentrações, é azul; o grafite conduz corrente elétrica, e o diamante, não.

Para mais informações sobre a diferença de propriedades na condução de eletricidade entre o grafite e o diamante, pode-se consultar o *site*: <<http://educacao.uol.com.br/quimica/carbono-e-possivel-transformar-grafite-em-diamante.jhtm>> (acesso em: 9 fev. 2016). Como um tipo de avaliação para este tópico, pode-se propor uma pesquisa sobre a diferença nas propriedades como as citadas anteriormente.

Não represente todas as equações químicas de formação e destruição do ozônio. É interessante citar os nomes das substâncias mais importantes no processo

(formação e destruição) e explique a diferença entre ozônio estratosférico e troposférico. Faça uma representação, como a que aparece no livro na página 123, na lousa ou em uma transparência.

Como etapa complementar ao assunto deste capítulo, pode-se propor uma atividade interdisciplinar sobre “A destruição da camada de ozônio”. Como esse assunto é atual e relacionado a questões ambientais, sociais e econômicas, algumas questões podem ser abordadas com os professores de Biologia e Geografia. O professor de Química pode ficar responsável pelos conceitos relacionados às substâncias e às reações correlacionadas à formação e à destruição do ozônio. O professor de Biologia pode apresentar e explicar os efeitos biológicos sobre o ambiente (ecossistemas) e os seres vivos (plantas e animais) e as doenças que as pessoas podem adquirir correlacionadas à destruição dessa camada. O professor de Geografia pode apresentar informações sobre o ambiente físico e a relação entre o desenvolvimento econômico de um país e a destruição do ozônio.

O resultado da pesquisa pode ser utilizado para avaliação e apresentado como seminário, trabalho escrito, painéis e cartazes ou pôsteres divulgando informações para a comunidade local. No caso de seminários, a turma pode ser dividida em grupos de no máximo seis alunos e as apresentações não devem ser longas, tendo no máximo 10 minutos cada. Seria enriquecedor se um dos grupos ficasse responsável por fazer o contraponto, ou seja, por defender a ideia de que as atividades humanas não são responsáveis pelo “buraco” da camada de ozônio, mas sim o ciclo de atividades solares (o Livro do Aluno traz algumas indicações a respeito nas páginas 123-125). Os cartazes devem conter informações relacionadas às três disciplinas. É interessante finalizar as apresentações com uma discussão entre os alunos e os professores.

Trabalho em equipe

Fornecemos a seguir algumas dicas para orientar o trabalho dos alunos.

a) Os caminhos que percorremos para obter o “fogo portátil”.

O controle do fogo está diretamente associado ao desenvolvimento da civilização humana.

Uma das principais descobertas nesse sentido foi a obtenção de fogo pelo atrito, por exemplo, entre dois pedaços de madeira seca (técnica utilizada por vários povos antigos).

Na Idade Média popularizou-se um tipo de isqueiro primitivo, na verdade uma caixa contendo a isca – material facilmente inflamável como um pedaço de pano ou de serapigem – previamente seca que se incendiava em contato com as faíscas produzidas por uma pedreira.

Por volta do ano de 1800 a ideia do “fogo portátil” foi aperfeiçoada: começaram a ser fabricadas pequenas hastes de madeira (o “palito”), com as pontas recobertas de açúcar, clorato de potássio e enxofre (a “cabeça”). Para obter o fogo era necessário mergulhar a cabeça do palito em ácido sulfúrico, produzindo uma reação altamente exotérmica que incendiava a madeira. Não era um método seguro, as pessoas que o utilizavam acabavam queimando as mãos e danificando as roupas, já que tinham de levar consigo, além das hastes de madeira, um vidrinho com ácido sulfúrico.

Em 1827, o químico inglês John Walker inventou os primeiros palitos que acendiam por fricção. Eles tinham a cabeça constituída por uma mistura de sulfeto de antimônio, clorato de potássio e goma-arábica. Friccionando essa cabeça contra

uma lixa (pedaço de papel recoberto por areia), era possível incendiar a haste de madeira e obter fogo.

Muitas composições diferentes foram tentadas nos anos seguintes, até que se lançou mão do elemento químico que, na língua portuguesa, deu o nome pelo qual conhecemos hoje esses palitos, o fósforo. O fósforo branco foi o primeiro a ser utilizado na fabricação de fósforos. Acontece que os empregados das fábricas de fósforos eram constantemente atingidos pela necrose provocada pelo contato com esse elemento. Em vista disso, uma comissão internacional, reunida em Berna, em 1906, resolveu proibir a utilização de fósforo branco como matéria-prima para a então crescente indústria de fósforos.

A partir daí o fósforo branco foi substituído pelo fósforo vermelho, que, pouco mais tarde, cedeu lugar ao composto sesquissulfeto de fósforo, $P_4S_3(s)$.

Fontes de pesquisa: <www.invivo.fiocruz.br/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?inoid=899&sid=7>; <www.invivo.fiocruz.br/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?inoid=900&sid=7>. Acessos em: 9 fev. 2016.

- b) Digite em um *site* de busca: *O uso do fósforo branco como arma química* e pesquise os resultados.
- c) Os riscos ocupacionais na indústria de fósforo atual. Sugestão de *site* de pesquisa: <www.ebah.com.br/content/ABAAAOMcAE/doencas-causadas-por-fosforo-seus-compostos>. Acesso em: 9 fev. 2016.

Resolução dos exercícios

- 1 a) Cobre, *cuprum*.
b) Mercúrio, *hydrargyrum*.
c) Chumbo, *plumbum*.
d) Escândio, *scandium*.
e) Tungstênio, *wolfrânio*.
f) Fósforo, *phosphorus*.
- 2 São corretos os itens 01, 02, 08 e 32. Resposta: 43. 04. O símbolo do potássio é K. Po é o símbolo do polônio. 16. H é o símbolo do hidrogênio. O hélio possui símbolo He. 64. P é o símbolo do fósforo. O polônio possui símbolo Po.
- 3 Alternativa b.
- 4 a) Au, *aurum*.
b) Ag, *argentum*.
c) Sn, *stannum*.
d) Sb, *stibium*.
e) Sr, *strontium*.
f) Bi, *wissmuth*.
- 5 a) H_2O : 4 moléculas; 2 elementos; 12 átomos.
b) $5 NH_3$: 5 moléculas; 2 elementos; 20 átomos.
c) $2 C_2H_4(OH)_2$: 2 moléculas; 3 elementos; 20 átomos.
d) $3 C_3H_6(NH_2)_2$: 3 moléculas; 3 elementos; 45 átomos.

- 6 Alternativa d.
a) Substância simples, substância simples, substância simples.
b) Substância simples, elemento, substância composta.
c) Elemento, substância simples, elemento.
e) Substância composta, substância simples, substância simples.

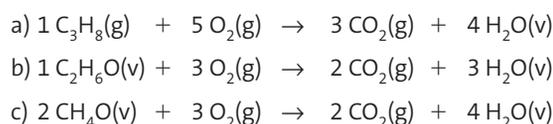
Observação: No caso dos gases nobres, neônio e hélio, também é possível considerá-los substâncias simples (moléculas monoatômicas).

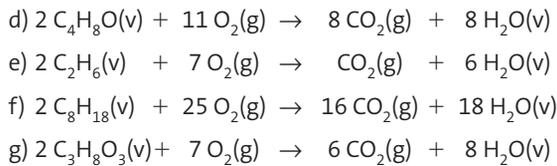
- 7 Alternativa b.

- 8 Alternativa d.

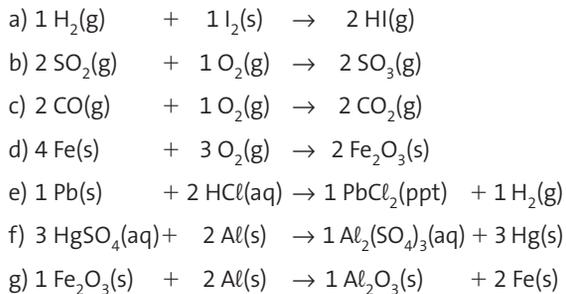
- 9 a) $2 C_{12}H_{22}O_{11}$ (molécula de sacarose, açúcar comum) 2 moléculas, 45 átomos em 1 molécula, 3 elementos químicos, 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrogênio e 11 átomos de oxigênio.
b) $5 N_2O_4$ (molécula de anidrido nitroso-nítrico) 5 moléculas, 6 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 2 átomos de nitrogênio e 4 átomos de oxigênio.
c) $4 SO_3$ (molécula de trióxido de enxofre) 4 moléculas, 4 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 1 átomo de enxofre e 3 átomos de oxigênio.
d) $1 C_2H_4$ (molécula de gás eteno, etileno) 1 molécula, 6 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 2 átomos de carbono e 4 átomos de hidrogênio.
e) $3 H_2O_2$ (molécula de peróxido de hidrogênio) 3 moléculas, 4 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 2 átomos de hidrogênio e 2 átomos de oxigênio.
f) $6 C_4H_{10}$ (molécula de gás butano) 6 moléculas, 14 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 4 átomos de carbono e 10 átomos de hidrogênio.
g) $1 CH_4O$ (molécula de metanol, álcool metílico) 1 molécula, 6 átomos em 1 molécula, 3 elementos químicos, 1 átomo de carbono, 4 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio.
h) $4 C_2H_2$ (molécula de gás etino, acetileno) 4 moléculas, 4 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 2 átomos de carbono e 2 átomos de hidrogênio.
i) $3 CO(NH_2)_2$ (molécula de ureia) 3 moléculas, 8 átomos em 1 molécula, 4 elementos químicos, 1 átomo de carbono, 1 átomo de oxigênio, 2 átomos de nitrogênio e 4 átomos de hidrogênio.

- 10 Balanceamento de reações:

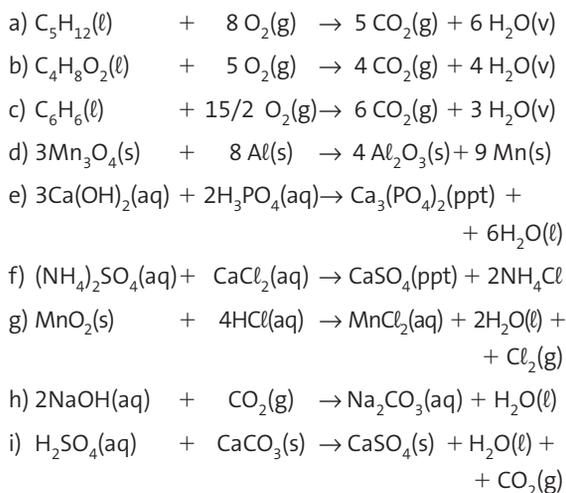




11 Balanceamento de reações:



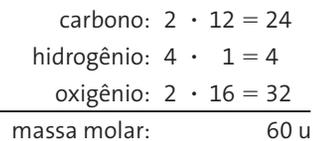
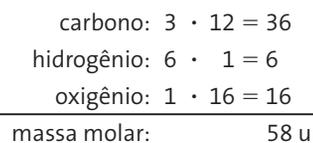
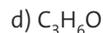
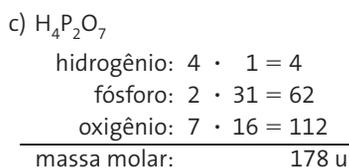
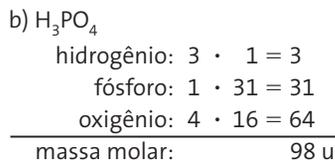
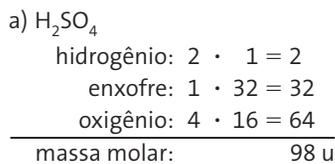
12 Balanceamento de reações:



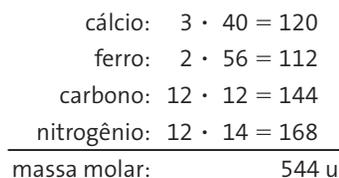
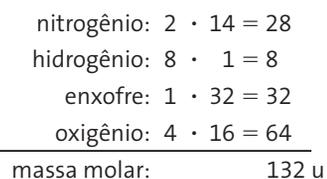
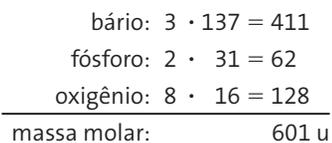
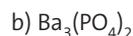
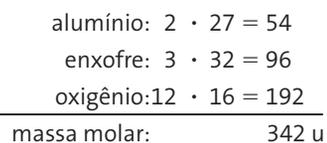
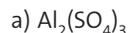
13 Alternativa c.

O ozônio estratosférico é vital para os seres vivos, uma vez que absorve uma parte da radiação ultravioleta de origem solar.

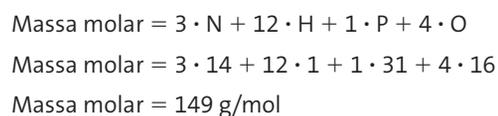
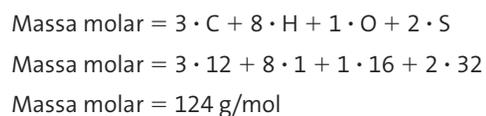
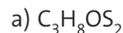
14 Cálculo da massa molar:



15 Cálculo da massa molar:



16 Cálculo da massa molar:

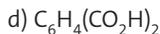




$$\text{Massa molar} = 9 \cdot \text{C} + 21 \cdot \text{H} + 1 \cdot \text{N}$$

$$\text{Massa molar} = 9 \cdot 12 + 21 \cdot 1 + 1 \cdot 14$$

$$\text{Massa molar} = 143 \text{ g/mol}$$



$$\text{Massa molar} = 8 \cdot \text{C} + 6 \cdot \text{H} + 4 \cdot \text{O}$$

$$\text{Massa molar} = 8 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 4 \cdot 16$$

$$\text{Massa molar} = 166 \text{ g/mol}$$



$$\text{Massa molar} = 7 \cdot \text{C} + 3 \cdot \text{H} + 2 \cdot \text{N} + 5 \cdot \text{O} + 1 \cdot \text{Cl}$$

$$\text{Massa molar} = 7 \cdot 12 + 3 \cdot 1 + 2 \cdot 14 + 5 \cdot 16 + 1 \cdot 35,5$$

$$\text{Massa molar} = 230,5 \text{ g/mol}$$



$$\text{Massa molar} = 3 \cdot \text{C} + 8 \cdot \text{H} + 2 \cdot \text{S} + 1 \cdot \text{O}$$

$$\text{Massa molar} = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 2 \cdot 32 + 1 \cdot 16$$

$$\text{Massa molar} = 124 \text{ g/mol}$$

17) Alternativa e.

$$3 \text{ átomos de carbono: } 3 \cdot 12 = 36 \Rightarrow 2 \cdot x = 36 \Rightarrow x = 18$$

18) $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono ————— 12 g

1 átomo de carbono ————— x

$$x = \frac{1 \cdot 12}{6,02 \cdot 10^{23}} \Rightarrow x \approx 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

1 átomo de carbono = 12 u

12 u ————— $1,99 \cdot 10^{-23}$ g

1 u ————— y

$$y = \frac{1 \cdot 1,99 \cdot 10^{-23}}{12} \Rightarrow y \approx 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

19) Alternativa c.

2,7 g de alumínio ————— 1 mL

x ————— 10 mL

$$x = \frac{10 \cdot 2,7}{1} \Rightarrow x = 27 \text{ g}$$

27 g = massa molar do alumínio que contém $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos de alumínio

20) Volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol

1 mol de gás N_2 ————— 22,4 L

x ————— 112 L

$$x = \frac{112 \cdot 1}{22,4} \Rightarrow x = 5 \text{ mol de } \text{N}_2$$

21) 32 g de O_2 ————— 22,4 L

48 g de O_2 ————— y

$$y = \frac{48 \cdot 22,4}{32} \Rightarrow y = 33,6 \text{ L de } \text{O}_2$$

22) $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de NH_3 ————— 22,4 L

z ————— 3,48 L

$$z = \frac{3,48 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4}$$

$$z \approx 9,35 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{NH}_3$$

23) a) 1 mol — MM SO_2 — 22,4 L

1 mol — 64 g — 22,4 L

128 g — x

$$x = \frac{128 \cdot 22,4}{64}$$

$$x = 44,8 \text{ L}$$

b) 1 mol — $\text{MM C}_4\text{H}_{10}$ — 22,4 L

1 mol — 58 g — 22,4 L

29 g — z

$$z = \frac{29 \cdot 22,4}{58}$$

$$z = 11,2 \text{ L}$$

24) a) 22,71 L de CH_4 ————— 1 mol

90,84 L de CH_4 ————— x

$$x = \frac{90,84 \cdot 1}{22,71} \rightarrow x = 4 \text{ mols}$$

b) 22,71 L ————— $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

90,84 L ————— y

$$y = \frac{90,84 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,71}$$

$$y = 2,408 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

25) a) 1,8 g de glicose ————— 0,72 g de carbono

100 g de glicose ————— x

$$x = \frac{100 \cdot 0,72}{1,8} \Rightarrow x = 40,0 \text{ g de carbono}$$

1,8 g de glicose ————— 0,12 g de hidrogênio

100 g de glicose ————— y

$$y = \frac{100 \cdot 0,12}{1,8} \Rightarrow y \approx 6,67 \text{ g de hidrogênio}$$

1,8 g de glicose ————— 0,96 g de oxigênio

100 g de glicose ————— z

$$z = \frac{100 \cdot 0,96}{1,8} \Rightarrow z \approx 53,33 \text{ g de oxigênio}$$

Fórmula percentual: C 40,0% H 6,67% O 53,33%

b) 1,3 g de acetileno ————— 1,2 g de carbono

100 g de acetileno ————— x

$$x = \frac{100 \cdot 1,2}{1,3} \Rightarrow x \approx 92,31 \text{ g de carbono}$$

1,3 g de acetileno ————— 0,1 g de hidrogênio

100 g de acetileno ————— y

$$y = \frac{100 \cdot 0,1}{1,3} \Rightarrow y \approx 7,69 \text{ g de hidrogênio}$$

Fórmula percentual: C 92,31% H 7,69%

c) 3,9 g de benzeno ————— 3,6 g de carbono

100 g de benzeno ————— x

$$x = \frac{100 \cdot 3,6}{3,9} \Rightarrow x \approx 92,31 \text{ g de carbono}$$

3,9 g de benzeno ————— 0,3 g de hidrogênio

100 g de benzeno ————— y

$$y = \frac{100 \cdot 0,3}{3,9} \Rightarrow y \approx 7,69 \text{ g de hidrogênio}$$

Fórmula percentual: C 92,31% H 7,69%

d) 9 g de ácido oxálico ————— 0,2 g de hidrogênio
 100 g de ácido oxálico ————— x
 $x = \frac{100 \cdot 0,2}{9} \Rightarrow x \approx 2,22 \text{ g de hidrogênio}$
 9 g de ácido oxálico ————— 2,4 g de carbono
 100 g de ácido oxálico ————— y
 $y = \frac{100 \cdot 2,4}{9} \Rightarrow y \approx 26,67 \text{ g de carbono}$
 9 g de ácido oxálico ————— 6,4 g de oxigênio
 100 g de ácido oxálico ————— z
 $z = \frac{100 \cdot 6,4}{9} \Rightarrow z \approx 71,11 \text{ g de oxigênio}$
 Fórmula percentual: H 2,22% C 26,67% O 71,11%

26 Alternativa d.

Para termos em relação a 1 mol devemos multiplicar os valores por 2:

Temos, então, 14,0 g de nitrogênio e 32 g de oxigênio, ou seja, a massa molar do composto é 46 g/mol. Logo sua fórmula molecular é: NO_2 .

27 Alternativa b.

Para 0,5 mol de quinina temos:

A massa molar do carbono é 12 g, para 120 g temos 10 mols.

A massa molar do hidrogênio é 1 g, para 12 g temos 12 mols.

Temos também 1 mol de nitrogênio e 1 mol de oxigênio. Portanto, para 1 mol de quinina basta multiplicar por 2. Logo, temos 20 mols de C, 24 mols de H, 2 mols de N e 2 mols de O. Assim, a fórmula molecular da quinina é: $\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2$.

28 Fórmula percentual:

Carbono: 5,8 g ————— 3,6 g de C
 100 g ————— x

$$\frac{5,8}{100} = \frac{3,6}{x} \Rightarrow x \cdot 5,8 = 100 \cdot 3,6 \Rightarrow x = 62$$

Hidrogênio: 5,8 g ————— 0,6 g de H
 100 g ————— y

$$\frac{5,8}{100} = \frac{0,6}{y} \Rightarrow y \cdot 5,8 = 100 \cdot 0,6 \Rightarrow y = 10$$

Oxigênio: 5,8 g ————— 1,6 g de O
 100 g ————— z

$$\frac{5,8}{100} = \frac{1,6}{z} \Rightarrow z \cdot 5,8 = 100 \cdot 1,6 \Rightarrow z = 28$$

Portanto, a fórmula percentual do butanoato de etila é: 62 % de C, 10% de H e 28% de O.

Fórmula mínima:

$$\text{Carbono: } \frac{62}{12} = 5,16$$

$$\text{Hidrogênio: } \frac{10}{1} = 10$$

$$\text{Oxigênio: } \frac{28}{16} = 1,75$$

Dividindo todos os valores encontrados pelo menor deles:

$$\text{Carbono: } \frac{5,16}{1,75} = 2,94 \approx 3$$

$$\text{Hidrogênio: } \frac{10}{1,75} = 5,71 \approx 6$$

$$\text{Oxigênio: } \frac{1,75}{1,75} = 1$$

Logo a fórmula mínima é: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

Fórmula molecular

Massa da fórmula mínima =

$$= 3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 58 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{116}{58} \Rightarrow n = 2$$

Logo a fórmula molecular é: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$

29 Alternativa a.

Fórmula percentual: C 22,88% H 5,76% As 71,36%

$$\text{carbono} = \frac{22,88}{12} \Rightarrow \text{carbono} \approx 1,90$$

$$\text{hidrogênio} = \frac{5,76}{1} \Rightarrow \text{hidrogênio} = 5,76$$

$$\text{arsênio} = \frac{71,36}{75} \Rightarrow \text{arsênio} \approx 0,95$$

Dividindo todos os números pelo menor deles:

$$\text{carbono} = \frac{1,90}{0,95} \Rightarrow \text{carbono} = 2$$

$$\text{hidrogênio} = \frac{5,76}{0,95} \Rightarrow \text{hidrogênio} = 6$$

$$\text{arsênio} = \frac{0,95}{0,95} \Rightarrow \text{arsênio} = 1$$

Fórmula mínima: $\text{C}_2\text{H}_6\text{As}$

Massa da fórmula mínima = 105 g/mol

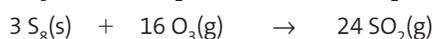
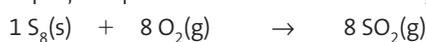
$n \cdot \text{massa da fórmula mínima} = \text{massa molar}$

$$n \cdot 105 = 209,96 \Rightarrow n \approx 2$$

Fórmula molecular: $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{As}_2$

30 Alotropia é a propriedade que certos elementos químicos têm de formar mais de um tipo de substância simples. Essas substâncias diferentes formadas são denominadas formas ou variedades alotrópicas ou, simplesmente, alótropos. As variedades alotrópicas de um mesmo elemento diferem entre si quanto à atomicidade (número de átomos que formam cada molécula) ou quanto ao arranjo cristalino dos átomos no espaço.

31 Equações químicas balanceadas das reações:



32 Alternativa b.

b) A variedade mais instável é aquela que libera a maior quantidade de calor.

- 33 a) $\text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 $\text{NO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO} + 2 \text{O}_2$
 $\text{Cl} + \text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{ClO}$
 $\text{ClO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{Cl} + 2 \text{O}_2$
b) e c) Resposta pessoal.

Compreendendo o mundo

Neste texto, mostramos como a presença do ozônio na atmosfera (formado pela reação entre os poluentes lançados) aumenta o efeito estufa, sendo uma das principais causas das mudanças climáticas. E, por outro lado, como as mudanças climáticas estão ajudando a destruir a camada de ozônio, aumentando os problemas provenientes desse fenômeno (numa espécie de “bola de neve” que só cresce). Entre os problemas causados pela destruição da camada de ozônio, está o aumento de radiações eletromagnéticas que chegam ao nosso planeta; assim, introduzimos o tema que será tratado na próxima unidade.

O tema central da próxima unidade é a poluição eletromagnética. Como esse tema é de interesse geral – já que todos estamos sujeitos às radiações eletromagnéticas, pois mesmo quem vive afastado das grandes cidades recebe as radiações solares e os raios cósmicos –, somos capazes de discutir vários assuntos importantes para o aprendizado de Química, tais como radioatividade, evolução de modelos atômicos, natureza da luz, partículas elementares, estrutura atômica, assim como assuntos de interesse do cotidiano, como a origem do câncer, se é perigoso fazer uma radiografia, como se faz uma tomografia, a importância do uso de protetores solares, entre outros.

Unidade 3 – Poluição eletromagnética

O tema central desta unidade é a poluição eletromagnética. Explorando esse tema de interesse geral – já que todos estamos sujeitos às radiações eletromagnéticas –, conseguimos discutir vários assuntos importantes para o aprendizado da Química, como radioatividade, evolução dos modelos atômicos, natureza da luz, partículas elementares e estrutura atômica.

Esse tema está bastante relacionado à Física, pois na realidade a estrutura do átomo – que tanto utilizamos em Química – é, a princípio, estudada pela Física. Como atualmente a tendência é evitarmos uma separação (de fato, descabida) entre as várias disciplinas que compõem as Ciências da Natureza e Matemática, podemos trabalhar esse tema com tranquilidade.

Como justificar para o aluno a importância do que ele vai aprender agora?

Nesta unidade vamos falar de eletricidade e de radioatividade e mostrar como esses fenômenos culminaram na descoberta do elétron, do próton e do nêutron.

Vamos ensinar a natureza da luz para mostrar, por exemplo, como um cientista determina a composição química de uma estrela ou descobre um elemento no Sol antes de saber se ele existe na Terra.

Vamos ensinar a evolução dos modelos atômicos com base no pensamento científico até chegar ao modelo básico, suficiente para explicar os fenômenos químicos com os quais vamos trabalhar até o final do curso. Falaremos também como se formam os íons positivos e negativos e, por fim, como foi construída a tabela periódica e que informações podemos obter ao consultá-la.

Sem dúvida, adquirir esse conhecimento será bastante importante para o aluno e seu futuro aprendizado de Química.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Vivemos em um mundo onde as informações nos chegam rapidamente, o tempo todo, em grande número.

E o que fazemos com elas? Por quanto tempo elas ocupam nossa mente, nossa vida?

Isso também pode ser dito em relação ao ensino: as informações são passadas rapidamente. Por exemplo, não se fala em modelo atômico de Rutherford e em modelo atômico de Bohr. Existe o modelo atômico de Rutherford-Bohr (?!).

Mas não são teorias diferentes? Baseadas em pesquisas e experimentos diferentes? Por que(m) foram fundidas?

Há quem diga que o aluno não tem condições de entender certas informações; por isso é necessário simplificá-las. Eu concordo. Informações soltas, sem um alicerce que as sustente, não podem ser compreendidas, devem ser aceitas, é preciso acreditar nelas. E, se o aluno não acredita, ele não aprende.

Mas vamos pensar um pouco, estamos estudando Química. A Química é uma ciência experimental. Não precisamos aceitar os fenômenos que nos apresentam ou acreditar neles.

Podemos mostrar de onde vieram, apresentar os experimentos que confirmaram ou derrubaram determinada teoria, podemos relacionar o que estamos ensinando com o dia a dia do aluno para que o aprendizado faça sentido para ele. Podemos instigar o aluno a pensar, a duvidar, a raciocinar, a se interessar e a querer aprender.

Com esse objetivo, preferimos, por exemplo, perguntar: “– O que são elétrons? Como se sabe que eles existem?” em vez de afirmar: “O átomo é formado por duas regiões, um núcleo pequeno, denso e positivo e uma

grande eletrosfera ao redor, contendo elétrons de massa desprezível”.

Coloque-se no lugar do aluno: Que abordagem você gostaria de ouvir de seu professor?

Será que esse tipo de abordagem investigativa é mais trabalhosa? Não. Certamente, não. O que realmente dá trabalho é uma classe apática, desinteressada, sem vontade de nos ouvir ou de nos olhar de frente.

Como professores temos acesso a um número muito grande de pessoas, cidadãos sobre os quais, mesmo sem perceber, exercemos grande influência. Nosso interesse e entusiasmo nas aulas ajudam a criar um futuro melhor.

Atividade extra

Para introduzir o tema Poluição eletromagnética e despertar o interesse da classe, sugerimos uma demonstração experimental sobre as cores (ondas eletromagnéticas na faixa do visível).

Material necessário

- 1 CD
- 1 pedaço de fio de náilon
- 1 retroprojektor
- 1 cartolina preta
- lápis
- estilete
- copos de vidro transparente com o fundo liso
- corantes alimentícios de 2 ou 3 cores

Como fazer

Prepare previamente duas ou três soluções bem diluídas, de água e corante, de cores diferentes (por exemplo, vermelho e azul). Não faça cores fortes, pois isso dificultará o experimento.

Escureça bem a sala de aula. Desenhe um pequeno quadrado no centro da cartolina preta (de aproximadamente 2 cm × 2 cm) e recorte-o com a ajuda do estilete, de modo a obter uma pequena fenda por onde irá passar a luz do retroprojektor. Coloque a cartolina preparada sobre a plataforma do retroprojektor.

Prenda o CD com o fio de náilon na parte superior do retroprojektor, de modo que ele receba a luz que atravessa a fenda da cartolina projetando um arco-íris bem visível sobre uma parede branca (ajuste a posição do CD, se necessário). Pergunte ao aluno se ele sabe a origem desse arco-íris. Ouça as respostas. (O arco-íris se formou na parede devido à decomposição da luz branca emitida pela lâmpada do retroprojektor.)

Coloque agora um dos copos de corante, por exemplo, o vermelho, sobre a fenda da cartolina, de modo que a luz branca atravesse o corante vermelho antes de chegar ao CD. Nesse caso, o arco-íris projetado perderá as cores verde, azul e violeta, mostrando apenas tons de vermelho.

Pergunte ao aluno se ele sabe o que aconteceu. (O corante vermelho absorveu certos comprimentos de onda da luz branca – o verde, o azul, o violeta –, refletindo apenas os comprimentos de onda na faixa do vermelho.)

Agora troque o copo de corante vermelho por outro de cor azul. Pergunte o que aconteceu. (O corante azul absorveu certos comprimentos de onda da luz branca – o vermelho, o amarelo, o laranja –, refletindo apenas os comprimentos de onda na faixa do azul e do verde, que são próximos. Note que isso pode variar conforme o corante utilizado.)

Continue questionando e usando outros exemplos, como o que faz uma blusa ser vermelha, ou azul ou amarela e também branca (reflete todas as cores) ou preta (absorve todas as cores). Extrapole questionando qual cor de roupa pode ser mais adequada para usar sob um sol forte.

Capítulo 6 – Eletricidade e radioatividade

O capítulo apresenta como foram descobertos os elétrons e os prótons, os raios X e a radioatividade. Enfim, apresenta as partículas e os fenômenos que colocaram fim à ideia de átomo indivisível e, assim, suscitaram a necessidade de criar novos modelos atômicos que pudessem explicar as propriedades da matéria.

O objetivo deste capítulo é verificar como os cientistas constroem os modelos atômicos com base nos conhecimentos disponíveis e como esses modelos vão se modificando à medida que novas descobertas científicas são feitas e novos conhecimentos são incorporados.

O modelo de Thomson se baseou na descoberta dos elétrons e da radioatividade. O modelo de Rutherford se baseou no experimento que ele e seus colaboradores idealizaram de bombardear finíssimas placas de ouro com partículas alfa (na verdade a ideia era comprovar a adequação do modelo de Thomson). O modelo de Bohr se baseou na melhor compreensão da natureza da luz, nos espectros de emissão e absorção dos elementos e na teoria de Max Planck. O modelo de Sommerfeld se baseou na descoberta da estrutura fina dos espectros de emissão.

Objetivos

- Relacionar e compreender como as atividades experimentais foram importantes para a criação dos modelos ao longo da História.
- Reconhecer que o conhecimento químico é dinâmico, portanto, provisório.
- Compreender a diferença de eletrólitos e não eletrólitos.
- Entender o fenômeno da radioatividade e reconhecer suas principais partículas.
- Conhecer os modelos atômicos de Thomson, Rutherford e Bohr.

- Contextualizar e analisar a contribuição dos modelos para a evolução da Química.
- Compreender e utilizar as ideias de Rutherford para explicar a natureza elétrica da matéria.
- Associar a luz que é emitida por gases de substâncias aquecidas (espectro descontínuo) com transições entre seus níveis quânticos de energia.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Existência dos prótons e elétrons: experimentos.
- Íons: teoria de Arrhenius.
- Eletrólitos e não eletrólitos.
- Radioatividade: presença de partículas carregadas.
- Principais tipos de emissões radioativas.
- Modelo atômico de Thomson.
- Modelo atômico de Rutherford.
- Espectro eletromagnético.
- Modelo de Bohr.

Comentários e sugestões

Este capítulo é muito rico em informações que podem ajudar o aluno a construir um conhecimento significativo do assunto. Conforme o tempo disponível, não será possível trabalhar em detalhes todos os tópicos, então, estimule-o a ler o livro, faça comentários, mencionando que no final do século XX ocorreram várias descobertas importantes que revolucionaram a concepção que os cientistas tinham sobre o átomo. É provável que eles já tenham estudado anteriormente sobre prótons e elétrons. Pergunte se sabem como foram descobertos, se sabem o que são raios X, se eles tomam sol sem proteção, etc.

Apresente de forma simples os experimentos que foram desenvolvidos. O importante, neste momento, é que os alunos compreendam que através dos experimentos realizados naquela época novas descobertas sobre o átomo foram surgindo. No final da aula, abra uma discussão sobre o papel da experimentação e novas descobertas para o desenvolvimento da Ciência.

Quando abordar a radioatividade e suas principais emissões, não fale sobre número atômico e número de massa, isso será feito mais tarde. É importante destacar, nesse momento, a descoberta de partículas carregadas e de radiações que foram observadas pelo experimento realizado com a placa de chumbo.

Experimento

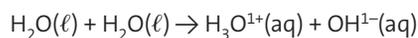
Eletrólitos e não eletrólitos

Este experimento pode ser realizado em grupos de alunos. Anote na lousa as respostas fornecidas pelos grupos do item **Investigue**. No decorrer do experimento, interaja com seus alunos buscando abrir espaço para que eles ten-

tem, através das observações, propor explicações. Conforme as conclusões que resultarem dessa discussão, introduza os conceitos químicos sobre íons (de acordo com a teoria de Arrhenius), eletrólitos e não eletrólitos. Lembre aos alunos a importância da devolução da bateria descarregada para o fabricante para que possa ser reciclada.

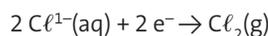
Investigue

1. A água destilada não acende o LED. O aluno pode concluir que na água destilada não há formação de íons. O professor deve avaliar se comenta ou não com os alunos sobre a autoionização da água nesse momento. Se for o caso, explique que no estado de agregação líquido as moléculas de água estão em constante movimento e que o choque entre elas pode formar íons (o cátion hidrônio e o ânion hidróxido):



Estima-se, porém, que a 25 °C, de cada 555 milhões de moléculas de água apenas uma sofre ionização. Logo, a quantidade de íons existentes na água destilada é muito pequena e insuficiente para conduzir corrente elétrica, impedindo que o LED acenda.

2. O sal de cozinha puro, no estado de agregação sólido, não conduz corrente elétrica, porque os íons estão firmemente presos uns aos outros.
3. Na solução de água e sal de cozinha há uma grande quantidade de íons e, portanto, há condução de corrente elétrica e o LED acende. O aluno deverá notar a formação de uma coloração esverdeada no ânodo (polo positivo). Deixe os alunos pensarem a respeito. Mais tarde, se quiser, diga que ocorreu a eletrólise do cloreto de sódio e que houve a formação de cloro no ânodo (o gás de cor esverdeada):



4. Na solução de água e açúcar, não há formação de íons e o LED não acende.
5. A água de torneira possui várias substâncias dissolvidas, muitas das quais formam íons. Escurecendo o ambiente é possível observar que o LED acende com uma luz bem fraquinha, devido à pequena quantidade de íons existentes. **Observação:** O aparelho utilizado para fazer o experimento não oferece riscos para o aluno (ainda que ele coloque a mão na solução de água e sal enquanto o LED estiver aceso). Portanto, o professor pode optar por dividir a classe em grupos para que os alunos possam construir o aparelho, fazer os testes e comparar os resultados, ou pode optar por fazer uma aula demonstrativa. Nesse caso, é preciso transitar pela classe com o aparelho para que todos os alunos possam se certificar se o LED acendeu ou não (em geral, não é possível fazer essa observação de longe).

Raios X e radioatividade

“[...] Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923) espantou o mundo ao anunciar, no final de 1895, a descoberta de ‘um novo tipo de raio’ e demonstrar que com esses raios se podia ‘ver’ dentro do corpo humano. [...]”

Anunciou que, com sua descoberta, se poderia pela primeira vez ver dentro do corpo humano sem precisar abri-lo. É fácil imaginar a surpresa de muitos, pois ainda havia quem desaconselhasse certas cirurgias porque o bisturi poderia cortar a alma. [...]

Atualmente, são considerados raios X as radiações eletromagnéticas com comprimento de onda no intervalo aproximado de 10^{-11} a 10^{-8} m (0,1 a 100 Å), resultantes da colisão de elétrons produzidos em um cátodo aquecido (ocorre uma emissão termoiônica) contra elétrons de um ânodo metálico.

Ao contrário das radiações originadas nos núcleos atômicos, com as quais se assemelham em intensidade, os raios X têm origem extranuclear. [...]”

CHASSOT, Attico. Raios X e Radioatividade. *Química Nova na Escola*, n. 2, 1995. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/historia.pdf>>. Acesso em: 10 fev. 2016.

Relembre a descoberta dos prótons e elétrons e do fenômeno da radioatividade estudados no capítulo anterior para explicar o modelo atômico de Thomson. Depois, comente com os alunos sobre o experimento de Rutherford, qual era sua intenção e o resultado inesperado que ele obteve. Se possível, faça um esquema do experimento na lousa ou mostre-o em uma transparência no retroprojetor. Discuta com os alunos sobre as conclusões de Rutherford e por que o seu modelo, criado com base nesse experimento, foi logo abandonado. Peça que comparem as ideias do modelo de Rutherford com o modelo de Thomson e indiquem os pontos que considerem concordantes e não concordantes. Essa discussão ajuda na construção do conhecimento.

Para melhor compreensão dos alunos sobre o modelo atômico de Bohr fale sobre o espectro eletromagnético e cite exemplos de radiações eletromagnéticas importantes como as que descrevemos no quadro a seguir.

Radiação/Frequência	Características	Aplicações
Raios gama Entre 10^{18} Hz e 10^{23} Hz	São radiações eletromagnéticas emitidas por elementos radioativos. Possuem comprimentos de onda que vão de $3 \cdot 10^{-6}$ nm até 0,3 nm. São extremamente energéticas (mais que os raios X).	São utilizados na detecção de pequenas rachaduras em peças metálicas (gamagrafia), na esterilização de suprimentos médicos, na conservação de alimentos, em tratamentos médicos (radioterapia) e em pesquisas científicas relacionadas ao átomo, entre outras.
Raios X Entre 10^{16} Hz e 10^{21} Hz	São radiações eletromagnéticas com frequência além da ultravioleta, com comprimentos de onda entre $3 \cdot 10^{-4}$ nm a 30 nm. São produzidos por saltos de elétrons em regiões próximas ao núcleo dos átomos ou pelo choque de elétrons contra anteparos duros (como ocorre nos tubos de raios catódicos).	São utilizados em diagnósticos médicos e no controle de qualidade da estrutura interna de objetos (por exemplo, para garantir a ausência de falhas em blocos metálicos).
Ultravioleta Entre $1,0 \cdot 10^{15}$ Hz e $9,4 \cdot 10^{14}$ Hz	Radiação do espectro solar invisível aos nossos olhos e de frequência (e energia) mais alta que a da luz violeta (por isso, denominada ultravioleta). Essa radiação é composta de ondas cujo comprimento estende-se de 100 nm até cerca de 400 nm.	É usada na esterilização de ambientes (elimina microrganismos patogênicos), em testes industriais não destrutivos e em aplicações médicas. Possui energia suficiente para ionizar átomos, sendo usada para acelerar certas reações químicas.
Infravermelho Entre 10^{12} Hz e 10^{14} Hz	As cores do arco-íris apresentam temperaturas diferentes, que aumentam antes da faixa vermelha do arco-íris, onde já não há mais luz visível. Por isso, essa radiação invisível ao olho humano possui comprimento de onda no intervalo entre $3 \cdot 10^3$ nm e cerca de $3 \cdot 10^5$ nm e é denominada infravermelho.	É utilizado para aquecer ambientes, cozinhar alimentos e acelerar o processo de secagem de pinturas industriais. É também empregado no tratamento de dores reumáticas ou traumas musculares. A radiação infravermelha é aplicada a instrumentos bélicos, como os aparelhos de visão noturna (baseados na temperatura dos corpos), bem como a sensores de presença, alarmes e aparelhos de controle remoto.

Micro-ondas Entre 10^9 Hz e 10^{12} Hz	Possuem comprimentos de onda entre $3 \cdot 10^5$ nm até $3 \cdot 10^8$ nm.	São utilizadas tanto no preparo de alimentos como em comunicações telefônicas entre cidades distantes, estações retransmissoras de televisão e radares.
Ondas de rádio Entre 10^0 Hz e 10^7 Hz	Possuem comprimentos de onda que se estendem de $3 \cdot 10^8$ nm até $3 \cdot 10^{17}$ nm.	São utilizadas para transmissões radiofônicas (ondas curtas, médias e longas). Também são emitidas por estrelas e nebulosas. A captação dessas ondas por meio de radiotelescópios e radiointerferômetros permite o estudo desses corpos celestes quando eles se encontram além das distâncias alcançadas pelos telescópios ópticos.

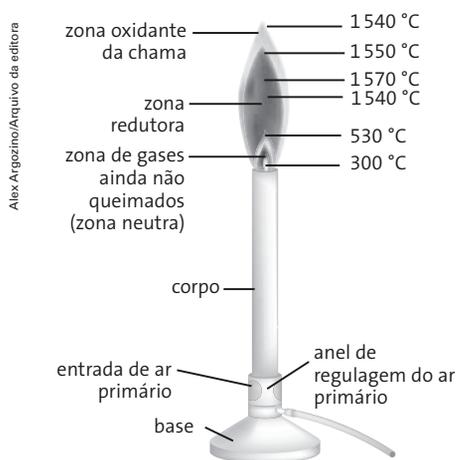
Convide um profissional da área de saúde para falar sobre os instrumentos de diagnóstico e tratamento que utilizam radiação. Alertar sobre os cuidados que devem ser tomados e os perigos provocados pela exposição excessiva aos diversos tipos de radiação eletromagnética.

Outra opção é fazer o teste da chama demonstrativo como sugestão de **Atividade extra** (como explicaremos a seguir). Trata-se de um ótimo recurso explicar as ideias do modelo de Bohr.

Atividade extra

O teste da chama é um experimento muito bonito e interessante que ilustra bem a teoria que está sendo estudada, mas exige algumas precauções para evitar problemas, tanto para quem faz o experimento como para o meio ambiente. Por isso, o experimento deve ser preferencialmente demonstrativo e todas as instruções de segurança devem ser rigorosamente seguidas.

A chama produzida pela queima de um gás num bico de Bunsen apresenta três zonas bem distintas:



Zona neutra: região fria, próxima da boca do tubo (onde não ocorre queima de gás).

Zona redutora: região pouco quente, localizada acima da zona neutra na forma de um pequeno cone azul (onde se inicia a queima de gás).

Zona oxidante: região muito quente capaz de atingir a temperatura da ordem de 1500 °C. Localiza-se acima da zona redutora (onde ocorre queima completa do gás).

A energia produzida na zona oxidante é suficiente para ativar os elétrons de determinados cátions, fazendo-os saltar para níveis mais energéticos.

Ao terem seus elétrons ativados, esses cátions se movem em direção à zona redutora ou à zona neutra. Isso faz com que os elétrons voltem aos níveis de energia que ocupavam antes, devolvendo a energia recebida na zona oxidante.

É propriedade de certos cátions que seus elétrons devolvam a energia absorvida na chama, na forma de luz visível, cujo comprimento de onda corresponde a uma determinada cor. Essa cor é característica da espécie de cátion. Assim, pode-se identificar a presença de um determinado cátion em uma solução pela cor que a chama apresenta com uma amostra dessa solução.

O teste da chama normalmente é feito com sais que possuem o cátion a ser testado e o ânion cloreto. Estes sais são preferidos por serem mais solúveis e, assim, liberarem uma quantidade maior de íons.

Material necessário

- 1 fio de níquel-cromo ou de platina
- 1 haste de vidro
- 1 rolha de cortiça
- solução de ácido clorídrico concentrado (6 mol/L)
- solução aquosa de diversos sais, como cloreto de sódio, $\text{NaCl}(\text{aq})$, cloreto de potássio, $\text{KCl}(\text{aq})$, cloreto de cálcio, $\text{CaCl}_2(\text{aq})$, cloreto de estrôncio, $\text{SrCl}_2(\text{aq})$, e cloreto de bário, $\text{BaCl}_2(\text{aq})$
- 6 tubos de ensaio
- 1 estante para tubos de ensaio

Como fazer

O professor deve preparar as soluções previamente, utilizando a menor quantidade possível de reagentes. Uma quantidade de solução igual a meio tubo de ensaio é suficiente para fazer o teste.

O teste da chama é feito com um fio de níquel-cromo (mais barato) ou de platina (melhor resultado) amarrado na ponta de uma haste de vidro. A outra ponta da haste normalmente é espetada numa pequena rolha de cortiça que serve de suporte para manusear a haste. A ponta do fio deve ser curva para reter uma película do líquido que contém a espécie de cátion a ser testada (veja ilustração abaixo).



Alex Argentino/Arquivo da editora

O teste da chama é muito sensível, por isso o fio deve ser limpo antes e depois de se testar cada espécie de cátion. A limpeza do fio é feita com solução de ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, concentrado (6 mol/L). Deve-se mergulhar o fio nessa solução e em seguida levá-lo à chama, conduzindo-o lentamente à margem da zona redutora, até que a presença do fio não cause mais nenhuma coloração à chama.

A chama do cátion sódio mascara a de outros cátions, caso a solução testada apresente impurezas de sódio. Para eliminar esse problema, pode-se observar a chama através de um vidro de cobalto ou, ainda, de dois pedaços de papel celofane sobrepostos, um azul e outro vermelho, através dos quais a cor amarela, devido ao sódio, é absorvida e as outras são modificadas.

Dicas de segurança

Risco de incêndio: Tome bastante cuidado ao fazer esta experiência. Antes de começar, verifique se não há materiais inflamáveis por perto, pois, nesse caso, a presença da chama pode causar acidentes graves.

O ácido clorídrico concentrado só deve ser manuseado pelo professor, na capela do laboratório, usando luvas de borracha nitrílica, avental, óculos de proteção e máscara.

Propriedades das substâncias utilizadas

O ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, é um líquido incolor ou levemente amarelado. É um ácido forte, volátil e corrosivo. É tóxico por ingestão e inalação e fortemente irritante para os olhos e para a pele. A tolerância é de 7 mg de HCl por m^3 de ar.

O cloreto de sódio, $\text{NaCl}(\text{s})$, é encontrado na forma de cristais incolores ou esbranquiçados. Conhecido também como sal marinho ou sal-gema, é o principal constituinte do sal de cozinha. É amplamente utilizado na indústria, na alimentação, na conservação de carnes, manteigas e como espessante em xampus. Não apresenta toxicidade; sua manipulação não oferece perigo.

O cloreto de potássio, $\text{KCl}(\text{s})$, é encontrado na forma de cristais incolores ou esbranquiçados. É o principal constituinte do mineral silvinita. É usado em fertilizantes, preparados farmacêuticos, fotografia. Entra na composição de bebidas isotônicas (usadas por atletas para reposição de potássio no organismo) e, misturado com o cloreto de sódio, vendido como “sal light” (com baixo teor de sódio, indicado para hipertensos). Não apresenta toxicidade; sua manipulação não oferece perigo.

O cloreto de cálcio, $\text{CaCl}_2(\text{s})$, apresenta-se na forma de escamas brancas deliquescentes (capaz de se dissolverem na água que absorvem do ar). É utilizado como anticongelante na indústria de papel e celulose, e como fungicida em produtos farmacêuticos. Não apresenta toxicidade; sua manipulação não oferece perigo.

O cloreto de estrôncio, $\text{SrCl}_2(\text{s})$, é encontrado na forma de agulhas brancas, cristalinas. É utilizado em pirotecnia (fogos de artifício) e em medicina. É combustível e apresenta risco de incêndio. Deve ser manipulado somente pelo professor.

O cloreto de bário, $\text{BaCl}_2(\text{s})$, é encontrado na forma de cristais brancos incolores. É usado para evitar incrustações em caldeiras industriais, como aditivo em óleos lubrificantes, em pigmentos. É muito tóxico, e a ingestão de 0,8 g pode ser fatal. Deve ser manipulado somente pelo professor.

Portanto, utilize apenas os sais que não oferecem perigo, como o $\text{NaCl}(\text{s})$, o $\text{KCl}(\text{s})$ e o $\text{CaCl}_2(\text{s})$.

Resultados obtidos

Espécie de cátion	Sem papel celofane	Com papel celofane
Na^+ , sódio	Amarelo	Nada
K^+ , potássio	Violeta	Vermelho-sangue
Ca^{2+} , cálcio	Vermelho-tijolo	Verde-claro
Sr^{2+} , estrôncio	Vermelho-sangue	Púrpura
Ba^{2+} , bário	Verde-amarelado	Verde-azulado

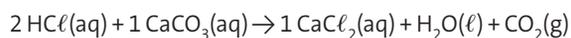
Pergunte aos alunos como eles relacionam o fenômeno observado no teste da chama ao que ocorre nos letreiros luminosos e coloridos de neon. Em linhas gerais, faça-os compreender que ambos os fenômenos ocorrem devido à transição eletrônica, ou seja, sempre que o elétron recebe energia ele salta de um nível mais interno (menos energético)

para um nível mais externo (mais energético). Ao voltar para o nível que ocupava antes (no estado fundamental), o elétron devolve a energia que havia recebido na forma de luz de determinado comprimento de onda que, para os cátions testados na chama ou para os gases nobres dos letreiros luminosos, corresponde a uma determinada cor visível.

Descarte de rejeitos

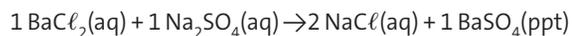
O ácido clorídrico é prejudicial ao meio ambiente e, antes de ser descartado, precisa ser neutralizado. A neutralização é feita na capela, pela adição lenta e cuidadosa de uma solução de um sal básico, por exemplo, solução de carbonato de cálcio, $\text{CaCO}_3(\text{aq})$, até a neutralização completa.

O ácido irá reagir com o sal, formando cloreto de cálcio, cuja solução pode ser descartada na pia do laboratório.



É importante não esquecer de usar luvas de borracha nitrílica, avental, óculos de proteção e máscara sempre que for manipular o ácido clorídrico.

O **cloreto de bário** é venenoso e a solução não deve ser descartada na pia. Primeiro deve ser feita a precipitação do bário pela adição de uma solução aquosa de sulfato de sódio, $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, por exemplo.



Para cada grama de cloreto de bário presente na solução inicial, adicione 15 mL de solução de sulfato de sódio a 10%. Deixe descansar por uma semana. Faça um teste para verificar se a precipitação foi completa, adicionando algumas gotas de solução de sulfato de sódio a 10%. Se necessário, adicione mais solução de sulfato de sódio até não haver mais precipitação. Filtre o sólido (precipitado). Trate o sólido como lixo normal. Despeje o líquido pelo ralo. As demais soluções podem ser descartadas diretamente na pia do laboratório.

Conversa com o professor

Sobre a natureza da luz

Informações importantes a respeito da natureza de átomos e moléculas têm sido obtidas através do estudo da interação da radiação com a matéria. Muitas evidências experimentais, desde a metade do século XIX, sugeriam que a luz deveria ser descrita como um movimento ondulatório. Esta evidência incluía o fato de que a luz exibe fenômenos de interferência e difração. Naquela época, em 1864, a teoria eletromagnética ondulatória foi desenvolvida em uma forma bastante satisfatória por J. C. Maxwell. Suas famosas equações diferenciais envolvendo os campos elétricos e magnéticos descrevem a radiação luminosa ondulatória e suas propriedades, em uma forma similar na qual as equações do movimento são aplicáveis às ondas sonoras. [...]

A espectroscopia tem como fundamento básico revelar o efeito da interação da radiação com a matéria, estando esta no estado gasoso, líquido ou sólido. Desde o século XIX trabalhos experimentais na área de espectroscopia, mais especificamente espectroscopia atômica, proporcionaram um conjunto de informações relevantes que levaram cientistas a buscar modelos e teorias mais adequadas para a descrição da interação da radiação com a matéria. [...]

O desenvolvimento de uma equação para reproduzir a forma experimental da dependência da energia da radiação com o comprimento de onda (ou frequência) da luz foi um dos problemas centrais dos físicos do século XIX. Planck apresentou no final de 1900 uma solução, na qual foi introduzida pela primeira vez a hipótese da quantização da energia ($E = n \cdot h \cdot \nu$, sendo h a constante de Planck, $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, e n um número inteiro).

[...] No final do século XIX, Heinrich Hertz realizou experimentos e descobriu que uma descarga elétrica entre dois eletrodos ocorre mais facilmente quando se faz incidir sobre um deles luz ultravioleta. Lenard, seguindo alguns experimentos de Hallwachs, mostrou em seguida que a luz ultravioleta facilita a descarga ao fazer com que elétrons sejam emitidos da superfície do catodo [...]. A emissão de elétrons de uma superfície, devido à incidência de luz sobre essa superfície, é chamada de Efeito Fotoelétrico [...].

ALMEIDA, Wagner B. de; SANTOS, Hélio F. dos. Modelos teóricos para a compreensão da estrutura da matéria. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*, n. 4, 2001. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/mod-teor.pdf>>. Acesso em: 9 maio 2013.

Resolução dos exercícios

- a) Se a partícula apresenta carga negativa, ela é desviada para o polo positivo do campo elétrico. Se, ao contrário, a partícula apresenta carga elétrica positiva, ela é desviada para o polo negativo do campo elétrico. É possível concluir se a carga elétrica das partículas é positiva ou negativa.
- b) Quanto maior a massa das partículas, maior seria a inércia e menor o desvio sofrido. É possível obter uma relação de massa das partículas.
- c) Quanto maior a velocidade das partículas, menor seria o desvio sofrido. É possível obter uma relação de velocidade das partículas.

- 2 São corretos os itens: 02, 04, 16 e 32. Resposta: 54.
01. Errado. Os raios canais partem do ânodo e caminham em direção ao cátodo.
08. Errado. A massa do próton (parte elementar dos raios canais) é 1836 vezes maior que a massa do elétron (parte elementar dos raios catódicos).
- 3 Alternativa e.
Os raios catódicos são constituídos por um feixe de elétrons.
- 4 Alternativa d.
A alternativa **d** é errada porque os íons são partículas (átomos ou moléculas) que possuem excesso ou deficiência de elétrons. O número de prótons é constante e invariável em qualquer fenômeno químico e, por isso, caracteriza o elemento.
- 5 Alternativa d.
Está errada porque o sulfato duplo de potássio e urânio di-hidratado utilizado por Becquerel foi capaz de impressionar uma chapa fotográfica lacrada devido às emissões radioativas do elemento urânio (e do rádio isolado mais tarde pelos Curie).
- 6 Alternativa a.
- 7 Alternativa e.
a) Na eletrosfera do átomo existem apenas elétrons, que apresentam massa desprezível.
b) Thomson determinou o valor da relação entre a carga do elétron e a sua massa (e/m), e os elétrons.
c) A descoberta de Chadwick não alterou o modelo atômico de Rutherford, o modelo que alterou este modelo foi o modelo de Bohr.
d) As radiações alfa (α), beta (β) e gama (γ), emitidas pelos átomos de urânio, apresentam comportamento diferente ao atravessar a matéria ou um campo elétrico no vácuo.
- 8 Alternativa b.
I. O átomo não é indivisível, e a matéria possui propriedades elétricas (1897): Thomson.
II. O átomo é uma esfera maciça (1808): Dalton.
III. O átomo é formado por duas regiões, denominadas núcleo e eletrosfera (1911): Rutherford.
- 9 Alternativa d.
- 10 Alternativa c.
Dalton supunha o átomo maciço e indivisível. Seu modelo atômico não explicava fenômenos como a condução de eletricidade.
- 11 Alternativa a.
As explicações estão de acordo com o modelo atômico de Bohr.

- 12 Alternativa e.
O modelo atômico de Bohr propõe que o elétron, ao passar de uma órbita para outra, absorve ou emite um quantum de energia. Essa energia é emitida, geralmente, na forma de luz.
- 13 De modo geral, os diversos tipos de ondas eletromagnéticas diferem pelo valor de sua frequência e, também, pela maneira como elas são produzidas. Conforme o valor da frequência, elas recebem denominações especiais: ondas de rádio, infravermelho, raios X, etc. O conjunto de todos esses tipos de onda é denominado espectro eletromagnético. Todas as ondas que constituem o espectro eletromagnético propagam-se no vácuo à mesma velocidade ($V = 3,0 \cdot 10^8$ m/s) e podem ser originadas pela aceleração de uma carga elétrica. Então, sempre que uma carga elétrica é acelerada, ela irradia um certo tipo de onda eletromagnética, o qual irá depender do valor da aceleração da carga.
- 14 Alternativa b.
Um dos postulados do modelo atômico de Bohr afirma que: “todo átomo possui um certo número de órbitas, com energia constante, chamadas estados estacionários, nos quais o elétron pode movimentar-se sem perder nem ganhar energia”. Ao receber energia, o elétron salta para um nível mais externo (mais energético). Ao cessar a emissão de energia, o elétron volta para o nível mais interno (menos energético), emitindo energia na forma de luz (visível ou não).

Capítulo 7 – Modelo básico do átomo e a lei periódica

O capítulo aborda a estrutura básica do átomo caracterizando-a da seguinte forma: um núcleo muito pequeno e denso, contendo prótons e nêutrons, e elétrons numa região muito extensa e rarefeita, denominada eletrosfera. Outros termos químicos como número atômico, isótopos, número de massa e massa atômica também são discutidos neste capítulo.

Uma vez que as propriedades químicas dos elementos dependem diretamente da distribuição dos elétrons na eletrosfera, são também apresentadas neste capítulo as teorias sobre a eletrosfera, os ânions e os cátions, o diagrama de energia para distribuição dos elétrons no átomo em níveis e subníveis e os conceitos de elétrons mais energéticos e de valência.

Este capítulo aborda também como a tabela periódica está estruturada. Informações como classificação dos elementos (metais, gases nobres, ametais e hidrogênio), elementos presentes em cada grupo e propriedades periódicas são discutidas.

Objetivos

- Compreender os conceitos de número atômico, isotopia e número de massa.
- Identificar as características do átomo.
- Contextualizar e reconhecer a importância dos modelos atômicos estudados para a ideia do modelo clássico atual.
- Traduzir a linguagem simbólica da Química, compreendendo seu significado em termos microscópicos.
- Relacionar número de nêutrons e prótons com massa isotópica, bem como relacionar sua composição isotópica natural com a massa usualmente atribuída ao elemento.
- Diferenciar átomo neutro de um íon.
- Compreender a simbologia e os códigos.
- Identificar as partículas elementares de um átomo.
- Compreender a distribuição eletrônica e reconhecer os elétrons mais energéticos e sua camada de valência.
- Compreender o que é uma propriedade periódica.
- Relacionar a periodicidade das propriedades dos elementos com sua configuração eletrônica.
- Reconhecer e compreender a organização dos elementos na tabela periódica para a determinação de algumas propriedades, como reatividade das substâncias e caráter metálico.
- Traduzir as informações presentes na tabela em linguagem discursiva.
- Identificar fontes de informações – tabela periódica – como forma de obter informações relevantes.
- Reconhecer aspectos químicos na interação do ser humano com o meio ambiente.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Número atômico.
- Elemento químico \times número atômico.
- Núcleo: prótons, nêutrons.
- Eletrosfera e elétrons.
- Representação do elemento.
- Semelhanças atômicas: isótonos, isótopos e isóbaros.
- Átomo neutro \times íon.
- Íons: cátions e ânions.
- Diagrama de energia: átomo neutro e íon.
- Elétron mais energético.
- Camada de valência.
- Estudo da tabela periódica.
- Classificação dos elementos.
- Propriedades periódicas: raio atômico, energia de ionização, eletropositividade e eletronegatividade.

Comentários e sugestões

Inicie uma conversa com seus alunos para relembrar os modelos atômicos que já foram estudados nas aulas

anteriores. A partir daí, chegue ao modelo básico mais aceito atualmente e estudado no Ensino Médio.

Leve uma tabela periódica grande para a sala e peça aos alunos que identifiquem a massa atômica de alguns elementos. Quando os alunos identificarem a massa atômica, seria interessante já relacionar o número de massa, explicando suas diferenças. O professor pode colocar na lousa os valores das massas dos prótons, nêutrons e elétrons. Partindo desses valores de massas, poderia ser iniciada uma discussão com os alunos para que eles pudessem concluir quais partículas seriam realmente importantes para o número de massa. Destaque a frase que está no livro na página 165: “O número de massa (A) não é uma massa, é apenas um número que indica a quantidade de partículas do átomo cuja massa é relevante”.

Explique então que os valores de massa atômica encontrados na tabela periódica são uma média ponderada que leva em conta os isótopos mais abundantes de cada elemento e sua respectiva porcentagem em massa na natureza.

Enfatize a importância dos isótopos, suas diferenças com relação a propriedades físicas, sua presença na natureza e suas aplicações. Como forma de avaliação, proponha que os alunos façam uma pesquisa sobre os isótopos e suas aplicações (esse assunto será retomado com mais detalhes no Volume 3 desta Coleção).

Durante toda a exposição desse conteúdo, devemos ter como foco:

- Levar o aluno a perceber a dimensão (infinitamente pequena) do átomo, sua característica elétrica e as distribuições das partículas fundamentais.
- Mostrar que o modelo que estamos utilizando é, de fato, apenas um modelo e não um retrato da realidade. Ele é útil para explicar determinados fenômenos até um certo grau de profundidade. Outros fenômenos ou um estudo mais profundo exigiriam outro(s) modelo(s).

Introduza o conceito de átomo eletricamente neutro e aborde a definição de íon a partir da variação do número de elétrons. Ressalte sempre que o número de prótons não varia, pois é o que define o elemento químico.

Identifique passo a passo com seus alunos os prótons, nêutrons e elétrons de um elemento. Em seguida, diferencie e caracterize os cátions e ânions.

Os conceitos relacionados à distribuição eletrônica geralmente são abstratos para os alunos. Explique-os com base na soma das energias potencial (n , níveis) e cinética (l , subníveis) e nos modelos atômicos de Bohr e de Sommerfeld para justificar a ordem de distribuição dos elétrons no diagrama de energia. Esses são raciocínios que o aluno é capaz de acompanhar. Estimular o desenvolvimento do raciocínio abstrato é importante para a formação do aluno.

Seguindo esse raciocínio, monte com eles o diagrama de energia.

Mostre vários exemplos de átomos com seus respectivos números atômicos na lousa e explore a distribuição dos elétrons desses átomos, identificando a camada de valência e subnível ou o elétron mais energético. É importante também apresentar a diferença entre a ordem crescente de energia e a geométrica.

Para que a aula não seja somente expositiva, em alguns momentos interaja com os alunos, checando o entendimento deles.

Enfatize nesta aula que, quando é fornecido um átomo neutro com seu número atômico, é possível partir desse número para distribuir os elétrons no diagrama, pois ambos (número atômico e número de elétrons) são iguais.

Para a distribuição eletrônica de íons, primeiramente faça a distribuição eletrônica do átomo neutro. Em seguida, a partir da distribuição eletrônica do átomo neutro (seguindo a ordem geométrica), adicione ou retire elétrons para representar a distribuição eletrônica do íon.

Conversa com o professor

Hipótese de Fermi

O físico italiano Enrico Fermi (1901-1954) – que participou do Projeto Manhattan para a construção da bomba atômica – lançou a seguinte hipótese para explicar a emissão de partículas ${}_{-1}^0\beta$ (semelhantes a elétrons) do núcleo de um átomo:

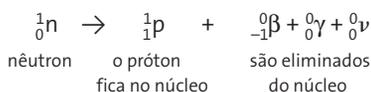
A partícula ${}_{-1}^0\beta$ é emitida quando um nêutron instável se desintegra, convertendo-se em um próton.

O próton fica no núcleo e, como a massa do próton é praticamente igual à massa do nêutron, a massa total do núcleo atômico não se altera.

A partícula ${}_{-1}^0\beta$ é expulsa do núcleo com radiação ${}^0_0\gamma$ e outra partícula chamada neutrino (${}^0_0\nu$), de carga elétrica igual a zero e massa desprezível.

Note que, da mesma forma que os raios X são formados pela colisão de elétrons acelerados contra anteparos duros, a radiação ${}^0_0\gamma$ também se forma pela colisão de partículas ${}_{-1}^0\beta$ emitidas por um átomo radioativo contra o núcleo de um átomo que se encontra ao redor, pois todos os elementos naturalmente radioativos possuem núcleos pesados e grandes.

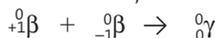
A existência do neutrino (${}^0_0\nu$) foi prevista matematicamente antes da comprovação de sua existência real pelo físico alemão Wolfgang Pauli (1900-1958), para explicar a conservação de energia do sistema quando ocorre a desintegração do nêutron.



Nas reações de transmutação artificiais, ou seja, feitas bombardeando-se átomos (denominados alvos), com partículas aceleradas (denominadas projéteis), cujo produto tanto pode ser um isótopo natural do elemento químico como um isótopo artificial (que não existe na natureza), pode ocorrer a liberação de pósitrons ou partícula beta positiva, ${}_{+1}^0\beta$.

O pósitron ou partícula beta positiva, ${}_{+1}^0\beta$, é na realidade uma antipartícula beta negativa, ${}_{-1}^0\beta$. Quando um

pósitron e uma partícula beta se chocam, há extinção de matéria e liberação de energia na forma de radiação gama.



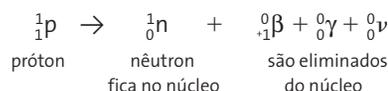
O pósitron é usado em uma técnica de diagnóstico em medicina denominada tomografia por emissão de pósitrons (PET), na qual traçadores radioativos inofensivos são acompanhados através do corpo pelos pósitrons que eles emitem.

A emissão de pósitrons pelo núcleo atômico pode ser explicada da seguinte maneira:

A partícula ${}_{+1}^0\beta$ é emitida quando um próton instável se desintegra convertendo-se em um nêutron.

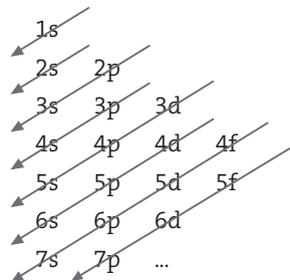
O nêutron fica no núcleo. A massa total do núcleo atômico não se altera.

A partícula ${}_{+1}^0\beta$ é expulsa do núcleo com a radiação ${}^0_0\gamma$ e o neutrino, ${}^0_0\nu$.



O diagrama de energia

Desde sempre aprendemos que o diagrama de energia, tão utilizado para justificar a posição dos elementos na tabela periódica, as propriedades dos elementos e, portanto, o tipo de ligação química que estabelece, é de autoria de Linus Pauling.



Mas o que Linus Pauling fez foi apenas apresentar o diagrama de energia de forma mais didática. Em seus livros ele não diz que o diagrama é de sua autoria, mas como também não diz quem é o autor, acabou recebendo

o crédito pelo trabalho indevidamente. Pretendemos, portanto, corrigir esse equívoco no livro.

Como é possível que o aluno tenha visto o diagrama de energia no Ensino Fundamental com o nome de “diagrama de Linus Pauling”, é importante que o professor esteja preparado para esclarecer o equívoco.

Reserve um tempo no final da aula para debater sobre a importância (ou não) de corrigir um erro como esse, ou seja, dar o crédito de um trabalho ao seu verdadeiro autor. (Equívocos como esse infelizmente são comuns em qualquer ambiente de trabalho, principalmente no meio acadêmico.)

O diagrama de energia na verdade – que indica a energia do elétron e não a sua localização no átomo – é de autoria de um cientista alemão, conforme consta do artigo *Theoretical Justification of Madelung's rule*, disponível em: <<http://jchemed.chem.wisc.edu/journal/issues/1979/Nov/index.html>>. Acesso em: 17 fev. 2016.

O artigo encontra-se em inglês. Traduzimos a seguir os trechos mais importantes para o Ensino Médio. Note que neste livro trabalhamos exatamente a lei empírica de Madelung.

(O texto a seguir é apenas para informação ao professor, não precisa ser passado ao aluno.)

“A lei empírica descoberta por Madelung para sequência de preenchimento das camadas eletrônicas dos elementos da tabela periódica consistiu de duas partes:

(1) Quando átomos neutros consecutivos são considerados, as camadas eletrônicas são preenchidas na ordem da soma do número quântico ($n + l$).

(2) Para elétrons em estado de igualdade ($n + l$), a ordem de preenchimento segue com o aumento de n . O extraordinário sucesso da lei de Madelung é evidenciado por seu uso em quase todos os livros de texto de Química geral em sua forma gráfica, mostrando a ordem de preenchimento de elétrons com o número atômico dado. Nenhum dos livros tentou dar significado teórico ou físico para essas linhas peculiares em 45°.

Usando o modelo estatístico de Fermi-Thomas com a solução aproximada de Tietz, Klechkovsky ofereceu a primeira justificativa teórica para a parte 1 da lei de Madelung. Uma proposta diferente, mas com o mesmo resultado, é apresentada aqui para ambas as partes da lei de Madelung e mais algumas aplicações. [...]

[...] Constatando que o modelo estatístico de Fermi-Thomas é mais uma aproximação grosseira do átomo mecânico-ondular, aproveitou-se da vantagem de sua extrema simplicidade para verificar as leis empíricas de Madelung, usando a solução de Tietz. O significado físico dessas linhas peculiares em 45°, usadas pelos estudantes iniciantes de Química para lembrar a sequência de preenchimento de elétrons nos orbitais atômicos em um átomo neutro, é, realmente, linhas de energia constante. A relação matemática do número atômico Z com os números quânticos n e l é: $n = (6Z)^{1/3} - l$. Em outras palavras, as subcamadas nas linhas paralelas do diagrama de energia têm, aproximadamente, energias potenciais iguais.

A ordem de preenchimento de elétrons em um átomo neutro é da energia potencial mais baixa para a energia potencial mais alta, medidas por $(n + l)$ e com o aumento de n e diminuição de l para subcamadas de mesma linha de energia potencial.”

Fontes: MADELUNG, E. *Matematische hilfsmittel des physikers*. 1. ed. Berlim: Springer, 1936. p. 359;

KLECHKOVSKY, V. M. Zh. Exsperim. I Teor. Fiz., 41, 465 (1962). Trad. Soviet physics J. Expt. and theor. Phys. 14, 334 (1962).

FERMI, E. Mem. Accad. Lincei 6, 602 (1927). Thomas L. H. Proc. Cambridge Phil. Soc. 23, 542 (1927); Collected Papers (Univ. of Chicago Press, 1962).

Leve uma tabela periódica grande para a sala de aula.

Inicie o assunto realizando um breve histórico das várias tentativas de organização dos elementos. Enfatize que todas elas tinham uma característica em comum: organizar os elementos através de propriedades semelhantes.

Apresente a tabela periódica atual e, com os alunos, conte quantas linhas e colunas ela apresenta. Pergunte a eles: “O que podemos observar pelos números que estão junto dos elementos, quando olhamos pelas linhas horizontais?”

Ensine seus alunos a localizar um elemento na tabela periódica através da distribuição eletrônica. Mostre que o fato de elementos de uma mesma coluna apresentarem uma distribuição eletrônica semelhante (mesmo número de elétrons de valência) é o que justifica terem propriedades químicas semelhantes.

Peça que observem a tabela da página 179, na qual a continuidade na distribuição e na organização dos elementos é mais visível do que na tabela comum, como da página 288.

Divida os alunos em grupos de no máximo seis componentes e selecione um elemento diferente, de preferência também de família diferente, para cada grupo. Por exemplo, escreva na lousa os elementos com símbolos genéricos:

Grupo 1 = ${}_{20}X$ Grupo 2 = ${}_{13}Y$ Grupo 3 = ${}_{35}Z$
Grupo 4 = ${}_{26}A$ Grupo 5 = ${}_{7}D$ Grupo 6 = ${}_{18}E$

Proponha que cada grupo de alunos faça a distribuição eletrônica do elemento, identificando o elemento, sua família e seu período.

Aborde o átomo de hidrogênio de uma forma bem simples porque ele não se enquadra em nenhuma das famílias da tabela. Já no caso dos gases nobres, mencione a ideia de estabilidade, mas sem falar de regra do octeto.

Com relação às propriedades periódicas, se os alunos compreenderem o raio atômico ficará mais fácil abordar a energia de ionização, a eletronegatividade e a eletropositividade. A compreensão das propriedades dos elementos é assunto de extrema importância para ligações químicas (tema dos Capítulos 8, 10 e 11).

Proponha uma pesquisa a seus alunos sobre as propriedades dos elementos de transição.

Trabalho em equipe

A sala pode ser dividida em grupos. Cada grupo vai pesquisar um tópico e apresentá-lo aos demais. Após as apresentações, pode-se fazer um debate entre os alunos para discutir o tema. No texto há uma descrição de um dos metais mais importantes, o ferro, e também os possíveis impactos ambientais sobre seu processo de produção em algumas regiões do Brasil. Essa é uma atividade a partir da qual um conceito químico que está sendo estudado, no caso, metais, permite abordar outros aspectos, como poluição e doenças. As respostas a seguir visam apenas orientar o trabalho do professor.

a) Os trabalhadores de fundição, usinas siderúrgicas, fábricas de vidro e cerâmica, de ladrilhos, lavanderias, minas (de estanho ou carvão, por exemplo), assim como os trabalhadores da construção civil e da agricultura, estão sujeitos à chamada poluição térmica.

O ser humano possui mecanismos internos de regulação térmica para manter a temperatura corporal mais ou menos constante, em torno de 37 °C. Um desses mecanismos é o metabolismo basal, ou seja, as células do corpo queimam nutrientes na presença de oxigênio para realizar suas funções, produzindo calor. Calcula-se que cada 1 °C de elevação de temperatura no corpo equivale a um acréscimo de 13% no metabolismo basal. Isso faz com que o corpo humano se mantenha sempre aquecido e pronto para o trabalho, independentemente da temperatura externa.

O corpo humano também troca calor continuamente com o ambiente, por meio de irradiação (transmissão de calor por um corpo, na forma de ondas eletromagnéticas, na faixa do infravermelho, em condições ambientais normais; a irradiação é responsável por 60% da perda calórica do ser humano), recebendo calor de corpos mais quentes e irradiando para aqueles mais frios.

Uma exposição excessiva ao calor pode elevar a temperatura interna do corpo (hipertermia), causar falhas no mecanismo de regulação da temperatura, falhas circulatórias, perda acentuada de água e sais minerais e inflamação das glândulas sudoríparas.

Uma pessoa não adaptada ao clima quente (acima de 40 °C) e úmido (acima de 80%), trabalhando durante quatro horas, terá sua temperatura aumentada para 39 °C (o normal é 37 °C), o ritmo cardíaco subirá para 180 pulsações por minuto (em repouso o ritmo é de 70 pulsações por minuto) e vai eliminar em média dois litros de suor por hora.

O suor (perda de água por evaporação) é justamente um mecanismo de defesa do organismo exposto ao calor. A água é aquecida pelo calor do organismo, até passar para a fase de vapor e deixar a superfície do corpo. Para cada litro de água que evapora, são perdidas 580 calorias, com consequente resfriamento do organismo.

A quantidade de calor eliminada pela evaporação, porém, depende da umidade relativa do ar.

Quanto mais seco for o ar, maior a capacidade do organismo liberar água por evaporação. Em dias chuvosos – quando a umidade relativa se aproxima de 100% –, a perda de água por evaporação é quase nula.

A circulação do ar também favorece a evaporação, pois retira a camada de ar saturada de vapor de água próxima à pele, substituindo-a por outras, menos saturadas.

Uma pessoa submetida a altas temperaturas trabalha em um ritmo mais lento e necessita de pausas maiores e mais frequentes. Seu grau de concentração diminui e a frequência de erros e acidentes aumenta significativamente.

Mais detalhes em: <<http://redalyc.uaemex.mx/src/inicio/ArtPdfRed.jsp?iCve=48831509&iCveNum=8032>>. Acesso em: 17 fev. 2016.

b) O efeito estufa (por causa da elevada liberação de gás carbônico produzido na queima da madeira) e as consequentes mudanças climáticas.

Sobre esse assunto, veja mais detalhes em: <<http://noticias.ambientebrasil.com.br/clipping/2005/05/21/19226-ibama-inspeciona-guseiras-em-maraba.html>>. Acesso em: 17 fev. 2016.

c) A produção brasileira de ferro-gusa (são 69 empresas, com 137 altos-fornos instalados) divide-se entre a de usinas siderúrgicas integradas (que também produzem aço) e a de empresas independentes (gusa para fundição e aciaria). As primeiras respondem por 71,2% do total produzido e as independentes, por 28,8%. Essa fatia menor distribui-se hoje entre Minas Gerais (63%), Polo Carajás (31%), Espírito Santo (5%) e outros estados (1%). Quase toda a produção de Carajás (88%) é exportada para os Estados Unidos, enquanto as de Minas Gerais e do Espírito Santo dividem-se entre os mercados interno e externo – cerca de 90% do ferro-gusa comercializado no país é oriundo de Minas Gerais. Da produção total de ferro-gusa no país, 66,8% envolvem o uso de carvão mineral e 33,2% de carvão vegetal.

Fonte de pesquisa: <<http://cienciahoje.uol.com.br/revista-ch/revista-ch-2006/233/guseiras-na-amazonia-perigo-para-a-floresta>>. Acesso em: 17 fev. 2016.

Resolução dos exercícios

1 Alternativa a.

$$A = n + p \Rightarrow n = A - p$$

$$n = 1 - 1 \Rightarrow n = 0 \text{ (prótio)}$$

$$n = 2 - 1 \Rightarrow n = 1 \text{ (deutério)}$$

$$n = 3 - 1 \Rightarrow n = 2 \text{ (trítio)}$$

2 a) O diâmetro de um átomo é entre 10 000 e 100 000 vezes maior que o diâmetro do núcleo. Assim, se o diâmetro do átomo fosse de 12 740 km, o diâmetro do núcleo seria entre 10 000 e 100 000 vezes menor que o átomo: entre 1,274 km e 0,1274 km (1 274 m e 127,4 m).

b) massa do núcleo (m_n) e massa da eletrosfera (m_e)

$$\frac{m_n}{m_e} = \frac{(6 \cdot 1,00728) + (6 \cdot 1,00866)}{6 \cdot 5,48579 \cdot 10^{-4}}$$

$$\frac{m_n}{m_e} = \frac{(6,04368) + (6,05196)}{32,913474 \cdot 10^{-4}}$$

$$\frac{m_n}{m_e} = \frac{12,09564}{32,913474 \cdot 10^{-4}} \Rightarrow \frac{m_n}{m_e} \approx \frac{0,3675}{10^{-4}}$$

massa do núcleo $\approx 3\,675 \cdot$ massa da eletrosfera

c) Porque possui o mesmo número de prótons e elétrons, partículas com carga elétrica de mesma intensidade, porém com sinais contrários; portanto, se anulam mutuamente.

3 Linha 1: $A = Z + n \Rightarrow A = 18 + 22 \Rightarrow A = 40 \Rightarrow a = 40$
 $p = Z \Rightarrow p = 18 \Rightarrow b = 18$
 $e = p \Rightarrow e = 18 \Rightarrow c = 18$

Linha 2: $d = K$

$$Z = A - n \Rightarrow Z = 39 - 20 \Rightarrow Z = 19 \Rightarrow e = 19$$

$$p = Z \Rightarrow p = 19 \Rightarrow f = 19$$

$$e = p \Rightarrow e = 19 \Rightarrow g = 19$$

Linha 3: $h =$ cálcio

$$e = Z \Rightarrow A = e + n \Rightarrow A = 20 + 20 \Rightarrow A = 40$$

$$\Rightarrow i = 40$$

$$e = Z \Rightarrow Z = 20 \Rightarrow j = 20$$

$$p = e \Rightarrow p = 20 \Rightarrow k = 20$$

Linha 4: $l = Sc$

$$p = Z \Rightarrow p = 21 \Rightarrow m = 21$$

$$A = Z + n \Rightarrow n = A - Z \Rightarrow n = 43 - 21 \Rightarrow n = 22 \Rightarrow n = 22$$

$$e = Z \Rightarrow e = 21 \Rightarrow o = 21$$

4 Alternativa c.

O magnésio possui isótopos de números de massa iguais a 24, 25 e 26. Desse modo, temos: $A = n + p \Rightarrow n = A - p$
 $n = 24 - 12 \Rightarrow n = 12$
 $n = 25 - 12 \Rightarrow n = 13$
 $n = 26 - 12 \Rightarrow n = 14$

5 Alternativa d.

Isótopos diferem-se em relação ao seu número de nêutrons e possuem o mesmo número de prótons.

6 Massa atômica do boro:

$$MA = \frac{19,9 \cdot 10 + 80,1 \cdot 11}{100} \Rightarrow MA = 10,801$$

O inteiro mais próximo de MA é 11. Calculando a % de erro:

$$E\% = \frac{|11 - 10,801| \cdot 100}{10,801} \Rightarrow E\% = 1,84$$

Como $E\% > 1\%$, o valor da massa atômica do boro não pode ser arredondado para 11. Para 10,8, temos:

$$E\% = \frac{|10,8 - 10,801| \cdot 100}{10,801} \Rightarrow E\% = 0,009\%$$

O arredondamento máximo para a massa atômica do boro é 10,8.

7 Alternativa e.

Espécies neutras apresentam o mesmo número de prótons e elétrons. Essa igualdade se verifica nas espécies X e W.

8 Linha 1: $A = Z + n \Rightarrow A = 47 + 61 \Rightarrow A = 108 \Rightarrow a = 108 \Rightarrow p = Z$
 $\Rightarrow p = 47 \Rightarrow b = 47$
 $e^- = p \Rightarrow e^- = 47 \Rightarrow c = 47$

Linha 2: para o átomo neutro, $Z = e^-$

O íon As^{3-} possui 3 elétrons a mais em relação ao átomo neutro, logo:

$$Z = e - 3 \Rightarrow Z = 36 - 3 \Rightarrow Z = 33 \Rightarrow d = 33$$

$$p = Z \Rightarrow p = 33 \Rightarrow e = 33$$

$$n = A - Z \Rightarrow n = 75 - 33 \Rightarrow n = 42 \Rightarrow f = 42$$

Linha 3: $p = Z \Rightarrow p = 30 \Rightarrow g = 30$

$n = A - Z \Rightarrow n = 65 - 30 \Rightarrow n = 35 \Rightarrow h = 35$

para o átomo neutro, $Z = e^-$

O íon Zn^{2+} possui 2 elétrons a menos em relação ao átomo neutro:

$$e^- = Z - 2 \Rightarrow e^- = 30 - 2 \Rightarrow e^- = 28 \Rightarrow i = 28$$

Linha 4: para o átomo neutro, $Z = e^-$

O íon S^{2-} possui 2 elétrons a mais em relação ao átomo neutro:

$$Z = e^- - 2 \Rightarrow Z = 18 - 2 \Rightarrow Z = 16$$

$$A = Z + n \Rightarrow A = 16 + 16 \Rightarrow A = 32 \Rightarrow j = 32$$

$$Z = e^- - 2 \Rightarrow Z = 18 - 2 \Rightarrow Z = 16 \Rightarrow k = 16$$

$$p = Z \Rightarrow p = 16 \Rightarrow l = 16$$

Linha 5: $p = Z \Rightarrow p = 24 \Rightarrow m = 24$

$n = A - Z \Rightarrow n = 52 - 24 \Rightarrow n = 28 \Rightarrow n = 28$

$$e^- = p \Rightarrow e^- = 24 \Rightarrow o = 24$$

Linha 6: para o átomo neutro, $Z = e^-$

O íon Al^{3+} possui 3 elétrons a menos em relação ao átomo neutro:

$$Z = e^- + 3 \Rightarrow Z = 10 + 3 \Rightarrow Z = 13 \Rightarrow p = 13$$

$$p = Z \Rightarrow p = 13 \Rightarrow q = 13$$

$$n = A - Z \Rightarrow n = 27 - 13 \Rightarrow n = 14 \Rightarrow r = 14$$

9 Alternativa c.

O ânion ${}^{35}_{17}Cl^{1-}$ tem 18 elétrons: $(17 + 1 = 18)$.

O átomo ${}^{40}_{20}Ca$ tem 20 elétrons.

O cátion ${}^{42}_{20}Ca^{2+}$ tem 18 elétrons: $(20 - 2 = 18)$.

O cátion ${}^{59}_{27}Co^{2+}$ tem 25 elétrons: $(27 - 2 = 25)$.

O cátion ${}^{59}_{28}Ni^{2+}$ tem 26 elétrons: $(28 - 2 = 26)$.

O átomo ${}^{65}_{30}Zn$ tem 30 elétrons.

Os íons isoeletrônicos são: ${}^{35}_{17}Cl^{1-}$ e ${}^{42}_{20}Ca^{2+}$.

10 Alternativa a.

O número atômico (número de prótons) é indicado subscrito à esquerda do símbolo; logo, o enxofre possui 16 prótons. No átomo neutro o número de prótons é igual

ao número de elétrons: 16. A carga do ânion sulfeto é $2-$, o que indica que o átomo de enxofre “ganhou” dois elétrons, portanto, o ânion apresenta 18 elétrons.

11 Alternativa d.

Um cátion metálico trivalente tem carga $3+$, o que indica que tem 3 elétrons a menos do que o número de prótons. Se esse cátion tem 76 elétrons, então possui 79 prótons (número atômico). Como o número de massa é dado pela soma do número de prótons e o número de nêutrons, temos $79 + 118 = 197$.

12 $^{23}_{11}\text{Na}^+$: 11 prótons, 12 nêutrons, 10 elétrons.

$^{39}_{19}\text{K}^+$: 19 prótons, 20 nêutrons, 18 elétrons.

$^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$: 20 prótons, 20 nêutrons, 18 elétrons.

$^{88}_{38}\text{Sr}^{2+}$: 38 prótons, 50 nêutrons, 36 elétrons.

$^{137}_{56}\text{Ba}^{2+}$: 56 prótons, 81 nêutrons, 54 elétrons.

13 Alternativa d.

$Y = 15$ elétrons (porque está com 2 elétrons a menos).
O número de elétrons do átomo neutro $Y = 15 + 2 \Rightarrow Y = 17$ elétrons $\Rightarrow Y = 17$ prótons ($Z = p$)
 $n = 2 + p \Rightarrow n = 2 + 17 \Rightarrow n = 19$
 $A = p + n \Rightarrow A = 17 + 19 \Rightarrow A = 36$

14 Alternativa e.

Como o número atômico do elemento X é 45, o íon X^{-1} tem 46 elétrons. O íon Y^{+3} perdeu 3 elétrons, então, no seu estado fundamental apresenta 49 elétrons. Como o número de elétrons é igual ao número de prótons num átomo neutro e os íons são isoeletrônicos temos que o número atômico de Y é 49.

15 Alternativa b.

É importante frisar sempre para o aluno que o número de prótons jamais varia em um fenômeno químico (pode variar apenas em fenômenos radioativos).

16 a) Simples, cátion, bivalente, 56 prótons e 54 elétrons.

b) Composto, cátion, monovalente.

c) Simples, ânion, trivalente, 15 prótons e 18 elétrons.

d) Composto, ânion, tetravalente.

e) Simples, cátion, tetravalente, 50 prótons e 46 elétrons.

f) Composto, ânion, bivalente.

g) Composto, cátion, monovalente.

h) Simples, ânion, 8 prótons e 10 elétrons.

i) Simples, ânion, monovalente, 35 prótons e 36 elétrons.

j) Composto, ânion, trivalente

17 Fazendo a distribuição eletrônica dos átomos e íons no diagrama de energia, podemos, em seguida, escrever o resultado da distribuição eletrônica por extenso em ordem energética e em ordem geométrica.

a) Fósforo: $^{31}_{15}\text{P}$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^3$

b) Manganês: $^{55}_{25}\text{Mn}$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

$1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 3d^5 / 4s^2$

18 a) $^{17}_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. (III)

$^{12}_{12}\text{Mg}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. (II)

$^{10}_{10}\text{Ne}$: $1s^2 2s^2 2p^6$. (I)

b) I. 8 elétrons na camada de valência.

II. 2 elétrons na camada de valência.

III. 7 elétrons na camada de valência.

IV. 8 elétrons na camada de valência.

Logo, as configurações I e IV apresentam o mesmo número de elétrons na camada de valência.

19 Alternativa a.

20 a) $^{20}_{20}\text{Ca}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Esse íon tem a mesma configuração eletrônica do gás nobre $^{18}_{18}\text{Ar}$.

b) $^{31}_{31}\text{Ga}^{3+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$.

c) $^{29}_{29}\text{Cu}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$.

d) $^{55}_{55}\text{Cs}^+$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$. Esse íon tem a mesma configuração eletrônica do gás nobre $^{54}_{54}\text{Xe}$.

e) $^{22}_{22}\text{Ti}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$.

f) $^{50}_{50}\text{Sn}^{4+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$.

g) $^{17}_{17}\text{Cl}^-$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Esse íon tem a mesma configuração eletrônica do gás nobre $^{18}_{18}\text{Ar}$.

h) $^{15}_{15}\text{P}^{3-}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Esse íon tem a mesma configuração eletrônica do gás nobre $^{18}_{18}\text{Ar}$.

i) $^6\text{C}^{4-}$: $1s^2 2s^2 2p^6$. Esse íon tem a mesma configuração eletrônica do gás nobre $^{10}_{10}\text{Ne}$.

j) $^{53}_{53}\text{I}^-$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$. Esse íon tem a mesma configuração eletrônica do gás nobre $^{54}_{54}\text{Xe}$.

21 Alternativa d.

22 Alternativa b.

O (oxigênio), S (enxofre), Se (selênio), Te (telúrio) e Po (polônio) são elementos da família 16 da tabela periódica (família dos calcogênios). Os elementos de uma mesma família possuem, em geral, propriedades químicas semelhantes.

23 a) Configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; trata-se de um elemento representativo. Possui 3 níveis de energia, portanto encontra-se no 3º período e possui 4 elétrons ocupando esse nível mais externo; logo, pertence à família 14.

b) Configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$; trata-se de um elemento representativo. Possui 5 níveis de energia; logo, encontra-se no 5º período e possui 1 elétron ocupando esse nível mais externo; portanto, pertence à família 1.

c) Configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$; trata-se de um elemento de transição externa. Possui 5 níveis de energia, portanto encontra-se no 5º período e pertence à família 6 (que é a soma dos elétrons mais energéticos com os mais externos: $4 + 2 = 6$).

24 Alternativa d.

O elemento pertence ao grupo 5, pois a soma dos elétrons mais externos com os mais energéticos é igual a 5, e ocupa o 4º período, pois possui 4 camadas eletrônicas.

25 Alternativa c.

O elemento com $Z = 52$ apresenta 2 elétrons a menos do que o elemento com $Z = 54$. Logo sua camada de valência será: $5s^2 5p^4$. Somando os expoentes teremos $2 + 4 = 6$, portanto, família 6A (calcogênios), 5º período. No caso, trata-se do elemento telúrio. Já o elemento com $Z = 56$ apresenta a seguinte camada de valência: $5s^2 5p^6 6s^2$ e, portanto, pertence à família 2A, 6º período. Trata-se de um alcalinoterroso (Ba).

26 Alternativa c.

É a única alternativa em que todos os elementos são metais, nas demais aparecem gases nobres e ametais.

27 Alternativa d.

28 Podemos calcular o raio aproximado de um íon pela média aritmética dos raios dos íons anterior e posterior numa mesma família de elementos.

$$\text{Raio do Na}^{1+} = \frac{60 + 133}{2}$$

$$\text{Raio do Na}^{1+} = 96,5 \text{ pm ou } \approx 97 \text{ pm}$$

$$\text{Raio do Sr}^{2+} = \frac{99 + 135}{2}$$

$$\text{Raio do Sr}^{2+} = 117 \text{ pm}$$

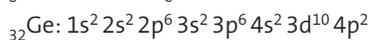
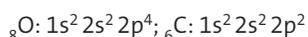
29 Alternativa c.

Os elementos mais eletronegativos estão na parte superior direita da tabela (F, O, N).

30 Alternativa b.

Considerando as posições de Mg, B e K na tabela periódica e as variações dos potenciais de ionização nos grupos e períodos, temos que o potencial de ionização, PI , varia na seguinte ordem: $PI K < PI Mg < PI B$.

31 Alternativa d.



O germânio apresenta o maior raio porque possui o maior número de camadas eletrônicas. Entre o carbono

e o oxigênio, que possuem 2 camadas eletrônicas, o carbono apresenta o maior raio, porque possui menor número atômico.

32 Eletropositividade é a tendência que o átomo possui de doar elétrons em comparação a outro átomo. A eletropositividade aumenta conforme o raio atômico aumenta.

a) F, Br e At – Baixa eletropositividade.

b) Li, Rb e Cs – Alta eletropositividade.

c) S, Se e Te – Baixa eletropositividade.

d) Mg, Sr e Ba – Alta eletropositividade.

33 Os íons F^{-1} , Na^{1+} e Mg^{2+} possuem o mesmo número de elétrons na eletrosfera. Considerando os dados ${}_{9}F$, ${}_{11}Na$ e ${}_{12}Mg$ temos que:

${}_{9}F$: $1s^2 2s^2 2p^5$ e F^{-1} : $1s^2 2s^2 2p^6$ portanto, temos 10 elétrons.

${}_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ e Na^{1+} : $1s^2 2s^2 2p^6$ portanto, temos 10 elétrons.

${}_{12}Mg$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ e Mg^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$ portanto, temos 10 elétrons.

34 Alternativa e.

Os elementos de transição estão situados no bloco d da tabela periódica.

35 Alternativa d.

a) O cádmio ($Z = 48$) e o zircônio ($Z = 40$) estão situados no mesmo período da tabela periódica. O valor da carga nuclear efetiva é dado pela subtração do número atômico (carga nuclear total) pelo número total de elétrons dos níveis internos de energia. Logo, o cádmio apresenta a carga nuclear efetiva maior que a do zircônio. Quanto maior a carga nuclear efetiva, maior a atração entre o núcleo e os elétrons, portanto menor será o raio atômico.

36 Alternativa e.

Em um período da tabela periódica, o raio atômico aumenta da direita para a esquerda conforme diminui o número atômico e em uma família, aumenta de cima para baixo, conforme aumenta o número atômico, portanto, o elemento que apresenta o maior raio atômico é o rubídio quando comparado aos elementos flúor, iodo e lítio. A eletronegatividade do átomo de um elemento aumenta conforme o raio atômico diminui. Sendo assim, dos quatro elementos em questão, o flúor é o que apresenta maior eletronegatividade.

37 Alternativa c.

A alternativa **a** está errada porque Y é um metal alcalino. A alternativa **b** está errada porque X e Z pertencem a períodos diferentes (2º e 4º, respectivamente). A alternativa **d** está errada porque X tem menos níveis do que Z , logo ele tem maior afinidade eletrônica. A alternativa **e** está errada porque todos os elementos são representativos.

- 38 (01) Verdadeira (08) Verdadeira
(02) Verdadeira (16) Verdadeira
(04) Falsa

39 Alternativa a.

O efeito fotoelétrico é a emissão de elétrons de um material, geralmente metálico, quando ele é submetido à radiação eletromagnética. O potencial de ionização é a energia necessária para retirar um elétron de um átomo (ou íon) isolado no estado gasoso. Sendo assim, o baixo potencial de ionização dos átomos de metais favorece o efeito fotoelétrico e, portanto, sua utilização.

40 Alternativa a.

A variação do potencial de ionização, numa mesma família, aumenta de baixo para cima, e, num mesmo período, da esquerda para a direita. Conforme o íon vai se tornando cada vez mais positivamente carregado, é necessária uma energia cada vez maior para retirar o segundo, terceiro, quarto elétron. Desta forma, o 2º potencial de ionização é maior do que o 1º potencial de ionização, e assim sucessivamente. Como o Li apresenta o maior potencial de ionização em comparação aos outros elementos, é de se esperar que sua segunda energia de ionização seja também maior ainda e, portanto, ele terá a maior diferença entre o primeiro e o segundo potencial de ionização.

Compreendendo o mundo

Neste texto fazemos um resumo sobre os problemas relacionados às radiações eletromagnéticas, descrevemos algumas situações inusitadas que elas podem causar em ambientes que sofrem esse tipo de poluição e mostramos que, mesmo dentro de casa, estamos sujeitos às radiações e a outros tipos de poluição que serão tema de nossa próxima unidade: poluição de interiores.

Trata-se de um tema que dá origem a uma série de polêmicas envolvendo materiais e vamos oferecer informações para que seja possível um posicionamento cidadão.

Unidade 4 – Poluição de interiores

O tema central desta unidade é poluição de interiores. Trata-se de um tema que dá origem a uma série de polêmicas envolvendo materiais e equipamentos que existem/estão presentes em casa ou se quer ter: É verdade que prejudicam nossa saúde? Podem causar câncer? Ou será que tudo não passa de alarmismo? Vamos oferecer informações para que seja possível um posicionamento cidadão.

O importante é que, ao falar desses materiais e das substâncias que os constituem, são apresentados conceitos importantes de ligações covalentes, forças intermoleculares e uma introdução à Química orgânica.

Como justificar para o aluno a importância do que ele vai aprender agora?

Nesta unidade vamos começar falando sobre como se formam as ligações químicas ou, como dizia Linus Pauling, “o que impede o mundo de se desmanchar”.

Vamos ensinar sobre a forma geométrica das moléculas (e mostrar para o aluno que a Matemática é fundamental também para a Química) e como isso influencia nas propriedades dos compostos.

Vamos falar por que a água e o óleo não se misturam, por que as bolhas de sabão são esféricas e por que alguns insetos conseguem andar sobre a superfície de um lago.

Vamos falar também sobre as macromoléculas e as propriedades de alguns compostos orgânicos que fazem parte de nosso dia a dia.

Observe que todo esse conhecimento que vamos passar para o aluno nesse momento se baseia e é explicado por tudo o que ensinamos antes. É interessante ressaltar como os conceitos são encadeados na Química, não é? Bom trabalho.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Professor, talvez lhe soe estranho o fato de falarmos de ligações covalentes e compostos orgânicos nesta unidade, antes mesmo de falarmos sobre ligações iônicas e compostos inorgânicos (que veremos na unidade seguinte), porém tudo isso tem um propósito.

Na Unidade 2, quando ensinamos leis ponderais, leis volumétricas e hipótese de Avogadro, trabalhamos muito com substâncias moleculares (H_2O , H_2 , O_2 , CO_2 , CH_4 , NH_3 , etc.) e chegamos a um conceito primitivo de molécula:

“Molécula é a menor partícula de uma substância capaz de existir isoladamente”.

Na Unidade 3 vimos a estrutura do átomo e a tabela periódica.

Se na Unidade 4 entrarmos direto no assunto ligação iônica, antes de dar o conceito atual de molécula, facilmente o aluno será induzido a pensar, por exemplo, em “molécula de $NaCl$, cloreto de sódio”, “a menor partícula da substância capaz de existir isoladamente”.

Porém, se começarmos apresentando o conceito de ligação covalente e ensinarmos a definição atual de molécula (moléculas são estruturas de massa molar conhecida formadas por um número relativamente pequeno e determinado de átomos – de mesmo elemento ou não – ligados entre si pelo compartilhamento de elétrons de valência), o aluno será capaz de entender – quando começarmos a estudar ligações iônicas – que, se não houver compartilhamento de elétrons de valência, não será molécula, e sim um composto iônico representado por uma fórmula mínima. E assim evitaremos uma confusão conceitual que é comum entre alunos de Ensino Médio.

E por que resolvemos introduzir a Química orgânica logo no primeiro ano?

Fizemos isso por vários motivos:

1. Para explicar as ligações covalentes e suas propriedades (os compostos orgânicos em sua maioria são covalentes).
2. Para discutir o tema central da unidade: poluição de interiores.
3. Para apresentar primeiro a química que é mais familiar ao aluno. Note que seus alunos conhecem etanol, éter, vinagre, gasolina, teflon, PVC, etc., mas provavelmente nunca ouviram falar em perclorato de chumbo II, sulfito de bário, carbonato de estrôncio, ácido nitroso, etc.
4. Para que o ensino de Química seja integrado ao ensino de Biologia, pois é no primeiro ano que os alunos aprendem o conceito de estrutura celular, proteínas (ácidos, aminos), etc., e geralmente só vão ver esses conceitos em Química no 3º ano.

Apesar de ser difícil inovar e fazer as coisas de maneira diferente daquela com a qual estamos habituados, se for para melhorar, não há dúvidas de que vale a pena, não é?

Capítulo 8 – Ligações covalentes e forças intermoleculares

Este capítulo apresenta a ligação covalente e alguns conceitos químicos que explicam o porquê de ser formada, tais como regra do octeto e cálculo de carga formal. Também aborda a polaridade das ligações covalentes e discute que o caráter parcial de determinado átomo varia conforme o(s) outro(s) átomo(s) ao(s) qual(is) está(ão) ligado(s). Além disso, introduz o conceito de geometria molecular pelo modelo RPECV e estabelece, a partir dessas informações, se a molécula é polar ou apolar.

Vamos também estudar as forças que fazem as moléculas permanecerem juntas – também chamadas de ligações intermoleculares – que, na verdade, representam uma teoria utilizada para explicar as propriedades das substâncias.

Objetivos

- Compreender a formação das ligações covalentes.
- Compreender que átomos de alta eletronegatividade estabelecem entre si ligações covalentes através de compartilhamento de pares de elétrons de valência provenientes um de cada átomo ou os dois do mesmo átomo.
- Compreender a simbologia e os códigos das ligações.
- Reconhecer aspectos químicos na interação do ser humano com o meio ambiente.
- Reconhecer as relações entre desenvolvimento científico e tecnológico e saúde.

- Reconhecer a diferença entre ligação covalente polar e ligação covalente apolar.
- Determinar a geometria das moléculas.
- Compreender e reconhecer a polaridade das substâncias para solucionar problemas químicos, melhorando a qualidade de vida.
- Conhecer os tipos de forças intermoleculares e reconhecê-los.
- Reconhecer a importância das interações intermoleculares para determinar propriedades dos materiais.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Ligação covalente.
- Regra do octeto.
- Fórmulas: Lewis e estrutural.
- Cálculo de carga formal.
- Ligação covalente polar × ligação covalente apolar.
- Geometria molecular.
- Polaridade das moléculas.
- Forças intermoleculares.
- Tipos de forças intermoleculares: dipolo induzido, dipolo permanente e ligação de hidrogênio.
- Tipos de forças intermoleculares × propriedades dos compostos covalentes.

Comentários e sugestões

Antes de tudo, note que preferimos falar em ligações covalentes antes de ligações iônicas (o inverso do que é feito comumente). Fizemos isso porque na Unidade 2 trabalhamos muito com moléculas (H_2O , H_2 , O_2 , CO_2 , CH_4 , NH_3 , etc.) e formamos um conceito de molécula (página 95) que ainda precisa ser revisto. Entrar com ligações iônicas agora, antes de definir moléculas com mais profundidade, poderia induzir o aluno a confundir os conceitos.

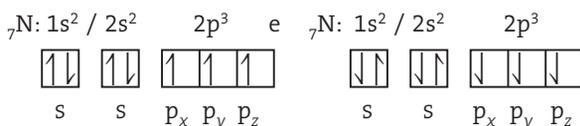
Observe que a representação de todos os elétrons da camada de valência do átomo, mesmo na fórmula estrutural, ajuda o aluno a visualizar melhor o que está ocorrendo na molécula. Quando representar exemplos na lousa, coloque esses elétrons de valência, de preferência, com outra cor de giz, como foi feito no livro. Lembre seus alunos de que elétron não tem cor, só foi feito isso como recurso didático. Perceba que não se fala em ligação coordenada (ligação dativa) por ser um termo desatualizado.

Retome com os alunos o assunto ligações químicas. Peça que escrevam um texto curto sobre o que sabem a respeito do assunto. Dê aproximadamente uns cinco minutos para que eles respondam e recolha os textos sem identificação. Embaralhe e devolva os textos; a tendência é que o aluno receba o texto de outro colega. Peça a cada aluno que leia a resposta que pegou analisando o que achou do texto que leu. Corrigir o texto do outro é comum nas aulas de Redação e, dessa forma, contribui-se para a

Ligação pi

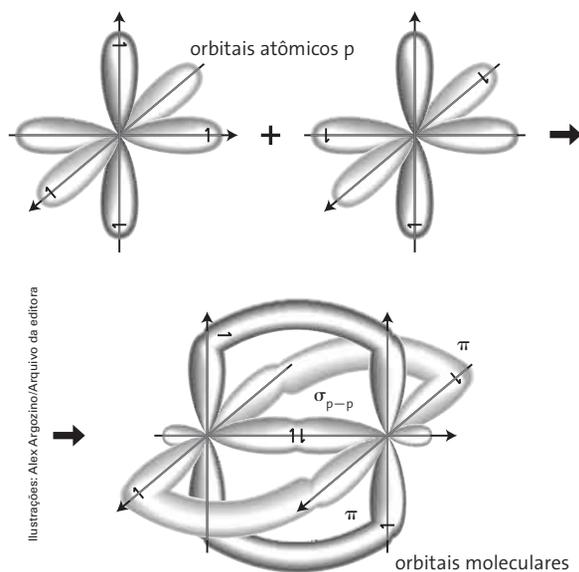
Ligação covalente pi (π) é aquela em que os orbitais atômicos se interpenetram segundo eixos paralelos. Veja, por exemplo, a molécula de nitrogênio, $N_2(g)$.

A configuração eletrônica do átomo de nitrogênio mostra que ele possui 3 elétrons desemparelhados e precisa estabelecer três ligações covalentes para adquirir estabilidade.



A primeira ligação é frontal e pode ser feita entre dois orbitais p_x , p_y ou p_z (tanto faz), porém, estabelecida a primeira ligação frontal, por exemplo, entre os orbitais p_z de cada átomo, a segunda e a terceira ligações ocorrerão necessariamente entre eixos paralelos, $p_x // p_x$ e $p_y // p_y$.

Veja o modelo ilustrado a seguir.



A ligação pi (π) só ocorre entre orbitais atômicos do tipo p e é uma ligação mais fraca e fácil de ser rompida durante uma reação química.

Outro modelo para a molécula de gás nitrogênio é o que está ilustrado a seguir.



Nele percebemos melhor a interpenetração que ocorre entre os orbitais p_x , p_y e p_z dos átomos e também que não há diferença aparente entre as ligações sigma e pi (exceto a energia necessária para romper cada tipo de ligação).

Conclusão: sejam dois átomos quaisquer (de elementos químicos iguais ou diferentes), representados pelos símbolos genéricos A e B. Se esses átomos fizerem apenas uma ligação covalente, ligação simples, ela será do tipo sigma (σ).

Se esses átomos fizerem duas ligações covalentes, ligação dupla, a **primeira será do tipo sigma (σ)** e a **segunda será do tipo pi (π)**.

Se esses átomos fizerem três ligações covalentes, ligação tripla, a **primeira será do tipo sigma (σ)** e **as outras duas serão do tipo pi (π)**.



Para continuar o assunto, sugira que os alunos realizem o Experimento: Bolhas mais resistentes, da página 217. Depois do experimento, introduza os conceitos de forças intermoleculares.

Associe a polaridade da molécula ao tipo de força intermolecular estabelecida.

Mostre, utilizando exemplos como gás carbônico, água, brometo de hidrogênio, de que forma as forças intermoleculares são responsáveis pelas propriedades dos compostos covalentes, tais como temperatura de fusão, temperatura de ebulição, dureza, solubilidade.

Experimento

Bolhas mais resistentes

Este experimento pode ser feito em sala de aula pelos alunos. A aula será muito divertida. Antes de iniciar, faça perguntas aos seus alunos sobre o experimento, tais como:

- 1) O que fazem essas bolhas de sabão existirem?
- 2) Será que tem algo preso nessas bolhas?
- 3) Por que é preciso usar o detergente? É possível fazer bolhas sem ele?
- 4) O que podemos adicionar à solução para tornar as bolhas mais resistentes, de modo que elas demorem mais para estourar?

A partir das respostas, realize uma discussão e, assim, aos poucos, apresente a ideia de forças intermoleculares. Proponha uma pesquisa depois que os alunos responderem às perguntas do item **Investigue**. A partir daí, os alunos já têm conhecimento de forças intermoleculares.

Investigue

1. Por causa da tensão superficial da água. As moléculas de água que estão na superfície de uma bolha de sabão estabelecem ligações de hidrogênio apenas com as moléculas que estão ao seu lado (não há moléculas de água em todas as direções como há em meio ao líquido). Para diminuir essa superfície a um mínimo, a bolha assume a forma esférica, que é a que apresenta a menor relação entre área superficial e volume.

Note que o detergente diminui a tensão superficial da água, pois as moléculas de detergente se colocam entre as moléculas de água. A elasticidade da bolha de sabão é devida às interações entre as moléculas de água que ainda restaram após a adição de detergente.

2. O xarope de milho é constituído de aproximadamente 80% de frutose e 20% de glicose. Esses compostos possuem vários grupos – OH na molécula, ou seja, estabelecem várias ligações de hidrogênio entre si e também com as moléculas de água, dificultando a evaporação da água na superfície da bolha, que é justamente o que faz a bolha estourar.
3. Qualquer substância que apresente vários grupos – OH na molécula e que possa estabelecer ligações de hidrogênio com a água, por exemplo, o açúcar comum (sacarose) ou a glicerina.
4. A menos que agitemos o recipiente, a adição de líquidos de densidades diferentes, ainda que miscíveis, em um recipiente, não é suficiente para misturá-los de imediato. Como não é uma boa ideia agitar o recipiente com água e detergente, o ideal é deixá-lo em repouso por uns dois dias para que a mistura se homogenize sozinha. Note que a qualidade da água não interfere no experimento, porque estamos usando detergente. Assim, mesmo que a água seja “dura”, isto é, tenha sais de cálcio e magnésio dissolvidos, será possível fazer as bolhas porque os detergentes sintéticos não formam compostos insolúveis com o cálcio ou o magnésio, como faz o sabão.

Atividade extra em grupo

Utilizando o texto sobre o amianto, página 219, divida a sala em três grupos.

Os grupos I e II ficarão responsáveis por defender os argumentos a favor e contra, respectivamente. Para isso devem fazer uma pesquisa na internet nos *sites* sugeridos e/ou nos *sites* de busca com as palavras-chave indicadas (ou outras). Feita a pesquisa, os grupos I e II farão uma apresentação para o restante da sala, com o intuito de convencer a todos de que o ponto de vista que defendem é o correto. Os alunos do grupo III, que devem estar a par de ambos os pontos de vista, farão perguntas para os dois grupos e ao final decidirão qual foi o mais convincente.

Conversa com o professor

Forças intermoleculares

“[...] as interações intermoleculares e seu entendimento ganham sua expressão máxima em sistemas biológicos. As moléculas da vida (DNA, RNA, proteínas, etc.) são mantidas em suas estruturas tridimensionais através de interações intra e intermoleculares. Uma vez que a estrutura tridimensional molecular é

Argumentos a favor

O fechamento da mina de Cana Brava em Minaçu (município de Goiás) causará um enorme impacto socioeconômico na região. Milhares de famílias perderão sua fonte de renda, e o país deixará de arrecadar cerca de 30 milhões de dólares anuais na exportação do produto.

O amianto crisotila é muito menos agressivo do que o anfibólico (extraído na Europa). Os métodos de extração por via úmida utilizados atualmente praticamente eliminaram o perigo de câncer ocupacional.

Os produtos de fibrocimento, como telhas e caixas-d'água, são mais acessíveis e não liberam fibras de amianto para o ambiente. A proibição da crisotila está relacionada a interesses econômicos internacionais pela disputa de mercado em substituir o minério por fibras alternativas, como o polipropileno (PP) e o acetato de polivinila (PPA), derivados do petróleo, cujos principais fabricantes são a China e o Japão.

Argumentos contra

Há denúncias de que a indústria brasileira financiou as pesquisas do perito suíço David Bernstein (um físico que se apresentava como médico), cujo estudo inocentava a crisotila nos casos de câncer. O uso do amianto é proibido em praticamente todos os países europeus, por causa das evidências incontestáveis da ação carcinogênica desse material. O Canadá, que é o segundo maior produtor mundial de amianto, exporta 97% da sua produção, evitando ao máximo o uso desse material em seu território.

O câncer causado pelo amianto, quando inalado no processo de extração ou na degradação natural dos produtos de fibrocimento, como telhas, ou ainda, quando ingerido por meio de água proveniente de caixas-d'água de amianto, pode levar até vinte anos para se manifestar.

Trabalhar aspectos do meio ambiente, cidadania e tecnologia aplicados a diversos temas é uma das principais propostas desta Coleção. O tema amianto reúne perfeitamente esses três aspectos e possibilita desenvolver um excelente exercício de análise e crítica de vários pontos de vista e interesses divergentes. Expor o aluno sempre que possível a situações em que, não há o “certo” nem o “errado” mas apenas conflitos de interesse a respeito dos quais ele terá que se informar para assumir uma posição própria é um excelente exercício de cidadania que ele poderá aplicar em seu cotidiano.

responsável pela atividade biológica específica destas moléculas, percebe-se então a importância do entendimento de tais interações. Um fato interessante, que até hoje não é bem entendido, é o porquê ou como estas moléculas biológicas adquirem sua estrutura tridimensional. Como exemplo, uma proteína é

sintetizada como uma sequência linear de aminoácidos que se enovelam no espaço, dando origem à sua estrutura tridimensional única, que irá ditar se esta proteína terá características estruturais ou enzimáticas. Um outro fato interessante a ser mencionado é que todos os processos orgânicos vitais estão relacionados com o reconhecimento molecular específico inter e intramolecular. Estes processos podem ser definidos como sendo interações fracas, usualmente

reversíveis e altamente seletivas entre duas moléculas (intermolecular) ou dentro da macromolécula biológica (intramolecular). Um exemplo das interações intermoleculares específicas que mantêm a estrutura tridimensional em hélice do DNA.”

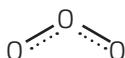
ROCHA, William R. Interações intermoleculares, *Cadernos temáticos de Química Nova na Escola*, n. 4, 2001. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/interac.pdf>>. Acesso em: 15 fev. 2016.

Resolução dos exercícios

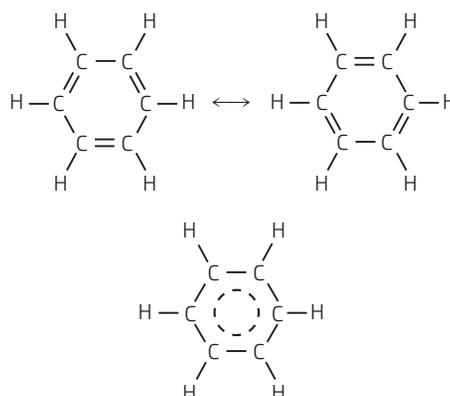
- 1 a) A alta eletronegatividade dos ametais e do hidrogênio.
 b) O compartilhamento de pares de elétrons, formados por 1 elétron de cada átomo, e a consequente formação de um orbital molecular.
 c) Com liberação de energia, porque os átomos passam para um estado de maior estabilidade.
 d) Moléculas ou macromoléculas.
 e) Forças de atração do núcleo de um átomo pelos elétrons do outro átomo e forças de repulsão entre os elétrons de cada átomo ou entre os núcleos de cada átomo.

A ligação covalente se torna efetiva (e estável) quando a distância entre os átomos é tal que as forças de repulsão são totalmente compensadas pelas forças de atração. No caso do hidrogênio, prova-se experimentalmente que essa distância é de 0,074 nanômetro ou $7,4 \cdot 10^{-11}$ m.

- 2 a) A molécula de ozônio é formada pela união de 3 átomos de oxigênio. Um átomo de oxigênio compartilha 2 de seus elétrons de valência com outro átomo de oxigênio completando o seu octeto. O terceiro átomo de oxigênio precisa de 2 elétrons para completar o seu octeto, admite-se então que um dos átomos de oxigênio que já tem o octeto completo compartilhe um de seus pares de elétrons com esse terceiro átomo de oxigênio. Desta forma a molécula de O_3 pode ser representada por duas fórmulas estruturais por isso o ozônio sofre ressonância.
 b) Híbrido de ressonância é a representação mais próxima do real para uma molécula, ou seja, é uma “média” das estruturas de ressonância. O híbrido de ressonância do ozônio pode ser representado por:

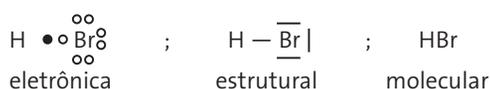


- c) Outro exemplo de molécula que sofre ressonância é o benzeno. A seguir as suas estruturas de ressonância e a estrutura híbrida.



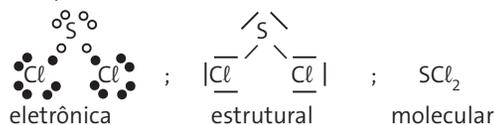
- 3 Alternativa b.
 O rompimento de uma ligação química é sempre um processo endotérmico (que ocorre com absorção de energia).

- 4 Considerando o modelo da regra do octeto, temos:
 a) $1H$: $1s^1$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para completar sua primeira camada.
 $35Br$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).



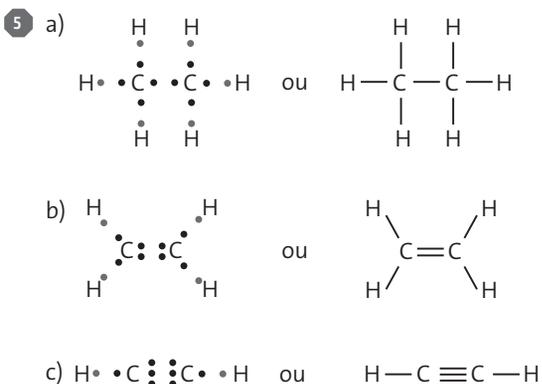
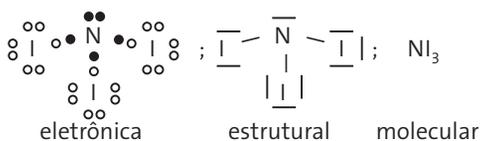
- b) $17Cl$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

$16S$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ – precisa compartilhar 2 elétrons com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).



- c) $7N$: $1s^2 2s^2 2p^3$ – precisa compartilhar 3 elétrons com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

$53I$ – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).



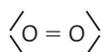
6 Alternativa a.
Segundo a regra do octeto, temos:

– Nitrogênio: trivalente.



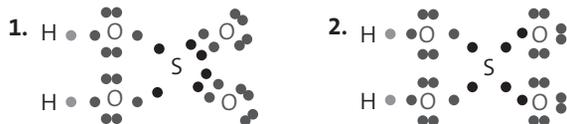
Faz 3 ligações covalentes comuns:

– Oxigênio: bivalente.



7 Alternativa c.
Três pares de elétrons pertencem, ao mesmo tempo, tanto ao hidrogênio quanto ao oxigênio.

8 Efetuando o cálculo da carga formal do átomo de enxofre ($Z = 16; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) nas estruturas **1** e **2**, teremos:



Estrutura **1**: Para o enxofre, $V = 6, L = 0$ e $S = 12$
 Carga formal = $V - (L + 1/2 S)$
 Carga formal = $6 - (0 + 1/2 \cdot 12)$
 Carga formal = 0

Estrutura **2**: Para o enxofre, $V = 6, L = 0$ e $S = 8$
 Carga formal = $V - (L + 1/2 S)$
 Carga formal = $6 - (0 + 1/2 \cdot 8)$
 Carga formal = +2

Logo, a estrutura com maior probabilidade de existência real é a **1**, mesmo considerando que nessa estrutura o enxofre tenha expandido seu octeto com 8 elétrons na camada de valência.

9 Em ambas estruturas todos os átomos completam seu octeto, mas pelo cálculo da carga formal concluímos que a estrutura da molécula de CO_2 é a **1**, e não a **2**. Observe:
 $Cf = V - (L + 1/2 S)$:



$$Cf_{\text{O}} = 6 - (4 + 1/2 \cdot 4) \rightarrow Cf_{\text{O}} = 0$$

$$Cf_{\text{C}} = 4 - (0 + 1/2 \cdot 8) \rightarrow Cf_{\text{C}} = 0$$

$$Cf_{\text{O}} = 6 - (4 + 1/2 \cdot 4) \rightarrow Cf_{\text{O}} = 0$$

$$\underline{\underline{0}} = 0 = \underline{\underline{0}}$$



$$Cf_{\text{O}} = 6 - (4 + 1/2 \cdot 4) \rightarrow Cf_{\text{O}} = 0$$

$$Cf_{\text{C}} = 4 - (0 + 1/2 \cdot 8) \rightarrow Cf_{\text{C}} = +2$$

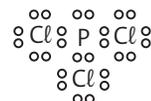
$$Cf_{\text{C}} = 4 - (4 + 1/2 \cdot 4) \rightarrow Cf_{\text{C}} = -2$$

$$\underline{\underline{0}} = \underline{\underline{+2}} = \underline{\underline{-2}}$$

10 O metano possui geometria tetraédrica. O gás carbônico possui geometria linear e a fosfina, geometria piramidal.

11 $_{15}\text{P}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ – precisa compartilhar 3 elétrons com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

$_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).



O tipo de ligação é a ligação covalente, de compartilhamento de elétrons.

12 Alternativa d.

A molécula de água é angular, a de fluoreto de boro é trigonal e a molécula de amônia é piramidal.

13 Resposta 23. São corretos os itens: 01, 02, 04 e 16.

Item 08: o PCl_5 apresenta geometria piramidal.

Item 32: o BF_3 apresenta geometria trigonal plana.

14 Alternativa b.

I. SO_3 : Trigonal plana

II. PCl_5 : Bipirâmide trigonal

III. H_2O : Angular

IV. NH_4^+ : Tetraédrica

V. CO_2 : Linear

15 Alternativa c.

Os compostos HF , H_2O e NH_3 estabelecem ligações de hidrogênio que são interações moleculares muito fortes.

16 Alternativa b.

A água tem suas moléculas interagindo por ligações de hidrogênio. Isso explica o fato de seu ponto de ebulição ser relativamente alto. A acetona (propanona) é mais volátil porque suas moléculas interagem por forças do tipo dipolo-dipolo (mais fracas que as ligações de hidrogênio).

17 Alternativa d.

O metano (CH_4) possui estrutura tetraédrica. É um composto apolar cujas moléculas interagem através de forças dipolo-induzido.

18 a) Forças de dipolo permanente (molécula polar).

b) Ligações de hidrogênio (molécula polar e N em ligação com o H).

c) Forças de dipolo induzido (molécula apolar).

19 No processo I são rompidas as ligações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio. No processo II são rompidas as ligações interatômicas do tipo covalente polar.

20 Alternativa c.

A força de atração entre as respectivas moléculas dos gases hidrogênio e oxigênio é fraca.

21 A pressão de vapor de um líquido está relacionada à velocidade com que ele evapora de um sistema. Quanto maior a pressão de vapor, maior a velocidade de evaporação da substância.

(02) Falsa. O álcool benzílico deve ser mais solúvel em água que o etilbenzeno porque suas moléculas estabelecem ligações de hidrogênio com as moléculas de água.

(04) Falsa. Como as moléculas de álcool benzílico estabelecem ligações de hidrogênio entre si, essa substância é menos volátil (tem menor pressão de vapor) que o etilbenzeno, cujas moléculas são unidas por forças de dipolo induzido.

(08) Falsa. A rigor, as moléculas de álcool benzílico estabelecem ligações de hidrogênio entre si, que são forças intermoleculares mais fortes que as de dipolo permanente.

Estão corretas as alternativas 01 e 16. Resposta: 17.

22 Porque o dióxido de carbono forma moléculas apolares, $\text{CO}_2(\text{g})$, que se mantêm unidas por forças de dipolo induzido; já o dióxido de silício forma macromoléculas, $(\text{SiO}_2)_n(\text{s})$, ou seja, estruturas imensas, de massa molar muito elevada, constituídas de um número muito grande de átomos iguais ou diferentes, com ligações covalentes.

23 HF e HBr: ligações de hidrogênio.

Cl_2 : dipolo induzido.

24 a) Porque estão sujeitas a diferentes forças intermoleculares e possuem massa molar diferentes.

b) Porque as moléculas de HF estabelecem ligações de hidrogênio entre si (e a diferença de eletronegatividade

entre o flúor e o hidrogênio é alta, formando um vetor momento dipolar intenso).

c) As moléculas dos compostos HCl, HBr e HI se mantêm unidas por forças de dipolo permanente. Nesse caso, o ponto de ebulição depende da massa molar, que é maior no HI, depois no HBr e por último no HCl.

25 Alternativa c.

Na molécula de amônia temos ligações de hidrogênio.

Capítulo 9 – Compostos orgânicos

Este capítulo introduz os conceitos básicos de Química orgânica, noções de nomenclatura de compostos de cadeia normal e alguns grupos funcionais e suas propriedades principais. Como todos os compostos orgânicos são também compostos covalentes, este capítulo tem a função, também, de reafirmar e compilar o que foi trabalhado até agora.

Além disso, a maioria dos compostos mencionados nos textos de abertura relacionados com o tema central – poluição de interiores – é também composto orgânico.

Objetivos

- Compreender e reconhecer algumas funções orgânicas.
- Reconhecer a importância dos compostos orgânicos nos dias atuais.
- Classificar as cadeias carbônicas.
- Reconhecer as seguintes funções orgânicas e nomear, segundo a IUPAC, os hidrocarbonetos, haletos orgânicos, alcoóis, aldeídos, ácidos carboxílicos e aminas.
- Reconhecer e ter consciência sobre a escolha de certos produtos de consumo.
- Reconhecer o papel da Química no sistema produtivo.
- Reconhecer aspectos químicos na interação do ser humano com o meio ambiente.
- Identificar algumas propriedades das funções orgânicas estudadas neste capítulo.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Definição de Química orgânica.
- Propriedades do carbono.
- Fórmulas estruturais e moleculares: representações. Reconhecimento das seguintes funções e nomenclatura, segundo a IUPAC: hidrocarbonetos, haletos orgânicos, alcoóis, aldeídos, ácidos carboxílicos e aminas. Propriedades e aplicações dos compostos orgânicos.

Comentários e sugestões

Pergunte aos alunos o que sabem ou o que já ouviram falar sobre substâncias orgânicas. Anote as respostas na lousa. Partindo dessas anotações, inicie uma discussão enfocando assuntos como a definição de Química orgânica, compostos orgânicos e suas estruturas. Faça uma retrospectiva

histórica dos principais momentos, como: Teoria do vitalismo e a síntese da ureia proposta por Wöhler.

Represente na lousa algumas fórmulas estruturais e moleculares de compostos orgânicos mais simples.

Comente com seus alunos que a quantidade de compostos orgânicos na natureza é enorme, e, para facilitar os estudos, estes são separados em “classes” de acordo com as semelhanças no comportamento químico. É interessante discutir que o critério utilizado para organizar os compostos por essa semelhança foi através de seu agrupamento de átomos, que conhecemos como função orgânica. Reconheça com seus alunos e nomeie, segundo a IUPAC, algumas funções orgânicas.

Apresente para os alunos as diferenças, segundo a IUPAC, dos nomes dos compostos referentes às diferentes funções orgânicas. É interessante que o aluno perceba que a diferença dos nomes das diferentes funções orgânicas está no sufixo, que caracteriza a função. Alguns aspectos importantes que podem ser abordados em sala sobre essas funções orgânicas: reconhecimento de fórmulas representativas, algumas propriedades (tipo de força intermolecular, solubilidade em água, temperaturas de fusão e ebulição).

Trabalho em equipe

Compostos orgânicos são de grande importância nos dias atuais, seja pela sua enorme diversidade de aplicações nos mais diversos ramos industriais, seja no destino que tomam no meio ambiente, ao serem descartados.

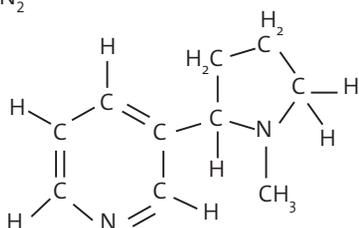
Os textos das páginas 233 a 235 apresentam informações importantes sobre aplicações e toxicidade de alguns compostos orgânicos presentes no cotidiano do aluno.

Realize com seus alunos a sugestão do trabalho em equipe proposta na página 235. O professor observará que foram propostas duas perguntas que apresentam argumentos bastante antagônicos em relação ao uso do PVC. O objetivo é apresentar o jogo de interesses que está por trás de qualquer propaganda positiva ou negativa de um produto e, com isso, provocar no aluno o questionamento e a reflexão sobre os próprios interesses antes de adquirir passivamente qualquer produto ou serviço.

Esse é um exercício de cidadania que o aluno deve ser levado a praticar diariamente em sua vida.

Resolução dos exercícios

1 $C_{10}H_{14}N_2$



2 Alternativa c.

3 Alternativa b.

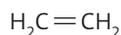
I. Correta. A densidade relativa está relacionada com as respectivas massas molares, dessa forma temos:

$$d_{ar} > d_{CH_4} \text{ e } d_{GLP} > d_{ar}$$

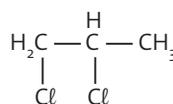
II. Correta. $d_{GLP} > d_{\text{gás natural}}$

III. Falsa. Os hidrocarbonetos não são corrosivos, portanto não corroem o tanque de combustível.

4 a) Etileno:

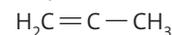


1,2-dicloropropano:

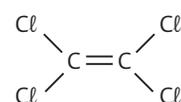


b) Etileno: eteno.

Propileno:



Tetracloroetileno:



Propileno: propeno.

5 Alternativa e.

6 Alternativa d.

O etanol é solúvel em água em qualquer proporção, assim como o propan-1-ol.

Como o etanol possui apenas 2 carbonos na cadeia, sua temperatura de ebulição é mais baixa que a do propan-1-ol, que possui 3 carbonos na cadeia (maior massa molar). Logo, o composto II é o etanol e o composto III é o propan-1-ol.

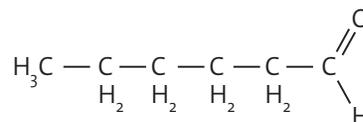
O hexano e o heptano são compostos praticamente apolares e insolúveis em água.

Como o hexano tem 6 carbonos na cadeia e massa molar menor que a do heptano, que tem 7 carbonos na cadeia, então a temperatura de ebulição do hexano é mais baixa que a do heptano.

Concluimos, então, que o composto I é o hexano e o composto IV é o heptano.

7 Alternativa e.

Fórmula molecular: $C_6H_{12}O$ (o copraldeído é um hexanal).



8 Alternativa a.

O pentano é um hidrocarboneto apolar e, portanto, apresenta, dentre as substâncias citadas, a menor solubilidade em água. O butan-1-ol é um álcool que forma ligações de hidrogênio com a água por meio de seu grupo -OH. Sua cadeia lateral, entretanto, é apolar e dificulta a solubilidade (tem, portanto, solubilidade intermediária). O ácido etanoico (ácido acético) é o mais solúvel em água (possui o grupo -OH, que forma pontes de hidrogênio com a água, além de ter uma cadeia lateral curta, o que facilita sua solubilidade).

9 É correto o item 01. Resposta: 01.

02. Falso. Aminas terciárias não fazem ligações de hidrogênio entre si.
04. Falso. Aminas terciárias também fazem ligações de hidrogênio com a água.
08. Falso. Os alcoóis possuem temperaturas de ebulição mais elevadas que as aminas (comparando compostos de massa molar próxima), porque a diferença de eletronegatividade entre hidrogênio e oxigênio é maior do que a diferença de eletronegatividade entre hidrogênio e nitrogênio.

Compreendendo o mundo

Neste texto fazemos um balanço de tudo o que vimos até o momento sobre o tema poluição e constatamos que a melhor forma de proteção é a informação. Assimilando a informação, tendo conhecimento sobre o assunto, adquirimos a liberdade de fazer opções. E, se fizermos opções conscientes e coerentes com nossos valores, teremos mais tranquilidade no presente e esperança no futuro.

Unidade 5 – Chuva ácida

O tema central desta unidade é chuva ácida. É um tema bastante apropriado por estar diretamente relacionado ao assunto “compostos inorgânicos” que será estudado. A chuva ácida é algo que afeta diretamente o meio ambiente e os seres vivos: afeta o pH dos ambientes aquáticos, prejudica vegetações nativas e plantações, dificultando o acesso aos alimentos, deteriora o patrimônio público e privado. A chuva ácida e os poluentes do ar não são restritos apenas aos locais onde são gerados, uma vez que podem se deslocar por muitos quilômetros antes de reagirem com as águas das chuvas.

Em sites de busca, digitando as palavras “experimentos chuva ácida”, é possível encontrar uma série de sugestões e de vídeos com experimentos sobre o tema. Um dos mais interessantes, por permitir uma avaliação visual do estrago que esse fenômeno causa, pode ser encontrado em: <www.usp.br/qambiental/chuva_acidaExperimento.html>. Acesso em: 19 fev. 2016.

Se puder, faça esse experimento para seus alunos (demonstrativo), certificando-se de que o ambiente está bem ventilado, porque pode haver escape de $\text{SO}_2(\text{g})$, um gás bastante tóxico.

Siga as instruções de segurança e de descarte de rejeitos e selecione algumas perguntas do questionário para servir de reflexão para os alunos, uma vez que a maioria só terá condições de respondê-las ao final desta unidade.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

Muitos tipos de material, como os sais, os minerais e os metais, apresentam propriedades bastante diferentes das

que caracterizam os compostos covalentes dos quais acabamos de falar. Assim, nesta unidade, vamos falar de outros modelos de ligações químicas que ajudam a explicar as propriedades desses compostos. Começaremos falando sobre as ligações iônicas e os diversos grupos de substâncias inorgânicas formadas pela atração elétrica de íons positivos e negativos.

Depois vamos mostrar um modelo de ligação metálica, as propriedades dos metais, as ligas metálicas e as reações de oxidação e de redução que, apesar de ocorrerem com praticamente todos os elementos químicos, são mais facilmente observáveis nos metais.

Com isso fechamos o estudo do Volume 1. E será que seu aluno já sabe responder por que o conhecimento que ele adquiriu no primeiro ano de Química é importante?

Entre tantos motivos, porque todo conhecimento amplia nossa visão de mundo, nossos horizontes, nosso senso crítico. Proporciona consciência e embasamento para que possamos fazer opções melhores para nossa vida, rejeitando aquilo que pode nos trazer prejuízos a curto ou a longo prazo.

Conhecimento é liberdade de escolha.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Nesta última unidade do livro, queremos que os alunos estudem as ligações iônicas e seus compostos, os metais, suas ligas e as reações de oxirredução. Conceitos que serão logo retomados no Volume 2.

É importante que o professor observe que, ao contrário do que foi feito em Química orgânica, não é possível separar os compostos inorgânicos em funções químicas, uma vez que elas se misturam: há sais que são ácidos, há óxidos que são bases e o próprio comportamento ácido ou básico de um composto pode mudar completamente conforme a interação desse composto com o meio em que se encontra (o solvente).

Um artigo bastante esclarecedor a esse respeito pode ser encontrado em: <<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc09/conceito.pdf>>. Acesso em: 19 fev. 2016. Seria muito bom se você, professor, pudesse ler esse artigo.

Dessa forma, para minimizar as confusões que poderiam surgir na cabeça do aluno em um primeiro contato com os compostos inorgânicos, fizemos o seguinte:

- Dividimos os compostos inorgânicos em grupos separados de acordo com a sua constituição (e não de acordo com suas propriedades, ou seja, não falamos em grupos funcionais).
- Trabalhamos unicamente em meio aquoso, portanto, levamos em consideração apenas a interação desses compostos com a água.
- Trabalhamos unicamente com o conceito de eletrólito de Arrhenius que o aluno já estudou superficialmente na Unidade 2.

O conceito de Brösted-Lowry será tratado no Volume 2, e o conceito de Lewis, no Volume 3.

Procuramos sempre, ao longo de toda a unidade, passar as informações mais atualizadas sobre os conceitos e as substâncias estudadas e frisar principalmente o que o aluno possa reconhecer em seu dia a dia para que ele perceba a Química como parte integrante de sua vida.

Bom trabalho!

Capítulo 10 – Ligação iônica e compostos inorgânicos

Este capítulo aborda a ligação iônica considerando sua formação a partir da reação entre uma substância metálica e outra covalente. Apresenta algumas características de certos elementos que formam cátions monovalentes, bivalentes, trivalentes ou tetravalentes. Propriedades desses compostos e a regra do octeto também são discutidas neste capítulo.

São apresentados, também, os principais grupos de compostos inorgânicos – ácidos, bases, sais e óxidos – e suas possíveis implicações no meio ambiente são discutidas.

Objetivos

- Entender a formação de uma ligação iônica.
- Relacionar as propriedades dos compostos iônicos com o modelo de ligação iônica.
- Compreender a ligação iônica como resultante de interações eletrostáticas entre íons.
- Conhecer os principais grupos de compostos inorgânicos e suas características em meio aquoso.
- Compreender os diferentes usos das substâncias inorgânicas e seus benefícios para a vida.
- Interpretar textos relativos aos conhecimentos científicos e tecnológicos.
- Compreender problemas ambientais correlacionados às substâncias inorgânicas.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Ligação iônica.
- Fórmula eletrônica.
- Propriedades dos compostos iônicos.
- Ácidos, bases, sais e óxidos: definição, nomenclatura e aplicações.
- Faixa de pH.
- Caráter de sais.
- Classificação dos óxidos.

Comentários e sugestões

Deixe nesta aula que os alunos exponham suas ideias sobre ligações metálicas e covalentes. Esta etapa é importante, pois o professor pode verificar o que os alunos já compreenderam e também discutir pontos importantes das

ligações químicas para que posteriormente as ligações iônicas sejam introduzidas.

É interessante que os alunos percebam que é possível determinar se o caráter de um composto é predominantemente iônico ou covalente. Esse caráter é determinado pela diferença de valores de eletronegatividade dos elementos que formam a substância. Mostre a eles os valores tabelados de eletronegatividade de alguns elementos que estão na obra na página 192. Vale ressaltar que é importante que os alunos entendam que a ligação iônica é formada por uma interação eletrostática entre cátions e ânions.

Observe que, quando falamos em grupos de compostos separados de acordo com a sua constituição, sempre é levada em consideração a sua interação com a água (pois, no momento, reforça-se o conceito de eletrólito de Arrhenius que foi estudado em aulas anteriores).

Ao contrário do que foi feito em Química orgânica, não é possível separar os compostos inorgânicos em funções químicas, uma vez que elas se misturam (há sais que são ácidos, há óxidos que são bases). Um artigo bastante esclarecedor a esse respeito pode ser encontrado em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/conceito.pdf>>. Acesso em: 19 fev. 2016.

A maior parte das perguntas levantadas sobre o tema chuva ácida será respondida ao longo deste capítulo.

Introduza o assunto com uma recordação bem rápida sobre o **Experimento** Extrato de repolho roxo: indicador ácido-base, do Capítulo 2, caso tenha sido realizado. Se não, pode ser interessante realizá-lo agora. Inicie uma discussão perguntando sobre o uso dos indicadores. A partir das informações dos alunos, o conhecimento sobre as funções inorgânicas pode ser iniciado.

Com esse experimento é possível diferenciar uma substância ácida de uma substância básica. Comente que substâncias ácidas e básicas possuem sabores característicos, e seria possível identificá-las pelo sabor (azedo e adstringente), mas que isso não é um critério recomendado, pois muitas substâncias dessa classe são tóxicas e corrosivas.

Mencione que existem vários tipos de definições aceitas sobre ácidos e bases (Lewis, Brønsted-Lowry), mas a mais utilizada no Ensino Médio é a de Arrhenius.

Preferimos utilizar na obra a representação do hidrônio H_3O^{1+} em vez da forma simplificada H^{1+} , já que essa estrutura é instável e o que se forma realmente é o H_3O^{1+} . Cabe ao professor escolher a melhor forma para apresentar esse conceito aos seus alunos.

Nomeie, segundo a IUPAC, e represente as equações de ionização de alguns ácidos, tais como: HCl , HF , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 , HClO . É interessante citar algumas aplicações desses ácidos ou propor uma pesquisa a respeito.

Defina bases, seu processo de dissociação, seus nomes, suas fórmulas, possíveis aplicações e, por último, a

determinação de forças. Alguns cátions que merecem ser estudados nas formações das bases são: Na^{1+} , NH_4^{1+} , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Zn^{2+} , Al^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} e Cu^{1+} .

É importante que os alunos compreendam que todo ácido e toda base podem reagir, sem exceção, formando água. Ou seja, apresente os sais partindo de uma reação entre ácido e base. Enfatize a ideia de que o sal pode ser formado a partir de vários tipos de reações. Apresente alguns exemplos na lousa de reações entre ácidos e bases. Explique e discuta com os alunos como esses produtos (sais e água) são formados. Enfatize a ideia de que o sal, nessa reação, é formado pelo cátion da base e o ânion do ácido. Cite alguns sais importantes e com aplicações no cotidiano: cloreto de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de cálcio, cloreto de cálcio, sulfato de ferro II, fluoreto de sódio, nitrato de potássio, entre outros. Se não houver tempo suficiente, solicite uma pesquisa rápida sobre as informações desses sais. O caráter do sal já pode ser apresentado nos exemplos de reações quando for apresentar os produtos da reação de neutralização. Diga que reações entre ácido e base sempre estão ocorrendo no nosso dia a dia, por exemplo, no combate da acidez estomacal com o uso do leite de magnésia.

Relembre o conceito de eletronegatividade e que, de todos os elementos da tabela, o único que é mais eletronegativo que o oxigênio é o flúor. Defina óxidos com seus alunos e enfatize a ideia de que praticamente todos os elementos podem combinar com o oxigênio para formar óxidos. Nomeie esses óxidos, segundo a IUPAC, e os classifique em neutros, ácidos, básicos e anfóteros.

Como na natureza há vários tipos de óxidos, é interessante discutir algumas aplicações e possíveis nomes usuais nas seguintes situações:

- minérios da crosta terrestre: hematita, bauxita.
- chuva ácida (tema central da unidade): SO_2 , SO_3 , NO_2 .
- poluentes atmosféricos: SO_2 , SO_3 , NO_x , CO .
- construção civil: cal virgem ou cal viva, CaO .
- gás hilariante: N_2O .
- bebidas gaseificadas: CO_2 .

Como forma de avaliação, solicite aos alunos que levem embalagens de qualquer produto que utilizem em casa para a sala de aula, tais como pastas de dente, biscoitos, refrigerantes, água, sabonetes, leite, entre outros. Peça a eles que anotem numa folha à parte o tipo de produto que levou e o nome de alguma substância que esteja discriminada no rótulo e que apresente propriedades do grupo dos ácidos, das bases, dos sais ou dos óxidos, por exemplo:

Pasta de dente – fluoreto de sódio (grupo dos sais)

Caso nessas embalagens existam nomes de substâncias desconhecidas e que gerem dúvidas, oriente o aluno e deixe-o concluir que tipo de compostos inorgânicos o produto tem em sua composição. Peça aos alunos que troquem as embalagens entre si e que repitam o procedimento com esse outro produto.

É interessante que cada aluno tenha acesso a pelo menos cinco embalagens diferentes e consiga identificar, ao todo, pelo menos cinco substâncias inorgânicas. A folha com as anotações de cada aluno deverá ser entregue no final da aula acompanhada das embalagens.

Conversa com o professor

Transferência de elétrons

Costumamos dizer que a ligação iônica ocorre com transferência de elétrons do átomo mais eletropositivo para o átomo mais eletronegativo. Dados experimentais, no entanto, mostram que tal comentário é questionável.

No livro *Química – um tratamento moderno*, de Pimentel e Spratley, Bookman, na página 432, um texto (descrito a seguir) nos leva a pensar mais em compartilhamento de elétrons do que em transferência. Observe:

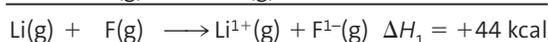
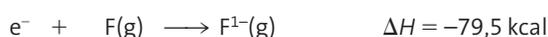
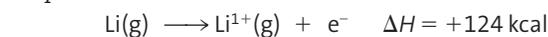
“A nossa consideração energética a respeito da formação de uma ligação nos levou a concluir que os elétrons de valência devem estar simultaneamente próximos a dois núcleos.

Entretanto, afirma-se frequentemente que as ligações iônicas se formam porque um elétron é removido de um átomo, que liberta facilmente os seus elétrons, e colocado em um átomo que irá segurá-lo firmemente.

Isso não é verdade, pois mesmo nas distribuições eletrônicas deformadas, os elétrons da ligação devem permanecer próximos a ambos os núcleos, ou não se formaria ligação.

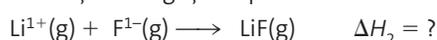
Isso pode ser observado para o fluoreto de lítio, LiF, uma das ligações mais iônicas conhecidas, considerando a sua formação em etapas.

Etapa 1:

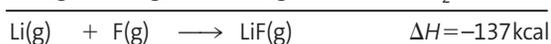
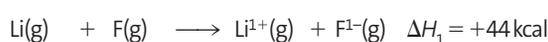


Etapa 2:

Formação da ligação a partir dos íons:



Processo global = $\Delta H_1 + \Delta H_2$



$$\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H$$

$$\Delta H_2 = \Delta H - \Delta H_1$$

$$\Delta H_2 = -137 \text{ kcal} - 44 \text{ kcal}$$

$$\Delta H_2 = -181 \text{ kcal}$$

Analisando essas quantidades, vemos que a formação de íons não diminui de modo algum a energia do sistema.

Ocorre exatamente o oposto. São absorvidas 44 kcal para produzir um mol de íon Li^{1+} e F^{1-} gasosos.

Apesar de a energia de ionização do lítio ser relativamente baixa, ela está bem acima da afinidade eletrônica do átomo de flúor.

Assim, no processo visto anteriormente em duas etapas, a energia diminui na segunda etapa, quando o íon F^{1-} desloca os seus elétrons de volta na direção do Li^{1+} .

Com efeito, no comprimento de equilíbrio da ligação, os elétrons do F^{1-} estão, em média, a 1,56 Å do Li^{1+} . Estão mais próximos do núcleo de lítio, em média, do que o elétron de valência 2s em um átomo de lítio isolado (cujo valor calculado teoricamente é de 2,52 Å).

Assim, o deslocamento de densidade eletrônica em ligações iônicas definitivamente não remove elétrons de valência da vizinhança de nenhum dos átomos.

A redistribuição tende a concentrá-los perto do átomo que os atrai mais fortemente, ao mesmo tempo em que os mantém simultaneamente próximos a ambos os núcleos. Todas as ligações se formam porque os elétrons estão simultaneamente próximos a dois ou mais núcleos."

Por isso, evitamos no livro o termo "transferência de elétrons", mesmo considerando que tratamos apenas de modelos de ligações, e não de ligações reais.

Experimento

Crescimento de cristais

O experimento pode ser feito pelos alunos em grupos com no máximo seis integrantes. Os frascos podem ficar em repouso na própria sala. No último dia de aula, permita que os potes do experimento sejam levados pelos alunos.

Investigue

1. A dolomita é um carbonato de cálcio e magnésio, $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$. É utilizada na construção civil misturada ao concreto, na indústria siderúrgica e como matéria-prima para obtenção de magnésio.
2. Reação provável:
$$4 \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + 1 \text{CaMg}(\text{CO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + 2 \text{H}_2\text{CO}_3$$

$$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$$
3. Sim. É basicamente isso mesmo o que ocorre quando a chuva ácida reage com sais insolúveis (como a dolomita), formando compostos solúveis (no caso, formaram-se o acetato de cálcio e o acetato de magnésio). Por serem solúveis, os sais formados vão abandonando a estrutura que fica sujeita à deterioração.

Trabalho em equipe

Como o assunto são ácidos, e o H_2SO_4 é um dos mais utilizados na indústria, por causa de suas inúmeras aplicações, sugerimos um trabalho em grupo referente ao texto das páginas 254 e 255: Ácido sulfúrico. Com esse texto podem ser discutidas questões como a elevada produção desse ácido por países como China e Estados Unidos e sua utilização na fabricação de fertilizantes.

O site indicado no Livro do Aluno como fonte dos gráficos <www.oceanica.ufrj.br/deno/prod_academic/relatorios/2010/Atila%20e%20Jose/relat1/Relatorio.htm> (acesso em: 19 fev. 2015) fornece uma série de análises econômicas relacionadas à produção e aplicação do ácido sulfúrico. De qualquer forma, fica evidente que o destino principal do ácido sulfúrico é a fabricação de fertilizantes, o que está diretamente relacionado à produção de alimentos.

Segundo matéria publicada em <<http://ruralcentro.uol.com.br/noticias/brasil-e-o-pais-mais-dependente-da-importacao-de-fertilizantes-diz-ministro-6337>>. Acesso em: 19 fev. 2016.

"Brasil é o país mais dependente da importação de fertilizantes, diz ministro [...]"

O Brasil importa atualmente cerca de 60% dos produtos usados na fabricação de adubos – fósforo, nitrogenados e potássio. O volume está bem acima do que é importado por outros países [10% a 20% no máximo] com elevada produção de alimentos."

É interessante discutir com os alunos por que nosso país não é autossuficiente na produção de uma matéria-prima tão importante, colocando-se à mercê da variação de preços de mercado e até do fornecimento por parte dos vendedores, o que, com certeza, acaba refletindo no custo final do alimento.

Resolução dos exercícios

- 1 Resposta 49. Os itens corretos são: 01, 16 e 32.
Item 02: errado, porque as substâncias iônicas são sempre substâncias compostas (formadas pela atração elétrica de um número muito grande e indeterminado de cátions e ânions).
Item 04: errado, porque as substâncias iônicas não formam moléculas, mas sim um retículo cristalino cuja fórmula mínima (ou íon-fórmula) no caso é NaCl (s).

Item 08: errado, porque o átomo de magnésio isolado é mais estável que o cátion magnésio isolado, tanto que é necessário fornecer energia para retirar elétron do átomo isolado (energia de ionização). Somente a formação do retículo cristalino (ligação iônica) é capaz de estabilizar o cátion magnésio.

2 Alternativa d.

${}_{3}\text{Li}$: $1s^2 2s^1$: forma cátion monovalente, Li^{1+} .

${}_{8}\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$: forma ânion bivalente, O^{2-} .

Mg : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$: forma cátion bivalente, Mg^{2+} .

${}_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$: forma ânion monovalente, Cl^{1-} .

${}_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$: forma cátion monovalente, K^{1+} .

${}_{20}\text{Ca}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$: forma cátion bivalente, Ca^{2+} .

${}_{35}\text{Br}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$: forma ânion monovalente, Br^{1-} .

Fórmula unitária dos compostos: MgCl_2 ; CaO ; Li_2O ; KBr .

3 Alternativa e.

Amostra A: temperaturas de fusão e ebulição altas, é isolante no estado sólido (25°C) e condutora no estado líquido (1000°C); logo, trata-se de um composto iônico. Amostra B: temperaturas de fusão e ebulição relativamente baixas. É isolante no estado sólido (25°C). Pelos dados da tabela, pode-se concluir que a 1000°C a amostra sofreu decomposição; logo, trata-se de uma substância molecular. Amostra C: temperaturas de fusão e ebulição altas. É condutor no estado sólido (a 25°C e a 1000°C); logo, trata-se de uma substância metálica. Amostra D: temperaturas de fusão e ebulição altas. É isolante no estado sólido (a 25°C e a 1000°C); logo, trata-se de uma substância iônica.

4 Alternativa a.

As substâncias iônicas são sólidas à temperatura ambiente, não apresentam brilho metálico e não conduzem a corrente elétrica no estado sólido. Uma porcentagem significativa das substâncias iônicas apresenta solubilidade elevada em água e, como resultado da solvatação dos íons, a solução aquosa obtida é boa condutora de corrente elétrica.

5 Alternativa d.

Os ácidos, segundo o conceito de eletrólitos de Arrhenius, são substâncias que reagem com a água formando íons, dos quais o único cátion é o hidrônio, H_3O^{1+} .

6 Alternativa b.

7 Alternativa a.

No caso dos hidrácidos como HF , HCl , HBr e HI , comparando elementos da mesma família da tabela periódica, observa-se que, quanto maior o raio atômico do átomo ligado ao hidrogênio e, portanto, menor a eletronegatividade do átomo, maior será a força do ácido. Assim, temos que a ordem crescente de reatividade para esses ácidos é: $\text{HF}(\text{aq}) < \text{HCl}(\text{aq}) < \text{HBr}(\text{aq}) < \text{HI}(\text{aq})$.

8 Alternativa c.

9 Alternativa c.

O $\text{CO}_2(\text{g})$ reage com a água formando solução ácida, é responsável pela acidez natural da água da chuva em ambientes não poluídos. O $\text{SO}_3(\text{g})$ reage com a água formando ácido sulfúrico, é um dos principais responsáveis por diminuir o pH da chuva a níveis perigosos para o ambiente.

10 Alternativa e.

H_3BO_3 : ácido bórico; HCl : ácido clorídrico; H_2CO_3 : ácido carbônico; e H_2S : ácido sulfídrico.

11 Alternativa e.

O grau de ionização do ácido bórico, H_3BO_3 ($\alpha\% = 0,025\%$), é abaixo de 5%.

Como o H_3BO_3 possui um grau de ionização muito baixo ($0,025\%$), podemos afirmar que ele é um ácido fraco. O H_2SO_4 é mais forte que o H_3PO_4 . O HNO_3 é um ácido forte. O HClO_4 é mais forte que o HNO_3 . O H_3PO_4 é um ácido semiforte.

12 Alternativa d.

O hidróxido de amônio (NH_4OH) é uma base fraca. É a única base cujo cátion não é um metal. É também uma base instável que em condições ambientes sofre decomposição formando gás amônia e água.

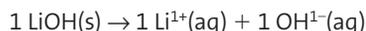
13 Alternativa c.

O hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, o hidróxido de estrôncio, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, e o hidróxido de bário, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ são bases fortes.

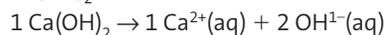
14 Alternativa e.

O hidróxido de sódio é uma base forte utilizada no desentupimento de canos. O hidróxido de magnésio é uma base fraca utilizada para combater a acidez estomacal, da mesma forma que o hidróxido de alumínio.

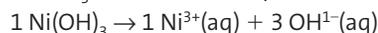
15 a) LiOH : hidróxido de lítio.



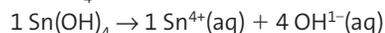
b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$: hidróxido de cálcio.



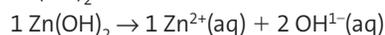
c) $\text{Ni}(\text{OH})_3$: hidróxido de níquel III.



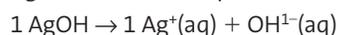
d) $\text{Sn}(\text{OH})_4$: hidróxido de estanho.



e) $\text{Zn}(\text{OH})_2$: hidróxido de zinco.



f) AgOH : hidróxido de prata.



16 Alternativa e.

17 Alternativa d.

O “sangue do diabo” é uma solução aquosa de amônia, $\text{NH}_3(\text{aq})$. Essa solução é básica conforme mostra a reação: $1 \text{NH}_3(\text{g}) + 1 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 1 \text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + 1 \text{OH}^{1-}(\text{aq})$. A fenolftaleína é um indicador ácido-base que, em

solução básica, adquire coloração vermelha, característica do “sangue do diabo”. Ao ser aspergido sobre roupa branca, a amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, evapora, isto é, sai da solução e vai para a atmosfera. Com o passar do tempo, por causa da diminuição do caráter básico do meio, o indicador fenolftaleína volta à forma incolor.

18 Alternativa e.

Se o íon molibdato é semelhante ao íon cromato, CrO_4^{2-} , então sua fórmula deve ser MoO_4^{2-} . Como se trata de um ânion bivalente e o amônio é um cátion monovalente, NH_4^+ , então a fórmula do composto é: $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$.

19 Alternativa d.

A reação mostra que, para neutralizar 10 000 toneladas de ácido sulfúrico, são necessários 10 000 toneladas de carbonato de cálcio puro.

O calcário contém 80% de carbonato de cálcio.

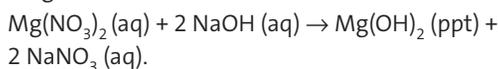
10 000 toneladas de calcário ————— 80% de CaCO_3
x ————— 100% de CaCO_3

$$x = \frac{100 \cdot 10\,000}{80} \Rightarrow x = 12\,500 \text{ toneladas}$$

1 caminhão ————— 30 toneladas
y ————— 12 500 toneladas

$$y = \frac{1 \cdot 12\,500}{30} \Rightarrow y \approx 417 \text{ caminhões}$$

20 a) Através dos dados fornecidos na tabela, o íon que irá precipitar na presença de NaOH em excesso é o magnésio:



b) Como o cátion $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$ precipitou pela adição de NaOH em excesso e o precipitado foi retirado da solução por filtração, o cátion que irá precipitar na presença de NH_4OH em excesso é o $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$. O único cátion que não pode ser identificado a partir dos dados fornecidos é o $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$.

21 As substâncias citadas são óxidos. Óxidos são compostos binários (formados por apenas dois elementos químicos), dos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

22 Alternativa c.

Devido à presença de gás carbônico (CO_2) na atmosfera, a chuva já é naturalmente ácida. Entretanto, existem outros óxidos que também contribuem para o efeito da chuva ácida, como os óxidos de nitrogênio (NO_x) e os óxidos de enxofre (SO_2 e SO_3).

23 Alternativa c.

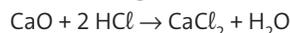
Óxido de alumínio: Al_2O_3 ; óxido de crômio III: Cr_2O_3 ; óxido de zinco: ZnO ; óxido de magnésio: MgO e óxido de ferro III: Fe_2O_3 .

24 Alternativa a.

O monóxido de carbono é um óxido neutro, não reage com água, nem com ácido, nem com base.

25 Alternativa c.

II. A reação da cal com ácido clorídrico produz cloreto de cálcio e água e não há liberação de gás.



III. A cal é produzida pela decomposição térmica do calcário.

Capítulo 11 – Metais e oxirredução

Este capítulo desenvolve um modelo de ligação metálica baseado nas propriedades dos metais. Correlacionado a esse assunto, algumas ligas metálicas, suas composições e possíveis aplicações são apresentadas. Os semicondutores são também abordados por estarem presentes no dia a dia, principalmente em peças de componentes eletrônicos.

Objetivos

- Conhecer metais e ligas metálicas.
- Identificar algumas ligas metálicas.
- Compreender propriedades dos metais.
- Reconhecer a importância dos metais na sociedade, melhorando, assim, a qualidade de vida.
- Reconhecer o papel da Química no sistema produtivo.
- Reconhecer as relações entre o desenvolvimento científico e tecnológico da Química e aspectos socioculturais.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

- Propriedades dos metais.
- Modelo de ligação metálica.
- Ligas metálicas.

Comentários e sugestões

Inicie a aula pedindo que os alunos exponham, de forma oral, alguns metais que conheçam. Seria interessante que o professor escrevesse na lousa os metais mencionados pelos alunos. Partindo daí, questione seus alunos a fim de levantar características dos metais para chegar a possíveis conclusões sobre as propriedades que eles apresentam, como brilho, estado físico, temperatura de fusão, entre outras. A seguir, represente o modelo de ligação metálica enfatizando a relação dos cátions e seus elétrons de uma forma simples. Aprofundamentos são desnecessários para esse modelo estudado.

Mostre e explique aos seus alunos o porquê das substâncias metálicas serem representadas somente pelo seu símbolo químico.

Continue a exploração inicial direcionando as questões, agora, para as ligas metálicas. Apresente alguns exemplos importantes, tais como: aço, aço inox, ouro 18 quilates, bronze, latão, solda elétrica, amálgama odontológica. Mencione as aplicações mais importantes e suas composições qualitativas.

Biologia

Metais considerados nutrientes presentes nos alimentos necessários à manutenção da vida.

Doenças relacionadas a metais, como: anemia ferropriva (anemia por falta de ferro), plumbismo (intoxicação por chumbo), hidrargirismo (intoxicação por mercúrio).

Desequilíbrios no ecossistema (contaminação dos rios por mercúrio, por exemplo).

Importância dos metais na medicina (marca-passo, próteses, tratamento estético).

A presença do ferro na estrutura da hemoglobina.

Geografia

Presença de metais nos países.

A importância econômica do metal.

Metalurgia no Brasil.

Interferência no ambiente provocada pela extração de minérios.

Descrição da atividade

Química

Nas aulas de Química, boa parte dos assuntos que foram sugeridos para a atividade já está presente na obra e com comentários e sugestões de como abordá-las. O único assunto a acrescentar é explicar a diferença entre metais radioativos e não radioativos.

Biologia

Discutir com os alunos sobre a relação entre os metais e o sistema biológico. Que efeitos eles podem causar para o ecossistema; quais funções apresentam no organismo; tipos de contaminação, sintomas e doenças; função na hemoglobina.

Geografia

Alguns países apresentam grandes reservas de minerais (metais). Que fatores influenciam na importância econômica do metal. Processos de extração de minérios (deslocamento da população, erosão, etc.).

Como trabalhar?

É importante que os professores das três disciplinas estejam sempre presentes nas etapas decisivas do projeto. Sugere-se que eles se reúnam e decidam quais metais podem ser trabalhados, valorizando o conhecimento de todas as áreas abordadas.

1ª etapa

Formação de grupos (no máximo cinco alunos).

Cada grupo será responsável por um metal específico.

2ª etapa

Propor e orientar os alunos para que realizem uma pesquisa (internet, livros didáticos, jornais, revistas, enciclopédias, filmes) referente ao metal específico, abordando o conhecimento de todas as disciplinas.

É possível sugerir entrevistas com pessoas da comunidade (pais, avós, tios, vizinhos) sobre o conhecimento que apresentam sobre metais, em especial sobre aquele que o grupo irá trabalhar.

Os alunos podem coletar fotos e filmes referentes àquele metal, abordando os aspectos definidos pelos professores, por exemplo, poluição causada por aquele metal num local específico, alimentos que o contenham, entre outros.

3ª etapa

Após a coleta de dados, é o momento da compilação de dados por meio de um texto escrito (à mão ou digitado) sobre os aspectos considerados mais importantes. Alguns critérios devem ser definidos para que estejam presentes em todos os textos produzidos pelos grupos, tais como:

Objetivo

Metodologia (formas que fez a pesquisa).

Resultados e discussões (dados mais importantes e possíveis análises com opiniões críticas).

Considerações finais (opinião/conclusão sobre o que aquele metal pode trazer para a sociedade).

Bibliografia utilizada.

4ª etapa

Para verificar o progresso dos estudantes em direção à interdisciplinaridade, os grupos devem construir um mapa conceitual partindo das ideias que considerarem mais importantes sobre o texto que fora produzido. Essa ferramenta foi eleita por causa da versatilidade que apresenta como instrumento de organização de estruturas conceituais e principalmente em decorrência da característica de se basearem na relação entre conceitos. Ou seja, é mais fácil verificar o aparecimento de relações entre conceitos químicos, biológicos e geográficos por meio dos mapas conceituais.

O mapa conceitual pode ser manuscrito ou elaborado no computador. É importante ressaltar que, para que os alunos construam esses mapas conceituais, é necessário capacitá-los.

5ª etapa

Cada grupo vai apresentar seu mapa conceitual para a sala durante 10 minutos.

Avaliação

O trabalho deverá ser avaliado pelos três professores, levando em consideração:

A parte escrita.

O mapa conceitual elaborado.

A apresentação oral.

A participação de cada membro do grupo.

12 Referências bibliográficas

Teoria

- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química: questionando a vida moderna*. São Paulo: Bookman, 2006.
- BALL, David W. *Físico-Química*. Thomson, 2005.
- BERGIER, Jacques. *Os impérios da Química moderna*. São Paulo: Hemus, 2007.
- BRADY, Joel W.; RUSSELL, John W.; HOLM, John R. *Química: a matéria e suas transformações*, 3. ed. v. 1, Rio de Janeiro: LTC, 2006.
- BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. *Química: a ciência central*. 9. ed. Prentice-Hall, 2005.
- CHAGAS, Pereira Aécio. *Como se faz Química: uma reflexão sobre a Química e a atividade do químico*. 2. ed. Campinas: Ed. da Unicamp, 1992.
- COTTON, Albert; WILLKINSON, Geoffrey. *Advanced Inorganic Chemistry*. 6. ed. John Wiley Professor, 1999.
- KOTZ, John C.; TREICHEL JUNIOR, Paul M. *Química Geral e reações químicas*. 5. ed. v. 1. São Paulo: Pioneira Thomson, 2005.
- LEE, John David. *Química Inorgânica não tão concisa*. 1. ed. São Paulo: Edgard Blucher, 2003.
- LEHNINGER, *Bioquímica*. 4. ed. São Paulo: Sarvier, 2006.
- LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto editora, 1996.
- LUTFI, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí: Ed. da Unijuí, 1992.
- McMURRY, John. *Química orgânica*. 6. ed. v. 1 e 2. Cengage Learning, 2005.
- MENDES, Aristênio. *Elementos de Química inorgânica*. Fortaleza: Cefet, 2005.
- OGA, Suzi. *Fundamentos de toxicologia*. São Paulo: Atheneu, 1996.
- PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1997. (Chemical Engineering Series).
- PIMENTEL, George C. (Org.). *Química: uma ciência experimental*. 4. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1991.
- PORTO, Paulo Alves. *Van Helmont e o conceito de gás: Química e Medicina no século XVII*. São Paulo: Educ, 1995.
- POSTMA, James M.; HOLLENBERG, J. Leland. *Química no laboratório*. São Paulo: Manole, 2009.
- ROCHA, J. C.; ROSA, A. H.; CARDOSO, A. A. *Introdução à Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman, 2004.
- ROCHA, Julio Cesar; ROSA, Andre Henrique; CARDOSO, Arnaldo Alves. *Introdução à Química ambiental*. São Paulo: Bookman, 2009.
- RUSSELL, John Blair. *Química geral*. v. 1 e 2. Rio de Janeiro: McGraw-Hill, Inc., Makron Books, 2000.
- SIENKO, M. J.; PLANE, R. A. *Química*. 7. ed. São Paulo: Nacional, 1981.
- SKOOG & WEST & HOLLER et al. *Fundamentos de Química Analítica*. 1. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2005.

- SNYDER, Carl H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 2. ed. New York: John Wiley & Sons, 1995.
- SOLOMONS, T. W. Graham; FRYHLE, Craig B. *Química orgânica*. 9. ed. v. 1 e 2. São Paulo: LTC, 2009.
- SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química – Estrutura e dinâmica*. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Pedagogia

- ABRAHÃO, Maria Helena Menna Barreto et al. *Avaliação e erro construtivo libertador: uma teoria-prática incluyente em educação*. Porto Alegre: Edipucrs, 2000.
- BERNARDO, Gustavo. *Educação pelo argumento*. Rio de Janeiro: Rocco, 2000.
- CAMARGO, Alzira Leite Carvalhais. Mudanças na avaliação da aprendizagem escolar na perspectiva da progressão continuada: questões teórico-práticas. In: *Formação do educador e avaliação educacional*. São Paulo: Ed. da Unesp, 1999.
- COLL, C. e outros. *Os conteúdos na reforma: ensino e aprendizagem de conceitos, procedimentos e atitudes*. Porto Alegre: Artmed, 1998.
- ENRICONE, Délcia; GRILLO, Marlene. *Avaliação: uma discussão em aberto*. 2. ed. Porto Alegre: Edipucrs, 2003.
- FAZENDA, Ivani (Org.). *Metodologia da pesquisa educacional*. São Paulo: Cortez, 1994.
- FREIRE, Paulo. *A importância do ato de ler*. 12. ed. São Paulo: Cortez, 1982.
- _____. *Pedagogia da autonomia: saberes necessários à prática educativa*. 22. ed. Rio de Janeiro: Paz e Terra, 2002.
- HERNANDEZ, F.; VENTURA, M. *A organização do currículo por projetos de trabalho: o conhecimento é um caleidoscópio*. 5. ed. Porto Alegre: Artmed, 1998.
- HOFFMANN, Jussara M. L. *Avaliação, mito & desafio: uma perspectiva construtivista em avaliação*. 10. ed. Porto Alegre: Educação e Realidade, 1993.
- _____. *Avaliação mediadora: uma prática em construção da pré-escola à universidade*. Porto Alegre: Educação e Realidade, 1994.
- LIBÂNIO, José Carlos. *Didática*. São Paulo: Cortez, 1994.
- _____. *Adeus professor, adeus professora?: novas exigências educacionais e profissão docente*. 5. ed. São Paulo: Cortez, 2001.
- LIMA, Adriana de Oliveira. *Avaliação escolar: julgamento ou construção?*. Petrópolis: Vozes, 1994.
- LUCKESI, Cipriano Carlos. *Avaliação da aprendizagem escolar: estudos e proposições*. 10. ed. São Paulo: Cortez, 2000.
- MARQUES, Mario Osório. *Escrever é preciso: o princípio da pesquisa*. Ijuí: Ed. da Unijuí, 2003.
- MENEZES, H. C.; FARIA, A. G. *Utilizando o monitoramento ambiental para o ensino de Química. Pedagogia de Projeto, Química Nova*. São Paulo: v. 26, n. 2, 2003. p. 287-290.

ISBN 978-850817944-2



9 788508 179442