



Capítulo

# 1

## Propriedades da matéria

Na embalagem de diversos produtos utilizados no dia a dia pode-se ler a indicação de certas medidas. Esses números aparecem de vários modos, conforme o tipo de produto: água mineral natural, 500 mL; protetor solar, 120 mL; vinagre, 750 mL; pacote de biscoitos, 200 g; chiclete, 1,7 g. Para comparar o preço de dois produtos semelhantes, deve-se sempre procurar a quantidade indicada na embalagem. Veja a figura 1.1.

Nas embalagens desses produtos aparecem as medidas de massa ou volume. Massa e volume são propriedades da matéria, como você vai ver a seguir.

**1.1** As embalagens devem indicar a quantidade dos produtos. (A marca dos produtos foi apagada para evitar entendimento de publicidade ou de objeto comercial.)



Fotos: Sérgio Datta, Jr./Arquivo da editora

### ? A questão é

Ar, metais, água... Quais são as propriedades gerais da matéria? Por quais mudanças de estado físico ela pode passar? Que unidades do Sistema Internacional de Unidades você conhece? Como os cientistas distinguem uma substância de outra?



# 1 Propriedades gerais da matéria

**Matéria** é tudo o que tem massa e ocupa lugar no espaço, isto é, tudo o que tem volume e massa. A matéria forma as estrelas, os planetas, o corpo dos seres vivos, o vidro, o ar, a madeira, o ouro — e muito mais.

Massa e volume são exemplos de propriedades gerais da matéria, ou seja, propriedades que todos os corpos possuem, e podem ser iguais mesmo em materiais diferentes. Por exemplo, pode-se ter um litro de água e um litro de leite, ou, ainda, um quilograma de arroz e um quilograma de feijão.

O **volume** refere-se ao espaço ocupado por um corpo. Corpo é uma porção limitada de matéria: um pedaço de vidro ou de plástico ou um tronco de madeira, por exemplo. Já os objetos são corpos fabricados pelo ser humano para atender a alguma necessidade: um copo de vidro, uma mesa de madeira, uma lente de vidro ou acrílico, um pneu de borracha, um brinquedo de plástico.

Costuma-se dizer que a **massa** está relacionada com a **quantidade de matéria** que um corpo possui. Mais adiante, em seus estudos de Física, você vai ver uma definição mais adequada: a massa mede a **inércia** de um corpo, isto é, a tendência do corpo de permanecer em repouso ou em movimento em linha reta e com velocidade constante. Pense em uma pessoa deslizando sobre uma pista de patinação no gelo ou, ainda, sobre um piso molhado com água e detergente. A tendência dessa pessoa de continuar em movimento, deslizando, é a inércia.

Você acabou de conhecer duas propriedades gerais da matéria, isto é, propriedades que estão presentes em todos os corpos.

- **Extensão:** toda matéria ocupa lugar no espaço, ou seja, tem volume.
- **Massa:** toda matéria tem massa.

Mas há ainda outras propriedades gerais da matéria. Se você entrar em uma banheira com água ou mergulhar um objeto em uma panela com água, o nível desse líquido vai subir. Isso acontece por causa de outra propriedade da matéria: dois corpos não podem ocupar o mesmo lugar no espaço ao mesmo tempo. Essa é mais uma propriedade geral da matéria, a **impenetrabilidade**.

Outra propriedade geral da matéria é a **divisibilidade**. A matéria pode ser dividida, até certo limite, em partes menores, sem que suas propriedades se alterem.

Sob a ação de uma força, a matéria pode, até certo ponto, diminuir de volume: é a propriedade da **compressibilidade**. Por exemplo, quando você aperta uma bola de futebol cheia, o ar dentro dela é comprimido. E pode, até certo ponto, retornar ao volume original ao cessar a ação da força: é a propriedade da **elasticidade**.

Tanto a compressibilidade quanto a elasticidade podem ser mais bem observadas nos gases do que nos sólidos e líquidos, mas existem alguns sólidos que têm boa elasticidade: pense em um elástico que é esticado e depois solto.

Há outra propriedade da matéria que será bastante estudada adiante: toda a matéria é feita de átomos, que são incrivelmente pequenos: em média, têm cerca de 0,1 nanômetro de diâmetro. O nanômetro (nm) é a milionésima parte do milímetro! E, como você verá também adiante, em algumas substâncias os átomos estão agrupados formando moléculas: dois átomos de hidrogênio, por exemplo, podem se unir a um átomo de oxigênio e formar uma molécula de água.

Um pacote de biscoitos de 200 g que custa R\$ 3,00 é mais caro que um de 300 g que custa R\$ 4,00. Faça as contas e verifique. Comparar preços ao fazer compras é um hábito que todos os consumidores devem ter.

No Capítulo 13 você vai estudar melhor a inércia. Mas, para entendê-la, pode, desde já, pensar na seguinte situação: é mais fácil colocar em movimento um carrinho de supermercado, inicialmente parado, quando ele está cheio de compras ou quando ele está vazio? Quando o carrinho está vazio, é claro. Esse exemplo mostra que, quanto maior for a massa de um corpo, maior será a sua inércia.

## Medidas

A massa, assim como o volume e o comprimento, é uma **grandeza**, ou seja, é algo que pode ser medido. **Medir** uma grandeza é compará-la com outra grandeza tomada como padrão. Quando se diz que uma corda tem 5 metros de comprimento, por exemplo, isso significa que ela contém 5 vezes a unidade-padrão do metro. E, para medir alguma coisa, usam-se instrumentos de medidas, como balanças (para medir massas) e réguas (para medir comprimentos). Veja a figura 1.2.



**1.2** Balança de pratos. Em um dos pratos coloca-se a massa que se quer medir e, no outro, massas conhecidas até que os pratos se equilibrem. Nesse momento, a massa do corpo é igual à soma das massas conhecidas.

Para facilitar a comunicação, os cientistas preferem usar um único grupo de unidades de medida: o **Sistema Internacional de Unidades (SI)**.

Nesse sistema, a unidade de comprimento é o metro (m); a de volume, o metro cúbico ( $m^3$ ); a de massa, o quilograma (kg). Usamos também múltiplos e submúltiplos dessas grandezas: grama (g), miligrama (mg) e tonelada (t), por exemplo. Veja as correspondências:  $1t = 1000 \text{ kg}$ ;  $1\text{ kg} = 1000 \text{ g}$ ;  $1\text{ g} = 1000 \text{ mg}$ .

## Ciência e atitude

### Viva a curiosidade!

Um dos cientistas mais conhecidos de todos os tempos, o inglês Isaac Newton (1642–1727), responsável por muitas descobertas no campo da Física, parece ter conservado durante toda a vida a curiosidade e a capacidade de se maravilhar com os fenômenos naturais. Newton disse: “Não sei como o mundo me vê, mas eu me sinto somente como um garoto brincando na praia, contente em achar aqui e ali uma pedrinha mais lisa ou uma concha mais bonita do que o comum, tendo sempre diante de mim, ainda por descobrir, o grande oceano da verdade”.

Albert Einstein (1879–1955), outro gênio da ciência, nascido na Alemanha e criador de uma das mais

revolucionárias teorias da Física, a teoria da Relatividade, dizia existir uma paixão pelo conhecimento, assim como existe uma paixão pela música. Sem esse sentimento, as Ciências Naturais e a Matemática não teriam existido. Einstein lamentou o fato de muitas pessoas perderem essa paixão com o passar do tempo.

E você? Acha importante e prazeroso explorar a origem e as consequências dos fenômenos naturais, ter curiosidade e tentar compreender como as coisas funcionam? Você não acredita que a “curiosidade”, tão presente nas crianças, deve ser mantida também na idade adulta?

## 2 Os estados físicos da matéria

A matéria pode se apresentar em **três estados físicos**: sólido, líquido e gasoso. Mas você sabe que é possível explicar esses estados físicos utilizando o conhecimento de que a matéria é constituída por átomos?

Se você furar um balão de festa (conhecido também como bexiga, em algumas regiões do país) cheio de ar, o ar que se encontra no balão vai se espalhar por todo o ambiente. O ar é uma mistura de gases, e um gás não tem forma nem volume definidos: ele ocupa todo o volume do recipiente em que está contido.

Já se você despejar toda a água de um copo em outro de formato diferente, vai perceber que o líquido adquire a forma do recipiente que o contém. O volume da água, porém, permanece o mesmo.

Pode-se concluir, então, que os líquidos mudam de forma, mas o volume não depende do recipiente que os contém.

Já um corpo sólido, como uma rocha ou uma barra de ferro, tem forma e volume bem definidos.

Dizemos, então, que os sólidos têm forma e volume constantes; os líquidos têm volume constante e forma variável, de acordo com o recipiente; e os gases têm forma e volume variáveis, conforme o recipiente.

No estado sólido, as partículas estão bem próximas umas das outras e não podem se movimentar; elas ficam apenas vibrando em uma posição fixa. Isso ocorre porque há uma grande força de atração entre as partículas de um sólido. Veja a figura 1.3.

No estado líquido, a força de atração entre as partículas é menor; com isso elas podem se movimentar mais livremente, e não apenas vibrar em uma posição fixa.

Outros tipos de estados da matéria, como o plasma, são estudados em níveis mais avançados da Física. Para ter uma ideia sobre esse assunto, leia o box *Para saber mais* da página 33.

Joyce Photographics/Photo Researcher s, Inc./iLatinstock



**1.3** Modelo da organização dos átomos em um sólido, o silício metálico. (Os átomos não são visíveis a olho nu. Cores fantasia.)



Luis Moura/Arquivo da editora



Representação de moléculas de água no estado líquido.

**1.4** Modelo da organização das moléculas em um líquido, a água. As bolinhas azuis representam os átomos de oxigênio, e as vermelhas, os átomos de hidrogênio. (Os átomos e as moléculas não são visíveis a olho nu. Cores fantasia.)

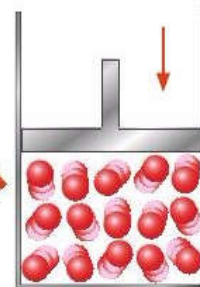
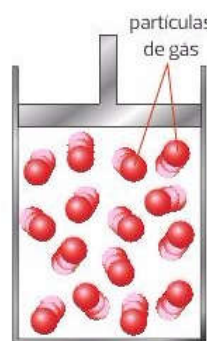


Valentyn Volkov/Shutterstock/Glow Images

No estado gasoso, as partículas movimentam-se ainda mais livremente, ficando mais distantes umas das outras do que as partículas de um sólido ou de um líquido. A força de atração entre elas é quase nula. Veja o modelo da figura 1.5.

No caso dos líquidos, podemos compreender que eles adquirem a forma do recipiente em que se encontram porque suas partículas se movimentam com facilidade. No entanto, o espaço entre as partículas nos líquidos é bem menor que nos gases, por isso é mais difícil comprimir um líquido ou um sólido do que um gás. E o fato de as partículas de um sólido ficarem em posições quase fixas (apenas "vibrando"), com uma grande força de atração entre elas, permite-nos compreender por que é mais difícil mudar a forma de um sólido do que a de um líquido ou a de um gás.

**1.5** As partículas do gás ficam mais próximas quando o gás é comprimido. (Figura sem escala. Cores fantasia.)



KLMArtes Gráficas/Arquivo da editora



### Atenção!

Não faça experimentos com fogo sem a supervisão do professor.

## O calor e a mudança de estado

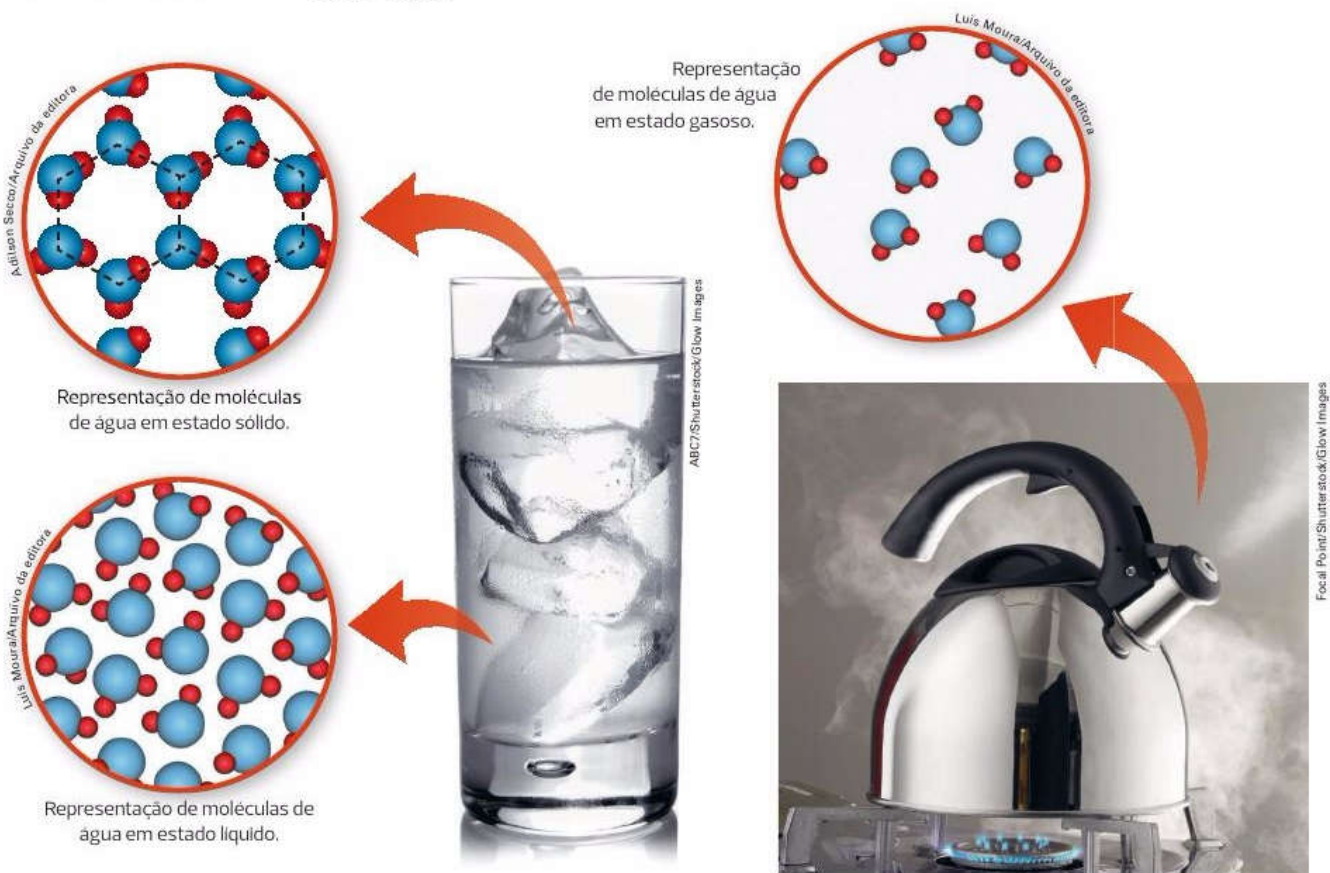
O **calor** é a quantidade de energia que passa de um corpo para outro devido a uma diferença de temperatura entre eles. O calor passa sempre do corpo mais quente (com maior temperatura) para o corpo mais frio (com menor temperatura), até que os corpos fiquem com a mesma temperatura. Nesse momento, dizemos que os corpos atingiram o equilíbrio térmico.

Quando se fornece calor (energia) para um corpo, as partículas dele começam a se movimentar mais rapidamente, pois passam a ter mais energia. É essa agitação (movimentação) que determina a temperatura de um corpo.

O fornecimento de energia pode também provocar mudança no estado físico da matéria. No 6º ano, você aprendeu que a mudança de estado sólido para líquido é chamada fusão e que o fenômeno inverso é a solidificação. Aprendeu também que a passagem do estado líquido para o estado gasoso é chamada vaporização (pode acontecer por ebulição ou por evaporação) e que o fenômeno inverso é a condensação ou liquefação. Agora vamos ver o que acontece com as partículas de um corpo durante as mudanças de estado, usando como exemplo as mudanças de estado da água.

Quando a temperatura do gelo chega a 0 grau Celsius (0 °C) sob pressão normal (pressão ao nível do mar), toda a energia fornecida (calor) passa a ser usada para mudar a organização das partículas (são moléculas de água) da água e assim promover a mudança de estado sólido para líquido. Até que todo o gelo não esteja no estado líquido, a energia fornecida não promoverá o aumento da movimentação das moléculas, e sim a reorganização das partículas. Veja na figura 1.6 a diferença entre a organização das moléculas de água no estado sólido, no estado líquido e no estado gasoso ou de vapor.

**1.6 Modelos de moléculas de água no gelo, na água líquida e no vapor. Importante: a “nuvem” acima da chaleira é formada por gotículas que resultam da condensação do vapor. (Representação sem escala. Cores fantasia.)**





Somente quando todo o gelo já estiver no estado líquido é que a temperatura vai começar a subir, ou seja, a energia fornecida passará a promover o aumento na movimentação das partículas, e esse aumento na movimentação vai elevar a temperatura.

Durante a fusão ou a solidificação, a temperatura da água permanece constante, a 0 °C. No caso da fusão de outra substância, como o ouro, por exemplo, durante a fusão ou a solidificação, a temperatura também permanece constante, a 1064 °C. Dizemos, então, que o **ponto de fusão** — ou a **temperatura de fusão** ou de solidificação — da água é de 0 °C e o do ouro é de 1064 °C.

Cada **substância** tem um ponto de fusão específico, ou seja, duas substâncias diferentes, sob as mesmas condições de pressão, não possuem o mesmo ponto de fusão: o ponto de fusão da água (na forma de gelo) é de 0 °C; o ponto de fusão do ferro é de 1535 °C; e o do ouro, 1064 °C. Portanto, o ponto de fusão é uma propriedade que ajuda a identificar as substâncias. O ponto de fusão é, portanto, uma **propriedade específica da matéria**. Há outras propriedades como essas que nos permitem identificar substâncias.

Observe novamente a figura 1.6. O que ocorre com a água quando ela ferve? A água passa para o estado de vapor.

Essa passagem do estado líquido para o gasoso, em que a água, ou outro líquido, ferve (formando bolhas), é chamada de ebulição. Cada substância entra em ebulição a uma temperatura, em determinada pressão. A água, por exemplo, ferve a 100 °C, ao nível do mar, onde a pressão é de 1 atmosfera (1 atm). Já o ferro entra em ebulição a 3 000 °C (sob pressão de 1 atm).

Assim como na fusão, durante a ebulição a **temperatura** da água e de outras substâncias não se altera. Somente depois que a mudança de estado se completa é que a temperatura começa a aumentar ou diminuir, de acordo com o que estiver ocorrendo com o corpo: se está recebendo ou perdendo energia (calor).

Da mesma forma que na fusão, cada substância tem uma **temperatura de ebulição** ou um **ponto de ebulição** específico, que ajuda a identificar uma substância, ou seja, é uma propriedade específica. Assim, o ponto de ebulição da água é 100 °C; o mercúrio (um metal) tem ponto de ebulição de 357 °C; e o ferro, de 3 000 °C (sob a pressão de 1 atm).

A passagem do estado líquido para o estado gasoso pode ocorrer também por evaporação. É o que acontece, por exemplo, quando uma roupa molhada é pendurada no varal: depois de algum tempo ela fica seca.

A evaporação não ocorre a uma temperatura definida como na ebulição. E, ao contrário da ebulição, na evaporação não se formam bolhas.

Apesar das diferenças entre a ebulição e a evaporação, o termo vaporização é usado para qualquer forma de passagem do estado líquido **para o estado gasoso**.

Outra mudança de estado que pode ocorrer na água e em outros líquidos é a passagem do estado gasoso para o estado líquido. Por exemplo, quando numa panela o vapor de água sobe e entra em contato com o lado de dentro da tampa, formam-se ali gotas de água. Nesse caso, a temperatura da tampa está mais baixa que a do vapor. Assim, a energia na forma de calor do vapor é transferida para a tampa, e a água passa para o estado líquido.

A passagem de uma substância do estado gasoso para o estado líquido é chamada de condensação ou liquefação. Na condensação ou liquefação, a substância perde energia (calor).



**Substância** é o nome dado a um material com características bem definidas, sem nenhuma mistura com outros materiais. Esse conceito será estudado no Capítulo 8.

A temperatura que se lê nos termômetros é uma grandeza física que permite avaliar o grau de agitação médio das partículas (átomos ou moléculas) de uma substância.

Sublimação é a passagem direta de uma substância do estado sólido para o estado gasoso e vice-versa, sem passar pelo estado líquido. Essa transformação acontece, por exemplo, com o gelo-seco (gás carbônico no estado sólido) que, em temperatura ambiente, provoca a condensação do vapor presente no ar, produzindo uma névoa.

## A pressão e a mudança de estado

Você sabe como uma panela de pressão funciona?

Nesse tipo de panela os alimentos cozinham mais depressa. O vapor formado pelo aquecimento da água fica inicialmente preso na panela, e a pressão que ele exerce sobre o líquido torna-se maior que a pressão atmosférica (pode chegar ao dobro da pressão ao nível do mar), o que dificulta a vaporização.

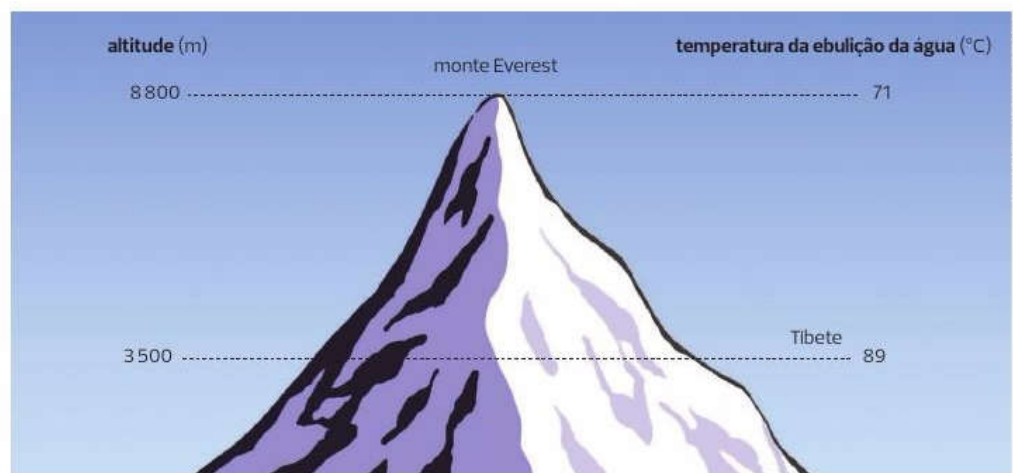
Desse modo, a ebulição passa a acontecer a uma temperatura mais alta (pode chegar a cerca de 120 °C). Como o líquido chega a temperaturas mais altas do que em uma panela comum (sem pressão), o alimento cozinha mais depressa.

As panelas de pressão, como a da figura 1.7, têm uma válvula de segurança que deixa sair o vapor quando ele atinge determinada pressão, evitando que a panela exploda.

Você acabou de aprender que um aumento de pressão aumenta o ponto de ebulição. Consequentemente, se a pressão sobre um líquido diminuir, o ponto de ebulição também vai diminuir.

Essa informação dá pistas para você compreender um fato curioso: na cidade do Rio de Janeiro, um alimento cozinha mais rápido que em La Paz, capital da Bolívia. Você é capaz de imaginar por quê?

Em locais que estão acima do nível do mar, a pressão atmosférica é menor. La Paz está a cerca de 3 600 metros de **altitude**, portanto a água ferve a uma temperatura mais baixa, a 87 °C – menor que os 100 °C de cidades como Rio de Janeiro ou Santos, que estão ao nível do mar. Pense na pressão atmosférica como uma coluna de ar acima da panela. Quanto maior for a altitude, menor será a coluna de ar e menor a pressão. No alto do monte Everest (a montanha mais alta da Terra), a temperatura de ebulição é ainda menor. Veja a figura 1.8.



Portanto, pode-se concluir que um alimento demora mais para cozinhar em La Paz porque a temperatura máxima que a água pode atingir sem passar para vapor é mais baixa do que a temperatura máxima que pode atingir no Rio de Janeiro. (Lembre-se: durante a ebulição a temperatura não varia.)

A variação da pressão influencia também outras mudanças de estado. O gás utilizado nos botijões de cozinha, por exemplo, chamado Gás Liquefeito de Petróleo (GLP), passa do estado gasoso para o estado líquido porque foi comprimido a altas pressões.



John Kasarwa  
Shutterstock/Glow Images

**1.7** Panela de pressão. Observe a válvula de segurança, na parte de cima da panela, que deixa o vapor escapar quando a pressão atinge um valor-limite.



**Altitude** é a distância vertical entre um ponto e o nível do mar. Já a altura é a distância vertical entre um ponto qualquer e outro.

**1.8** Quanto maior for a altitude, menor será a temperatura de ebulição da água. (Figura sem escala. Cores fantasia.)

Claudio Chiyo/Arquivo da editora

## História da padronização das medidas

Um dos mais antigos relógios conhecidos tem cerca de 3 500 anos e foi encontrado no Egito: era um relógio de Sol, que mede as horas de acordo com a posição em que se encontra a sombra projetada pelo instrumento. Veja a figura 1.9.

Além de equipamentos para medir o tempo, diversos povos criaram, ao longo da História, unidades de medida para calcular distância, massa e volume. Para tanto, usavam como referência elementos de sua própria cultura.

No Egito Antigo, por exemplo, a distância do cotovelo até a ponta do dedo médio do faraó (chamada cúbito) era usada para medir comprimentos. Outra medida era o palmo, que equivalia a quatro dedos da mão e correspondia à sétima parte do cúbito.

No século XII, o rei Henrique I da Inglaterra estipulou que a jarda seria usada como medida de comprimento. Ela equivalia à distância entre o nariz e a ponta do polegar do rei, com o braço esticado. Ainda hoje, essa medida é usada na Inglaterra e nos Estados Unidos, assim como a milha (equivalente a 1760 jardas, ou 1.609 m) e a polegada (equivalente a 1/36 jarda, ou 2,54 cm).

Outras medidas foram criadas por outros povos, que as usaram por séculos a fio. No século XVIII, porém, essa diversidade começou a causar problemas. Isso porque a Revolução Industrial fez com que as trocas comerciais entre os países se ampliassem, exigindo a adoção, por todos eles, dos mesmos padrões de medição. Mas qual medida adotar? E como impô-la a todos os povos?

Foi Napoleão Bonaparte que, ao expandir seu império pela Europa durante a Revolução Francesa, conseguiu impor os mesmos padrões de medição a todos os países. Em 1795, a Academia Francesa estabeleceu o metro (do grego *metron*, que significa 'medir'), que equivalia à quadragésima milionésima parte do meridiano terrestre – a circunferência da Terra que passa pelos polos. Essa unidade foi dividida em mais

dez unidades (os decímetros), que por sua vez foram divididas em outras dez unidades (centímetros), cada qual dividida em dez unidades (milímetros). Dez metros foram agrupados num decâmetro, dez decâmetros num hectômetro e dez hectômetros num quilômetro. A Academia Francesa estipulou ainda o litro (decilitro, centilitro, mililitro etc.) como medida de volume e o grama (decagrama, hectograma, quilograma etc.) como medida de massa.

Em 1801, Napoleão impôs o sistema métrico decimal (como ficou conhecido esse padrão de medidas) a todos os países conquistados. O único país europeu a não adotá-lo foi a Inglaterra, que conseguiu se manter fora do controle francês. É por isso que até hoje as medidas de comprimento nesse país são diferentes dos demais. O sistema métrico também foi adotado pelas colônias americanas, menos os Estados Unidos. Em 1889, na Primeira Conferência Internacional de Pesos e Medidas, realizada em Paris, foi criada uma barra padrão de platina para definir o tamanho do metro. Essa barra se encontra até hoje no Escritório Internacional de Pesos e Medidas, na França.

Com o desenvolvimento da ciência e da expansão do comércio e das cidades foi necessário aumentar a precisão das medidas. Em 1960, a definição do metro passou a ser a do comprimento do trajeto percorrido pela luz, no vácuo, durante um intervalo de tempo de 1/299 792 458 de segundo.



1.9 Relógio de sol



### 3 Propriedades específicas da matéria

Você aprendeu que as propriedades gerais da matéria são aquelas que estão presentes em todos os corpos e podem ser iguais para todas as substâncias. Já as propriedades específicas são aquelas que variam de uma substância para outra, ou seja, são aquelas que apresentam um valor característico para cada substância.

As propriedades específicas da matéria ajudam o cientista a identificar um determinado material. Substâncias diferentes podem ser bem parecidas à primeira vista – como é o caso da água e do álcool ou das porções de sal, açúcar e farinha, por exemplo. Nesses casos, os cientistas observam suas propriedades específicas, ou seja, o ponto de fusão e de ebulição do material; sua solubilidade; etc.

Não confunda, porém, dureza com tenacidade (dificuldade ou resistência em se partir) ou resistência mecânica (outra propriedade específica da matéria): é mais fácil quebrar um diamante com uma martelada do que uma barra ou chapa de ferro, porque o ferro é mais tenaz.

#### Dureza

Você sabe que uma faca corta um pedaço de manteiga, mas há outros tipos de material que não podem sequer ser arranhados pela faca. Dizemos que esses materiais são mais duros do que a faca. Então, se um material é sólido, o cientista pode avaliar a sua dureza. Isso nos ajuda a escolher que tipo de material pode ser usado para construir objetos e ferramentas como a faca, por exemplo.

O diamante é o mineral mais duro que se conhece: isso significa que ele pode arranhar ou riscar outros materiais, mas não é arranhado ou riscado por eles. A escala de Mohs, criada pelo mineralogista alemão Friedrich Mohs (1773–1839), é uma escala relativa de dureza.

**Dureza**, portanto, é a medida da resistência que uma substância apresenta ao ser riscada por outra. Quanto maior for a resistência ao risco, mais dura será a substância.

Cada mineral tem uma dureza, que é expressa pela capacidade de riscar a superfície de outro mineral ou material artificial.

O **diamante** tem dureza 10 na escala de Mohs. Veja na figura 1.10 que o quartzo, um mineral com dureza 7, arranha outro mineral, a calcita, com dureza 3.

Por causa de sua dureza, o diamante é usado para cortar muitos materiais: nas sondas de perfuração de poços de petróleo, na broca do dentista, etc. Já no ramo de joias, são outras as propriedades mais valorizadas: o brilho, a transparência, a cor e o peso.



Jose Arem/Photo Researchers, INC./iStock

**1.10** O quartzo é capaz de arranhar a calcita porque é mais duro do que ela.

## Densidade

Um quilograma de chumbo tem a mesma massa que um quilograma de alumínio. Mas em que aspectos esses dois materiais são diferentes?

Para comparar massas, usa-se a balança. Então imagine a seguinte situação: coloca-se em um dos pratos de uma balança um cubo de chumbo e, no outro prato, um cubo de alumínio, de mesmo tamanho (volume) do cubo de chumbo. Veja a figura 1.11.

O prato que contém o chumbo fica mais baixo.

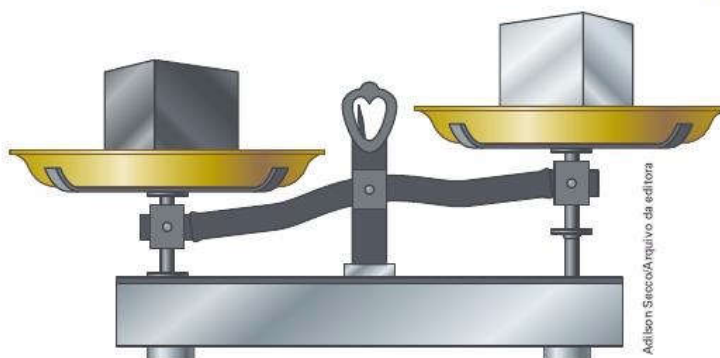
Isso acontece porque determinado volume de chumbo tem mais massa que esse mesmo volume de alumínio. Dizemos que o chumbo é mais **denso** do que o alumínio, ou seja, tem maior quantidade de massa em um mesmo volume.

Portanto a **densidade** é uma relação entre a massa e o volume de um corpo. Desse modo, para obter a densidade de uma substância, divide-se a massa pelo seu volume. A massa contida em  $1\text{ cm}^3$  de chumbo é  $11,3\text{ g}$ . Então, a densidade do chumbo é de  $11,3\text{ g/cm}^3$ . A massa de  $1\text{ cm}^3$  de alumínio é de  $2,70\text{ g}$ . Então, a densidade do alumínio é de  $2,70\text{ g/cm}^3$ .

A densidade pode ser calculada pela fórmula:  $d = \frac{m}{v}$ .

Na fórmula, **d** representa a densidade; **m**, a massa; e **v**, o volume. A densidade pode ser expressa em  $\text{g/mL}$ ,  $\text{kg/m}^3$  ou  $\text{g/cm}^3$ .

Veja se você compreendeu a explicação ao examinar mais este exemplo: se pusermos em um dos pratos da balança um recipiente de vidro com água e, no outro, um recipiente igual com a mesma quantidade de óleo de soja, a balança vai ficar inclinada para o lado da água. Observe a figura 1.12.



Adilson Stecco/Arquivo da editora

**1.11** Dois cubos de mesmo tamanho (volume), um de chumbo e outro de alumínio, sobre os pratos de uma balança. (Figura sem escala. Cores fantasia.).

No Sistema Internacional de Unidades, a unidade de densidade é o quilograma por metro cúbico ( $\text{kg/m}^3$ ).



Claudio Pectoso/Angular

**1.12**

Isso acontece porque a massa de 1 litro de óleo de soja é de  $0,8$  quilograma, e a massa de 1 litro de água é de  $1$  quilograma. Então, a densidade do óleo de soja é de  $0,8\text{ kg/L}$ , e a densidade da água é de  $1\text{ kg/L}$ . Portanto, a água é mais densa do que o óleo de soja.

A densidade de uma substância pode sofrer alteração com a variação da pressão e da temperatura, porém não se altera com a variação da massa da substância. Quando as condições de temperatura e pressão não forem especificadas, considera-se uma pressão de 1 atm e uma temperatura de 25 °C.

Observe na tabela abaixo três medidas feitas com três quantidades diferentes de água (a 25 °C e 1 atm de pressão):

Massa de água	Volume	Densidade
1 g	1 cm <sup>3</sup>	1 g/cm <sup>3</sup>
5 g	5 cm <sup>3</sup>	1 g/cm <sup>3</sup>
20 g	20 cm <sup>3</sup>	1 g/cm <sup>3</sup>

### 1.13

Veja que a densidade da água não se altera, mesmo para diferentes quantidades, à mesma temperatura e pressão. Por isso, a densidade é uma das propriedades usadas para identificar as substâncias químicas. Aliás, essa é uma diferença entre propriedades específicas e propriedades gerais da matéria, pois as propriedades gerais, como a massa e o volume, dependem da quantidade de matéria analisada.

Agora você já pode responder a uma "pegadinha": o que "pesa" mais: um quilograma de chumbo ou um quilograma de algodão?

Algumas pessoas respondem que é o chumbo, porque pensam logo que ele é mais "pesado" que o algodão. No entanto, na pergunta está sendo dito que se trata da mesma massa de chumbo e de algodão (1 kg). Logo, as duas quantidades indicadas têm o mesmo peso. O que acontece é que o chumbo é mais denso que o algodão, por isso 1 kg de algodão terá um volume muito maior do que 1 kg de chumbo.

A densidade também tem relação com a flutuação dos corpos. O gelo e o óleo de soja, por exemplo, flutuam na água líquida porque são menos densos que ela (veja a figura 1.14). O mesmo ocorre com uma rolha de cortiça e uma bolinha de isopor. Portanto, o conhecimento da densidade permite prever qual substância vai flutuar quando se põem em contato substâncias que não se misturam.

Para que um corpo flutue sobre o outro, é necessário que eles não se misturem. O álcool, por exemplo, é menos denso que a água, mas se mistura com ela e forma um líquido homogêneo (uma mistura), no qual não é possível distinguir o álcool da água, nem a olho nu nem com microscópios. Os diferentes tipos de misturas serão estudados no Capítulo 5.

Esta é uma pergunta feita em linguagem cotidiana. É comum, por exemplo, alguém falar: "Estou pesando 50 quilos", mas o quilograma é uma unidade de massa, e não de peso. O que a pessoa está querendo dizer é que ela tem 50 quilogramas de massa. No Capítulo 10, você vai aprender a diferença entre peso e massa.



1.14 O gelo e o óleo flutuam na água porque são menos densos que ela.



Agora você já deve ter compreendido como é possível identificar substâncias que podem ser bem parecidas: é preciso analisar suas propriedades específicas. Elas permitem distinguir uma substância pura de outra. Observe na tabela abaixo algumas propriedades específicas (ponto de fusão e de ebulição a 1 atm de pressão; densidade a 25 °C) de alguns materiais (o ácido acético é um componente do vinagre; o álcool comum é também chamado de álcool etílico ou etanol).

Materiais	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )
Água	0	100	1,0
Álcool comum	-114	78,5	0,8
Ácido acético	16	118	1,049
Ouro	1064	2807	19,32

1.15

O ponto de fusão ou ebulição muda quando se misturam duas substâncias. O ponto de ebulição da água, por exemplo, aumenta quando se acrescenta a ela um pouco de sal. Por isso, essas propriedades específicas servem para identificar uma substância e saber se ela é pura.

## + Para saber mais

### Fenômenos físicos e químicos

No cotidiano, o termo "fenômeno" indica algo espantoso, espetacular. Mas em ciência esse termo é usado para qualquer mudança ou acontecimento, como um papel sendo queimado ou um papel sendo rasgado.

Os fenômenos químicos alteram a natureza da matéria e, conseqüentemente, suas propriedades específicas. Nesse processo as substâncias, antes da transformação, são diferentes das substâncias após a transformação. É o caso do papel (feito de celulose), que se transformou em fuligem (carbono) e em alguns gases (por exemplo, o gás carbônico) depois de queimado.

Algumas vezes é possível confirmar se ocorreram transformações químicas por meio de alguns sinais, como a mudança de cor e de odor; a liberação de gases e de calor; a efervescência ou a formação de sólidos. Esses sinais podem ser chamados evidências de transformações químicas.

Já no caso do papel sendo rasgado ou das mudanças de estado da água, ocorre um fenômeno físico: nem as substâncias presentes no papel nem as presentes na água se transformam em novas substâncias. Portanto, os fenômenos físicos não alteram a natureza das substâncias.

#### Mundo virtual

##### Super Microscópio Virtual

<[www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim\\_qui\\_supermicroscopio.htm](http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_supermicroscopio.htm)>

Objeto Educacional Digital que trata da estrutura atômica e da organização atômica nos diferentes estados da matéria.

##### A balança de Lavoisier

<[chc.cienciahoje.uol.com.br/a-balanca-de-lavoisier/](http://chc.cienciahoje.uol.com.br/a-balanca-de-lavoisier/)>

Matéria que apresenta como a balança contribuiu para as descobertas de Lavoisier.

Acesso em: 5 abr. 2015.



Reprodução de <[www.labvirtq.fe.usp.br](http://www.labvirtq.fe.usp.br)>



## Trabalhando as ideias do capítulo

### Organize suas ideias

A atividade *Trabalhando as ideias do capítulo* ajuda você a revisar o que aprendeu. Além disso, você pode usar essa atividade como um roteiro, elaborando um resumo do capítulo. Mas não vale só copiar as respostas! Tente re-digir de fato o roteiro, dando-lhe organização — um começo, um desenvolvimento e um final —, além de coerência e objetividade. É importante também prestar atenção ao vocabulário e à ortografia.

1. Copie no caderno as frases da coluna da direita do quadro a seguir e associe a elas os termos correspondentes da coluna da esquerda.

1. Massa	a) Dois corpos não podem ocupar o mesmo lugar ao mesmo tempo.
2. Extensão	b) Possibilidade de divisão em partes menores.
3. Impenetrabilidade	c) Medida da inércia e da quantidade de matéria.
4. Compressibilidade	d) Diminuição do volume sob a ação de uma força.
5. Elasticidade	e) Retorno ao volume e à forma inicial quando cessa a compressão.
6. Divisibilidade	f) A matéria ocupa lugar no espaço.

1.16

2. Responda, no caderno, ao que se pede abaixo:
  - a) Um metro de tecido contém quantos centímetros?
  - b) Quantos litros de água cabem num reservatório de um metro cúbico?
  - c) Um grama equivale a quantos quilogramas?
  - d) Transforme 200 miligramas (mg) em grama (g).
  - e) Transforme 5 toneladas (t) em quilograma (kg).
  - f) 3 litros (L) equivale a quantos centímetros cúbicos (cm<sup>3</sup>)?
  - g) Uma garrafa contém 500 mililitros (mL) de refrigerante. Quanto vale esse volume em centímetros cúbicos (cm<sup>3</sup>)? E em litros (L)?
  - h) Converta 5,5 centímetros (cm) em metros (m).

3. No caderno, escreva quais das propriedades abaixo estão relacionadas aos estados físicos: sólido, líquido e gasoso. (Uma propriedade pode estar associada a mais de um estado físico.)

- a) Muito compressível.
- b) Possui volume definido e assume a forma do recipiente que o contém.
- c) Possui forma e volume definidos.
- d) Assume a forma e o volume do recipiente que o contém.
- e) Partículas vibram em torno de posições fixas.
- f) Há uma grande força de atração entre as partículas.

4. Neste capítulo você conheceu os termos: matéria, corpo, objeto e energia. Então, no caderno, relacione cada item abaixo com um desses termos:

- |                       |            |
|-----------------------|------------|
| a) caco de vidro;     | f) calor;  |
| b) vidro;             | g) ferro;  |
| c) garrafa;           | h) tijolo; |
| d) mesa de madeira;   | i) ar.     |
| e) tronco de madeira; |            |

5. O esquema 1.17 a seguir indica os tipos de mudanças de estado.



1.17

- a) No caderno, identifique as mudanças indicadas pelos números.
- b) Que mudança de estado não está representada no esquema?
- c) Em que passagens há ganho de energia na forma de calor pelas substâncias que mudam de estado?
6. No caderno, indique as afirmativas corretas.
- a) No estado sólido, as partículas (átomos e moléculas) não se movimentam.
- b) Os alimentos cozinham mais rapidamente na panela de pressão do que na panela aberta.
- c) Quanto maior a altitude, maior o ponto de ebulição.
- d) Na panela de pressão, o ponto de ebulição da água é maior do que na panela aberta.
- e) Durante a fusão do gelo, a temperatura da água permanece constante.
- f) Os líquidos possuem maior compressibilidade do que os gases.
- g) O metro cúbico é uma unidade de volume e equivale a mil litros.
- h) Uma mesma quantidade de água deve levar menos tempo para ferver na cidade de La Paz, a 3 600 m de altitude, do que em cidades ao nível do mar.
- i) No ar há vapor de água, que é água no estado líquido.
7. O gelo-seco é o gás carbônico no estado sólido. Ele é usado em extintores e em *shows* para dar os efeitos de neblina. Que mudança de estado sofre o gelo-seco?
8. No caderno, indique as afirmativas verdadeiras.
- a) As propriedades gerais da matéria permitem distinguir uma substância de outra.
- b) A densidade é uma propriedade que permite distinguir uma substância de outra.
- c) O ponto de fusão é uma propriedade específica da matéria.
- d) O diamante é muito duro, por isso não pode ser quebrado por outro material.
- e) Uma porção de chumbo com 10 kg de massa é mais densa do que outra com 3 kg de massa.
- f) Quanto maior for a resistência de um material ao ser riscado, mais duro ele será.
- g) Uma barra de ferro é mais densa do que um prego de ferro.
9. Qual é a densidade de um corpo com 6 kg de massa e volume de 0,5 L?
10. O que tem maior densidade: 1 g de água ou 10 kg de água, ambos à mesma temperatura e pressão? Uma barra de ouro puro ou um anel de ouro puro? Justifique sua resposta.
11. Sabendo que a densidade do metal chumbo é de  $11,3 \text{ g/cm}^3$  e a do material conhecido como isopor é de  $0,4 \text{ g/cm}^3$ , diga o que deve ocupar maior volume: 10 g de chumbo ou 10 g de isopor? Justifique sua resposta.
12. O álcool comum tem densidade igual a  $0,8 \text{ g/cm}^3$  e a água, igual a  $1,0 \text{ g/cm}^3$ . O que tem maior massa: 1 L de álcool ou 1 L de água? E o que tem maior volume: 1 kg de álcool ou 1 kg de água?
13. A densidade do mercúrio é de  $13,6 \text{ kg/L}$  e a do álcool é de  $0,8 \text{ kg/L}$ . O que tem maior massa: 1 L de mercúrio ou 10 L de álcool? Efetue os cálculos para responder.
14. Uma pessoa afirma que o chumbo é mais pesado que o ferro. O que ela deve dizer para expressar corretamente seu pensamento?
15. As balanças da figura 1.18 indicam a massa em gramas de  $100 \text{ cm}^3$  de chumbo e de  $100 \text{ cm}^3$  de ouro. Qual das duas substâncias é mais densa? Calcule a densidade de cada uma delas.



1.18

KLN Artes Gráficas/Arquivo da editora

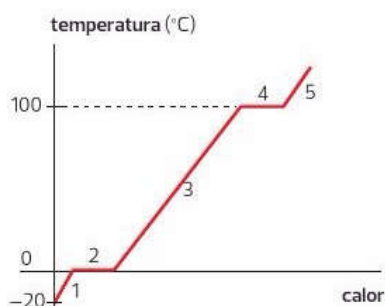
16. A densidade do ferro é  $7,86 \text{ g/cm}^3$ . Qual é a massa de  $100 \text{ cm}^3$  de ferro?
17. O que tem maior volume:  $1 \text{ kg}$  de chumbo (densidade =  $11,3 \text{ g/cm}^3$ ) ou  $1 \text{ kg}$  de alumínio (densidade =  $2,7 \text{ g/cm}^3$ )? Efetue os cálculos e responda.
18. Sabendo que a densidade da água é de  $1,0 \text{ g/cm}^3$ , a do gelo é de  $0,9 \text{ g/cm}^3$ , a do álcool comum é de  $0,8 \text{ g/cm}^3$  e a do mercúrio é de  $13,6 \text{ g/cm}^3$ , responda no caderno:
- O gelo e o mercúrio afundam ou flutuam na água? Justifique sua resposta.
  - O gelo e o mercúrio afundam ou flutuam no álcool? Justifique sua resposta.
  - O que tem maior massa:  $10 \text{ cm}^3$  de mercúrio ou  $10 \text{ cm}^3$  de gelo? Por quê?
19. Uma pulseira foi feita com um bloco de prata de densidade  $10,5 \text{ g/mL}$  e ponto de fusão  $960 \text{ }^\circ\text{C}$ . A densidade e o ponto de fusão do material da pulseira não mudaram. Trata-se de um fenômeno físico ou químico? Justifique sua resposta
20. Por que, quando se entra em uma banheira com água, o nível desse líquido sobe? Como se chama a propriedade que explica esse fenômeno?
21. Na cidade do Rio de Janeiro, um alimento cozinha mais rápido ou mais devagar que em La Paz, capital da Bolívia? Por quê?
22. Qual é a diferença entre evaporação e ebulição?
23. Explique por que, num dia frio, as janelas de vidro podem ficar embaçadas do lado de dentro.
24. Um estudante fez a seguinte afirmação: "Enquanto o gelo derretia, sua temperatura subiu de  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  à  $5 \text{ }^\circ\text{C}$ ". Você acha que a afirmação do estudante está correta? Justifique sua resposta.
25. Por que as propriedades específicas da matéria são importantes para o cientista?
26. O leite é uma mistura de água, proteínas, lactose, gorduras, vitaminas, sais minerais e outras substâncias orgânicas. A densidade do leite é de  $1,03 \text{ g/cm}^3$  e a da água é de  $1,00 \text{ g/m}^3$ . Como se pode comprovar que o leite tenha sido adulterado pela adição de água?



- Faça uma pesquisa (em livros, CD-ROMs, na internet, etc.) para explicar como funciona o processo de liofilização e quais são as aplicações desse processo.
- Você conheceu neste capítulo várias unidades de medida do Sistema Internacional. Apesar disso, no comércio ainda se encontram tintas vendidas em latas de um galão, barras de ferro e tubulações comercializadas em polegadas e telas de TV e monitores também indicados em polegadas. E, entre outras medidas usadas na Inglaterra e nos Estados Unidos, há o pé, a libra, a milha terrestre, a milha náutica ou milha marítima, a jarda e a onça líquida.  
  
Pesquise quanto valem essas medidas em unidades do Sistema Internacional.
- Pesquise quais substâncias sofrem processo de sublimação e alguma aplicação prática do fenômeno.
- Qual é a massa e o volume aproximados do planeta Terra? Calcule sua densidade média.
- As pesquisas científicas no campo da Física e da Química podem ser usadas para melhorar as condições de vida dos seres humanos. Porém, se forem mal empregadas, podem provocar malefícios.  
  
Pesquise alguns exemplos nos quais a aplicação dos conhecimentos adquiridos pela Física ou pela Química melhoraram as condições de vida da humanidade e alguns exemplos nos quais essas aplicações foram utilizadas de maneira inadequada e causaram danos às pessoas e ao meio ambiente.



- Um fio de cabelo pode ter cerca de um décimo de milímetro de espessura. Então, quantos átomos, cada um com 0,1 nanômetro de diâmetro, cabem enfileirados na espessura desse fio? Um nanômetro (nm) é a milionésima parte do milímetro.
- A que propriedade geral da matéria se refere cada afirmativa a seguir?
  - Pedro estava com 100 kg. Seguindo uma dieta mais saudável, está hoje com 80 kg.
  - Minha mãe bebeu 2 litros de água hoje.
  - A água, as estrelas, as árvores, as nuvens, as plantas, os animais: tudo é feito de partículas extraordinariamente pequenas.
  - Em um copo cheio de água até a borda, foi mergulhada uma pedra e um pouco de água transbordou.
- Ao cozinhar alimentos, como carne ou legumes, as pessoas costumam diminuir a intensidade da chama do fogo assim que a água começa a ferver. Será que desse modo a comida demora mais para ficar pronta? Qual é a vantagem desse procedimento?
- O gráfico abaixo mostra a mudança de estado de uma massa de água em função da quantidade de calor.



1.19

KLN Artes Gráficas/Arquivo da editora

Agora, responda no caderno:

- Qual é o estado físico da água nos trechos 1, 3 e 5 do gráfico?
  - Que mudança de estado está ocorrendo no trecho 2? E no trecho 4?
  - No trecho 2 e no trecho 4 a temperatura está variando?
  - O que os números 0 e 100 no gráfico indicam?
- Se você soltar o ar da sua expiração sobre a superfície de um espelho, ele ficará embaçado. Sabendo que eliminamos vapor de água dos pulmões, explique por que o espelho embaça.
  - Indique no caderno a afirmativa errada.

Ao nível do mar, a água ferve a 100 °C. Então, em uma cidade que está a 1400 m acima do nível do mar, observa-se que:

    - a água ferve acima de 100 °C.
    - a água ferve mais rápido.
    - a comida geralmente demora mais tempo para cozinhar.
    - em uma panela de pressão a água pode ferver acima de 100 °C.
  - Durante os últimos trinta anos, a camada de gelo no Ártico vem diminuindo 8% por ano durante o verão. Em 2005, ela já era 20% menor que em 1979. O gelo do Ártico poderá desaparecer no verão na segunda metade deste século, como consequência do aumento da temperatura média do planeta, que se deve, principalmente, à emissão de gás carbônico (aquecimento global). Que mudança de estado foi descrita nesse texto?
  - Releia o box *Fenômenos físicos e químicos*, na página 21, e depois escreva no caderno em quais das situações abaixo estão ocorrendo fenômenos químicos.
    - Fusão do ferro.
    - Combustão da gasolina no carro.
    - Transformação das moléculas do alimento em moléculas menores.
    - Queda de um objeto no chão.
    - Amassamento de uma latinha de refrigerante ou suco.
    - Vinho azedando porque uma parte do álcool se transformou em vinagre.
    - Evaporação da água.
    - Queima de papel.



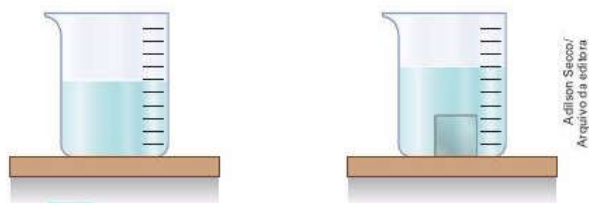
9. O professor perguntou aos alunos por que, quando se tira da geladeira uma garrafa de água gelada, depois de algum tempo a superfície do lado de fora da garrafa fica molhada. Um aluno respondeu que isso acontece porque o vidro da garrafa deixa passar um pouco de água para o lado de fora. O professor disse que essa explicação estava errada.

- Qual é a explicação correta para esse fato?
- Que experimento simples você faria com a garrafa para mostrar que a explicação do aluno está errada?

10. Uma substância tem ponto de fusão de  $10,5\text{ }^{\circ}\text{C}$  e ponto de ebulição de  $340\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Em que estado físico essa substância está quando a temperatura é de:

- $8\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?
- $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?
- $360\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?

11. Um cubo de um metal com massa de 21g foi mergulhado em um recipiente graduado com  $100\text{ cm}^3$  de água, como mostra a figura abaixo. O nível da água subiu até  $103\text{ cm}^3$ . Qual é a densidade do material do cubo?



1.20

12. O professor escreveu com giz na lousa. Qual é mais duro: o giz ou a lousa? Justifique sua resposta. Você escreve no papel com lápis. Qual é mais duro: o papel ou a grafite? Justifique sua resposta.

13. Considere os seguintes valores de densidade:

- parafina —  $0,9\text{ g/cm}^3$ ;
- álcool comum —  $0,8\text{ g/cm}^3$ ;
- água —  $1,0\text{ g/cm}^3$ .

Um professor colocou um pedaço de vela de parafina na água e depois no álcool. Você acha que a vela flutuou ou afundou na água? E no álcool? Em cada caso, justifique a resposta.

14. Observe a escala de Mohs:

Material	Dureza
Talco	1
Gipsita ou gesso	2
Calcita	3
Fluorita	4
Apatita	5
Feldspato	6
Quartzo	7
Topázio	8
Corindon (safira, rubi)	9
Diamante	10

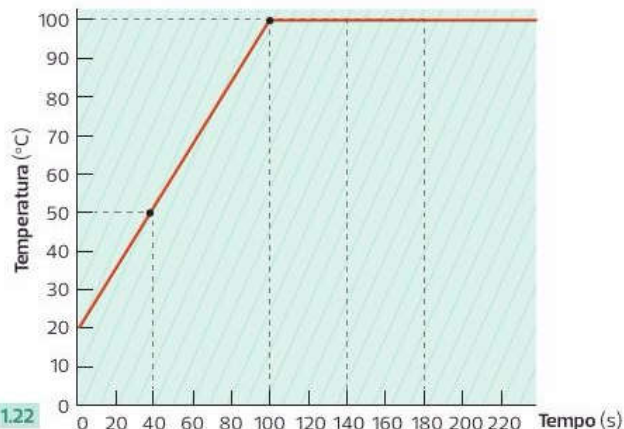
1.21

Agora, responda:

- Quanto maior for o valor na escala, a resistência do mineral ao ser riscado será maior ou menor?
- O diamante risca o topázio ou o topázio risca o diamante?
- Qual é o mineral mais duro? E o mais mole?

15. Um cientista esquentou um pouco de água no fogo e foi anotando a temperatura do líquido a cada instante. Com esses dados, ele fez o gráfico da figura 1.22. Observe o gráfico e responda:

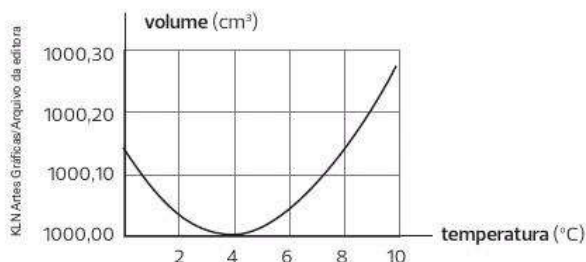
### Temperatura da água em função do tempo



1.22

- Qual é a temperatura da água 40 s depois de iniciado o aquecimento?
- O que acontece à temperatura da água a partir de 100 s depois de iniciado o aquecimento? Que fenômeno ocorre a partir desse instante?

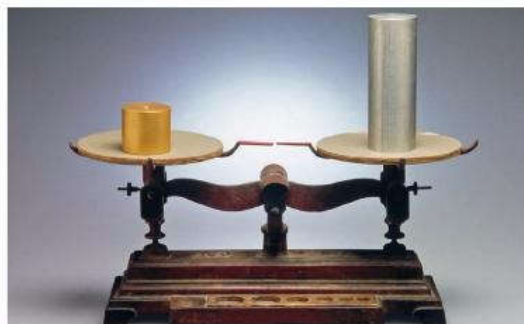
16. Analise o gráfico abaixo, que mostra a variação de volume de 1 kg de água em função da temperatura, e depois responda às questões.



1.23 Gráfico do volume da água em função da temperatura sob pressão normal.

- A que temperatura a água possui o menor volume?
- A que temperatura a água possui a maior densidade?
- A densidade da água aumenta ou diminui entre 0 °C e 4 °C? E entre 4 °C e 10 °C?

17. Na balança abaixo há cobre no prato esquerdo e alumínio no prato direito. Observando a balança, uma pessoa disse que ela devia estar com defeito porque há muito mais alumínio do que cobre, e a marcação indica praticamente a mesma quantidade desses dois elementos. Explique a essa pessoa o que está acontecendo.



1.24 Balança (marca apagada para evitar entendimento de publicidade e de objetivos comerciais).

## De olho no texto

- Leia o texto abaixo e depois responda à questão.

### As transformações de energia

Existem diversas formas de energia na natureza que podem se transformar umas nas outras.

A televisão, a geladeira e o computador, por exemplo, só funcionam se receberem energia – a energia elétrica. Esses aparelhos transformam a energia elétrica em energia luminosa (luz), energia sonora (som) e uma parte também é transformada em energia térmica (calor) – é por isso que esses aparelhos esquentam enquanto estão funcionando.

Da mesma forma, nas lâmpadas uma parte da energia elétrica é transformada em energia luminosa, e outra parte, em calor. Já no ventilador, a energia elétrica faz girar as hélices, ou seja, ela é

transformada em energia mecânica (de movimento) e também em calor.

Para se manter em atividade, o organismo humano também precisa de energia, que é obtida por meio dos alimentos. É a energia química. Parte dela é transformada em trabalho por nosso organismo nas atividades do dia a dia. Outra parte é transferida na forma de calor do organismo ao ambiente.

As plantas e os outros seres que fazem fotossíntese (seres autotróficos) usam a energia da luz do Sol para produzir açúcares, ou seja, há transformação de energia luminosa em energia química.

- Indique que transformações de energia estão ocorrendo nos seguintes casos: uma lâmpada acesa, um ventilador ligado, uma vela queimando, plantas realizando fotossíntese, lanterna a pilha, pessoa correndo.

## Aprendendo com a prática

- Providencie o que se pede a seguir para realizar este experimento. Depois, siga as orientações.

### Material

- um copo pequeno
- água
- três colheres de sopa de óleo de cozinha
- uma bola de gude (ou uma pedrinha de aquário)

### Procedimentos

- Ponha água em um copo, deixando um espaço de dois dedos até a borda.
- Acrescente todo o óleo. Ponha no copo a pedrinha ou a bola de gude.

Agora, responda: o que você conclui a respeito das densidades da bola de gude (ou da pedra), do óleo e da água? Justifique sua conclusão.



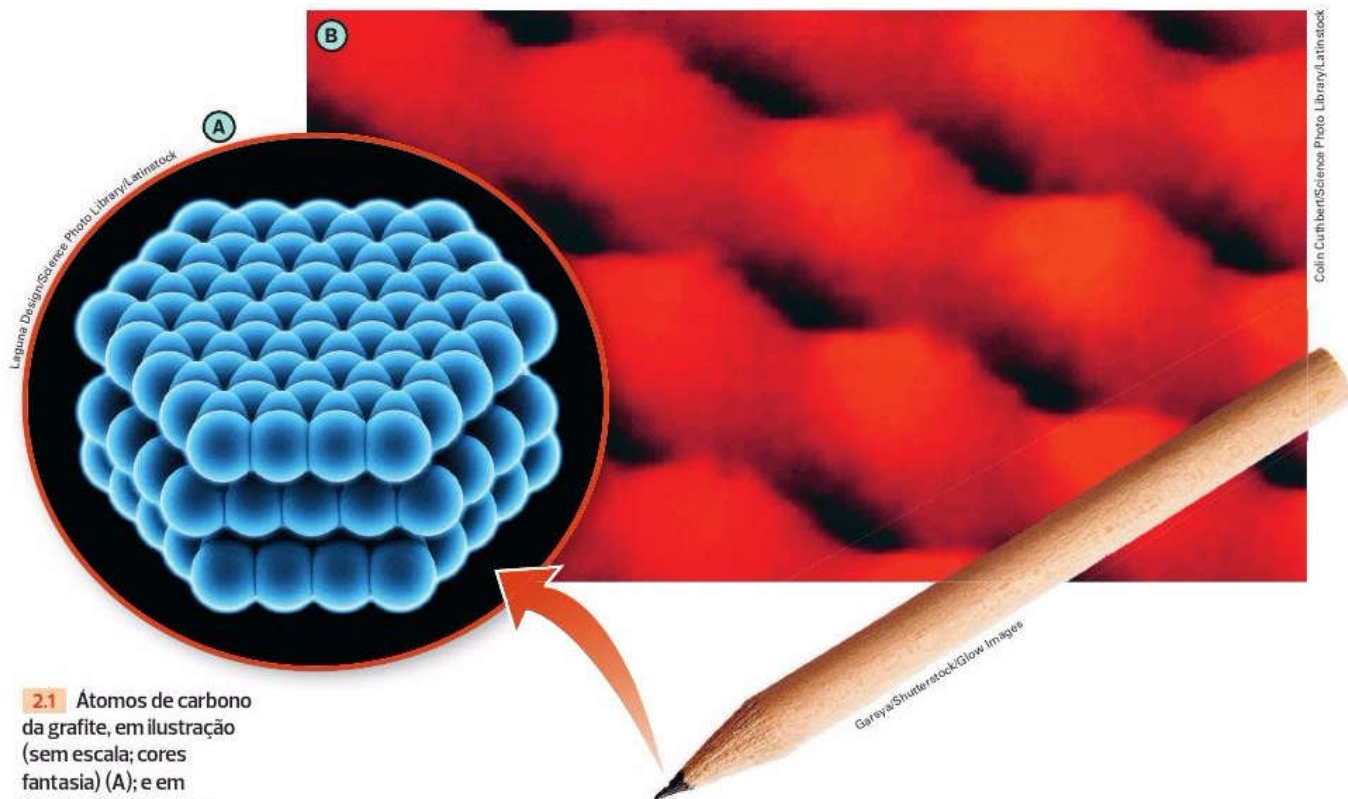
Capítulo

# 2

# Átomos e elementos químicos

O conhecimento sobre o átomo é resultado de observações e experimentos realizados por cientistas ao longo do tempo. Esse conhecimento está sempre se modificando à medida que novas descobertas são feitas.

Hoje em dia existem equipamentos, como os microscópios de tunelamento, que fornecem imagens de átomos sobre a superfície de um material. Não são fotografias, tais como as que tiramos de pessoas ou de paisagens, mas imagens produzidas por computador a partir de sinais eletrônicos vindos do microscópio de tunelamento. Na figura 2.1 você pode ver uma dessas imagens.



**2.1** Átomos de carbono da grafite, em ilustração (sem escala; cores fantasia) (A); e em imagem obtida com o auxílio de um microscópio de tunelamento (B). (A cor dos átomos é artificial e foi gerada em computador. A ampliação é de cerca de 50 milhões de vezes.)

## ? A questão é

Como o átomo foi interpretado por Dalton, Thomson e Rutherford? Como a Química explica as diferenças entre os elementos chumbo, prata e alumínio? E o que são isótopos?



# 1 A história dos modelos de átomos

A ideia de que toda matéria é formada por átomos já havia sido proposta mais de 500 anos antes de Cristo por um grupo de filósofos. O mais conhecido defensor dessa ideia foi Demócrito.

Para responder à pergunta "De que é feita a matéria?", Demócrito afirmou que todos os corpos podiam ser divididos em partículas cada vez menores, até se chegar ao átomo, que não podia mais ser dividido. O átomo seria a menor parte da matéria.

Vem daí a palavra **átomo**, que significa, em grego, 'aquilo que não pode ser cortado ou dividido'.

Mas Demócrito não realizou nenhum experimento que servisse como prova, isto é, como evidência de que o átomo existe. Essa ideia inicial de átomo, portanto, pouco tinha a ver com o conceito científico de átomo.

Outros filósofos, como Aristóteles, defendiam uma ideia diferente: para eles, a matéria era contínua, ou seja, teoricamente podia ser dividida em pedaços cada vez menores.

Apenas muitos séculos depois, a partir do final do século XVIII, foram realizados experimentos nesse campo. Várias transformações químicas começaram a ser estudadas, e a massa das substâncias passou a ser medida com cuidado.

Os cientistas constroem um **modelo** do átomo com base em alguns fenômenos que observam na natureza, e não a partir de uma imagem real do átomo.

A construção de modelos ajuda os cientistas a explicar os fenômenos observados e a formular teorias e **leis científicas**. As leis científicas descrevem regularidades da natureza e as teorias científicas propõem mecanismos para explicar os fatos, como a teoria atômica, que explica várias propriedades dos átomos.

Ao longo dos estudos de Química e Física você vai conhecer várias leis científicas, como a lei da conservação das massas e a lei da gravitação universal, e na *Leitura especial*, no final do livro, vai saber mais sobre leis, teorias e modelos.

## + Para saber mais

### Modelos em ciência

Para ter uma ideia do que é um modelo, pense em carros de brinquedo como modelos de carros de verdade; e em maquetes de cidades ou casas como modelos de cidades ou casas reais. Nesses casos, quem faz o modelo se baseia em algo que já conhece.

Em ciência é diferente. Os cientistas constroem o modelo do átomo, por exemplo, com base em alguns fenômenos que observam na natureza, e não a partir de uma imagem real do átomo.

Os modelos de átomos não são iguais aos átomos que eles representam, mas ajudam os cientistas a explicar os fenômenos difíceis de observar.

O uso que o ser humano faz de modelos para entender o mundo ao seu redor é estudado em Fi-

losofia da Ciência. E não somente a Química, mas outras áreas da ciência também se valem de modelos. Assim como a Química utiliza o modelo de átomo, a Biologia usa o modelo da molécula de DNA, por exemplo, para explicar diversas propriedades dos genes.

Esses modelos são aceitos pelos outros cientistas se com eles for possível explicar uma série de fenômenos. No entanto, à medida que novas observações e testes forem feitos, esses modelos podem ser modificados e corrigidos para explicar novas observações e descobertas. Isso ocorreu com os primeiros modelos atômicos, como você verá neste capítulo.

## As primeiras teorias sobre o átomo

Com base em algumas observações e experimentos com transformações químicas, o cientista inglês John Dalton (1766–1844) formulou uma série de hipóteses sobre as propriedades do átomo, que explicavam até mesmo por que a massa é conservada (em sistema fechado) em uma transformação química.

Segundo o modelo atômico de Dalton, os átomos seriam como pequenas esferas que não podiam ser divididas, isto é, não podiam ser quebradas em partes menores, nem destruídas. O átomo seria tão pequeno que não poderia ser visto nem com microscópios.

Dalton também concluiu que toda matéria é formada pela associação de átomos e que os átomos não são todos iguais. O ferro, por exemplo, é formado por um tipo de átomo diferente do átomo que se encontra no ouro. Adiante, você vai ver que, segundo Dalton, os átomos de um mesmo elemento químico são iguais – e que dois elementos químicos são diferentes porque têm átomos diferentes.

Essas e outras afirmações formam a **teoria atômica** de Dalton.

A teoria de Dalton reunia uma série de observações e foi aceita por cientistas da época. Era uma teoria científica que explicava alguns fenômenos e podia ser testada experimentalmente. A teoria de Dalton era capaz de explicar, por exemplo, que as transformações químicas consistiam em rearranjos de átomos, mas não podia justificar como os átomos se ligavam entre si.

Quando novos estudos sobre os fenômenos elétricos foram realizados e descobriu-se a existência de partículas menores que o átomo (prótons, nêutrons e elétrons), os cientistas passaram a realizar novos experimentos para propor novos modelos atômicos, apresentados a seguir. A verificação de que os átomos poderiam ser divididos em partes menores foi responsável pela reformulação do modelo atômico de Dalton.

## Mudanças no modelo atômico

Se, em um dia não muito úmido, você esfregar uma caneta de plástico no cabelo e aproximá-la de pequenos pedacinhos de papel, vai perceber que eles serão atraídos. Esse é um dos fenômenos que podem ser explicados pela hipótese de que o átomo possui cargas elétricas, como você vai ver no Capítulo 15.

Em 1897, o físico inglês Joseph John Thomson (1856–1940) identificou uma partícula de carga negativa chamada de **elétron**.

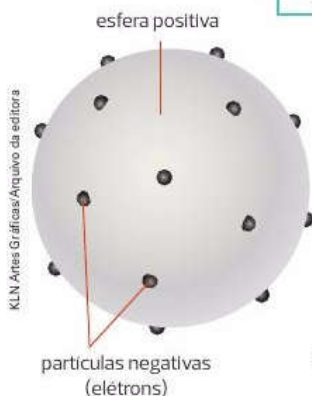
Thomson sabia que o átomo era eletricamente neutro. E, como o elétron era negativo, ele supôs que deveria haver uma carga elétrica positiva no átomo que anulava a carga negativa. O átomo, segundo Thomson, seria formado por elétrons mergulhados em uma esfera de carga positiva. Veja a figura 2.2.

Mais tarde, outros cientistas descobriram os **prótons**, que são partículas com carga positiva. A descoberta de que existiam no átomo partículas carregadas permitia então explicar os fenômenos elétricos como a atração dos pedacinhos de papel pela caneta de plástico e a condutividade elétrica verificada em certos materiais.

Naquela época, os cientistas achavam que os prótons e os elétrons estavam espalhados pelo átomo. Mas, novamente, uma série de experimentos levou os cientistas a mudar de ideia.

Um elemento químico é formado por átomos que são quimicamente idênticos, isto é, que têm as mesmas propriedades químicas.

Na Grécia antiga já se sabia que pedaços de âmbar (uma resina fóssil, proveniente de uma espécie de pinheiro) atritados em peles de animais podiam atrair objetos leves. Alguns séculos mais tarde, a causa dessa atração foi chamada de 'eletricidade', palavra que vem do grego *elétron*, que significa 'âmbar'.



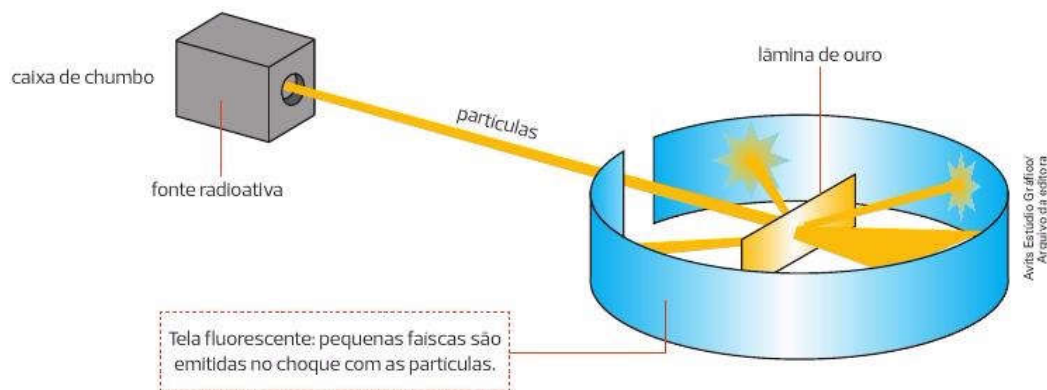
**2.2** Modelo atômico de Thomson. (Figura sem escala. Cores fantasia.)



## O modelo de Rutherford-Bohr

Novos fenômenos observados na natureza fizeram com que o modelo de J. J. Thomson fosse modificado. Alguns cientistas, como Antoine Becquerel (1852–1908), verificaram que alguns átomos emitiam partículas naturalmente. Esse fenômeno foi chamado de radioatividade e permitiu a realização de uma série de experimentos que levaram à construção de um novo modelo para o átomo.

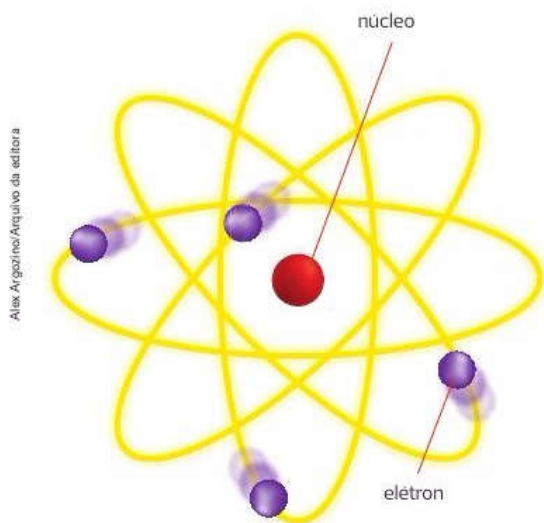
Um dos experimentos que permitiu a construção do modelo representado na figura 2.4 foi realizado pelo cientista neozelandês Ernest Rutherford (1871–1937) e consistia no bombardeamento de partículas com carga elétrica positiva emitidas por um elemento radioativo em uma folha de ouro. Rutherford verificou que a maioria das partículas atravessava a folha de ouro sem sofrer desvios, mas algumas sofriam grandes desvios, chegando até a ser refletidas. Veja a figura 2.3.



**2.3** Experimento de Rutherford. (Figura sem escala. Cores fantasia.)

Com isso ele pôde concluir que havia espaços vazios dentro do átomo e mostrou que, ao contrário do que se pensava, as cargas positivas não estavam espalhadas por todo o átomo, mas concentradas em uma região que ele chamou de núcleo, com os elétrons à sua volta. As partículas desviadas de sua trajetória eram aquelas que se chocavam contra o núcleo ou que passavam perto dele.

Desse modo, Rutherford propôs um modelo atômico nuclear que pouco depois foi modificado por outro cientista, o dinamarquês Niels Bohr (1885–1962). Tal modelo atômico ficou conhecido então como modelo de Rutherford-Bohr. Veja a figura 2.4.



**2.4** Modelo de Rutherford-Bohr para o átomo. Os elétrons (em roxo) aparecem ao redor do núcleo do átomo (em vermelho), onde estão os prótons. A figura está fora de escala porque o diâmetro da eletrosfera é milhares de vezes maior que o do núcleo: o núcleo do átomo de carbono, por exemplo, tem cerca de  $4,8 \cdot 10^{-12}$  mm de diâmetro, e a eletrosfera tem  $2 \cdot 10^{-7}$  mm de diâmetro. (Cores fantasia.)

Em 1932, o cientista inglês James Chadwick (1891–1974) descobriu outra partícula atômica. Essa nova partícula foi chamada de **nêutron**. Ela não apresenta carga elétrica e está localizada, juntamente com os prótons, no núcleo atômico.

O **núcleo** do átomo contém, então, partículas positivas — os prótons — e partículas sem carga elétrica — os nêutrons.

Os prótons e os nêutrons têm massa aproximadamente igual. Já a massa de um **elêtron** é cerca de 1837 vezes menor que a de um próton.

Se os elétrons fossem como pequenas esferas, estariam girando em órbitas em volta do núcleo. Reveja a figura 2.4.

A região onde estão os elétrons é a **eletrosfera**, que tem um diâmetro muito maior que o do núcleo: o diâmetro total do átomo é de 10 mil a 100 mil vezes maior que o do núcleo. Imagine a relação entre o diâmetro de uma bola de pingue-pongue e o comprimento médio de um campo de futebol oficial e você terá ideia da relação entre o diâmetro do núcleo e o do átomo. Em um átomo neutro, o número de elétrons é igual ao de prótons, e suas cargas elétricas têm o mesmo valor, apenas com sinais contrários. Portanto, em um átomo neutro a carga elétrica total é zero.

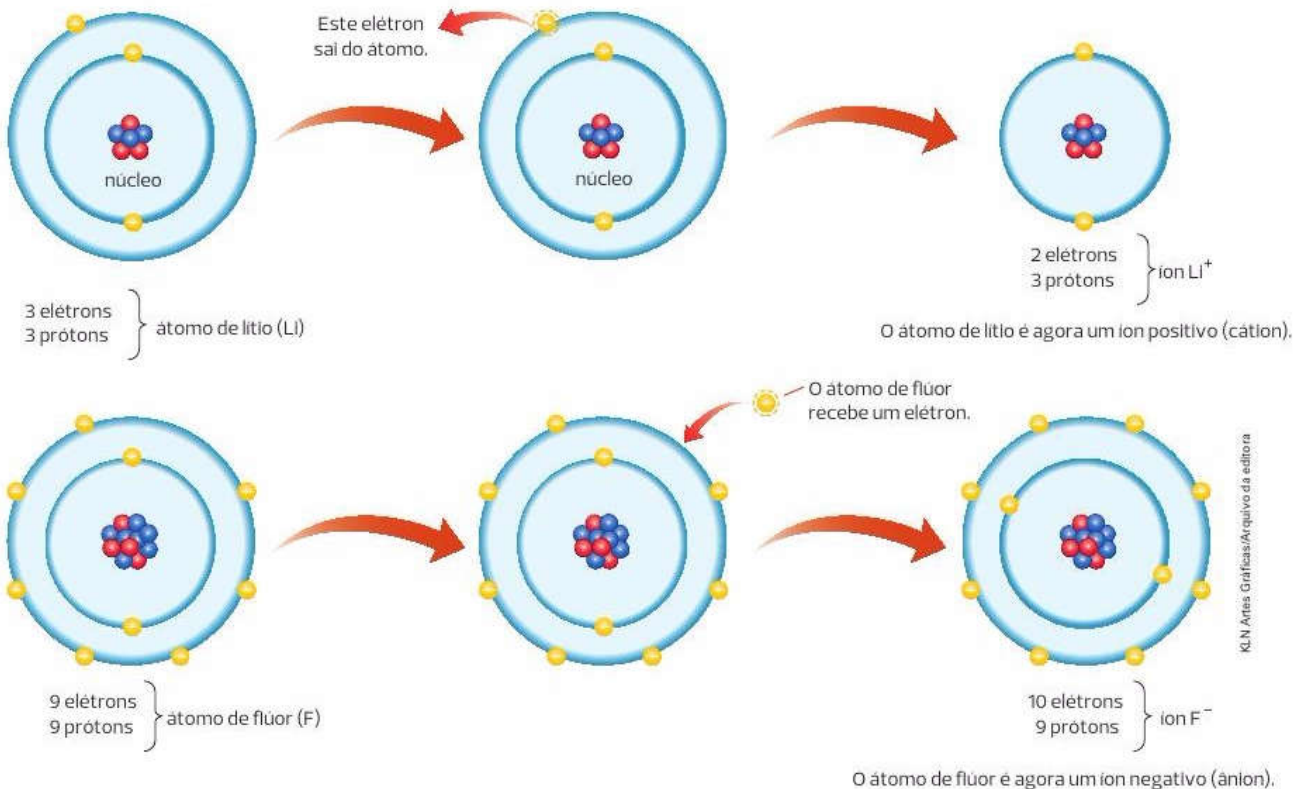
Em certas situações, o átomo pode ganhar ou perder elétrons, deixando de ser neutro. Nesse caso, passa a ser chamado de **ion**.

Quando um átomo ganha um elétron, ele fica com uma carga total negativa. O íon formado é chamado de **ânion**. Quando o átomo perde um elétron, fica com uma carga total positiva, já que passa a ter um próton a mais que o número total de elétrons. O íon formado é chamado de **cátion**.

Na figura 2.5 você pode ver que o átomo de lítio (cujo símbolo é Li) perdeu um elétron e transformou-se em um cátion, que é representado por  $\text{Li}^+$ . O átomo de flúor (cujo símbolo é F) ganhou um elétron e transformou-se em um ânion, que é representado por  $\text{F}^-$ . Os íons devem ser sempre representados pelo símbolo do elemento químico acompanhado de sua carga elétrica.

A massa de um elétron é de cerca de  $9,1 \cdot 10^{-28}$  g.  
A do próton é de aproximadamente  $1,7 \cdot 10^{-24}$  g.  
É aproximadamente a relação que existe entre a massa de um pequeno pássaro e a de um ser humano adulto.

**2.5** Esquema da formação de íons. (Não estão representados todos os prótons e nêutrons. Figura sem escala. Cores fantasia.)





## + Para saber mais

### Plasma

Quando os gases são expostos a temperaturas muito altas, como as encontradas no Sol e em outras estrelas, os elétrons são arrancados dos átomos dos gases. O gás ionizado tem um comportamento diferente dos estados gasoso, sólido ou líquido. Esse estado, considerado o quarto estado da matéria, é denominado plasma e é caracterizado pela presença de íons positivos e elétrons desprendidos dos átomos ou moléculas.

## O modelo atual

O modelo de Rutherford-Bohr pode ser usado para explicar várias propriedades químicas da matéria. No entanto, novos experimentos levaram os cientistas a modificar esse modelo mais uma vez.

Muitas partículas novas foram descobertas. Hoje se sabe, por exemplo, que prótons e nêutrons são formados por partículas ainda menores, os **quarks**.

Entretanto, para compreender o modelo atual de átomo, são necessários muitos conhecimentos em matemática e física.

Por ser mais prático, fácil de visualizar e de compreender, o modelo de Rutherford-Bohr **continua sendo muito utilizado** para fins didáticos.

Você viu que ao longo da história da ciência, uma teoria (ou um modelo) aceita em determinada época pode acabar sendo substituída por outras teorias capazes de explicar fenômenos que não podiam ser explicados pela teoria antiga. Mas a teoria antiga pode continuar sendo usada, dentro de certos limites, para explicar alguns fenômenos.

## 2 Número atômico e número de massa

Você já viu que os átomos não são todos iguais. O átomo de ferro é diferente do átomo de alumínio, que é diferente do átomo de hidrogênio, e assim por diante.

Há uma diferença fundamental entre esses átomos, que explica muitas de suas propriedades físicas e químicas: o número de prótons. O átomo de hidrogênio tem 1 próton; o átomo de ferro tem 26 prótons; o de alumínio tem 13 prótons.

O número de prótons é importante na identificação de um átomo. Esse número é chamado de **número atômico** e é representado pela letra Z.

Como você viu, todos os átomos com o mesmo número atômico são quimicamente idênticos, isto é, têm as mesmas propriedades químicas e pertencem a um mesmo **elemento químico**.

Elemento químico, portanto, é o conjunto de átomos que possuem um mesmo número atômico. Desse modo, todos os átomos com número atômico 1 são átomos de hidrogênio. Já os que têm número atômico 26 são átomos de ferro. Em um pedaço de ferro puro, todos os átomos têm número atômico 26 e apresentam as mesmas propriedades, como a capacidade de reagir com o oxigênio em presença de água e formar o óxido de ferro (ferrugem).

A soma do número de prótons com o número de nêutrons de um átomo é chamada de número de massa e é representada pela letra A. Como o número atômico é representado pela letra Z, pode-se escrever que  $A = Z + n$ , em que  $n$  é o número de nêutrons.

Um átomo de ferro (Fe), por exemplo, tem 26 prótons e 30 nêutrons. Então, o seu número de massa é **56**.

O número atômico é representado no canto inferior esquerdo do símbolo do elemento.

O número de massa é representado no canto superior esquerdo do símbolo do elemento.

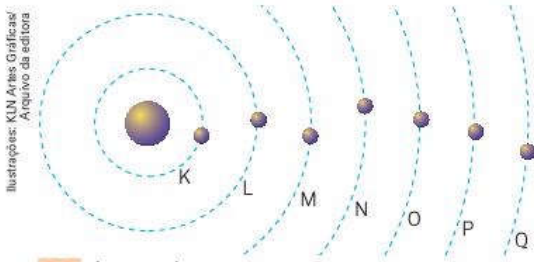


### 3 A organização dos elétrons no átomo

No modelo de Rutherford-Bohr, os elétrons giram em torno do núcleo em diferentes órbitas. Essas órbitas têm raios diferentes, isto é, estão a distâncias variadas do núcleo. Um conjunto de órbitas que estão a uma mesma distância do núcleo é chamado de **camada eletrônica**.

Veja a figura 2.6. As camadas eletrônicas são identificadas pelas letras K, L, M, N, O, P, Q. A primeira camada, a camada K, é a mais próxima do núcleo do átomo. A camada Q é a mais distante.

Uma camada eletrônica pode ter mais de um elétron, mas existe um número máximo de elétrons que cada uma delas é capaz de suportar. Veja:



2.6 As camadas eletrônicas do átomo. (Figura sem escala. Cores fantasia.)

Camada	K	L	M	N	O	P	Q
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	32	18	8

Sendo assim, o hidrogênio, que tem apenas 2 elétrons, terá apenas a camada K preenchida com elétrons. Já o lítio, que tem 3 elétrons, tem duas camadas eletrônicas preenchidas com elétrons, a camada K e a camada L.

A distribuição dos elétrons nas diversas camadas obedece a algumas regras. Uma dessas regras é que os elétrons devem ocupar primeiro a camada eletrônica mais próxima do núcleo. Depois que essa camada estiver preenchida, passamos para a camada seguinte. Há outra regra que diz que a última camada de um átomo não pode ficar com mais de 8 elétrons, com exceção da camada K, que não pode ter mais de 2 elétrons.

Os elétrons excedentes ao número máximo de elétrons de cada camada devem ser dispostos nas camadas seguintes. Fica mais fácil você compreender pelos exemplos a seguir.

Veja a distribuição em camadas dos elétrons do átomo de berílio, cujo símbolo é Be e tem número atômico 4. O número atômico indica que o berílio tem 4 prótons e, portanto, 4 elétrons:

K: 2 elétrons                      L: 2 elétrons

Essa distribuição de elétrons pode ser representada como mostra a figura 2.7. Agora veja a distribuição do sódio (Na), de número atômico 11:

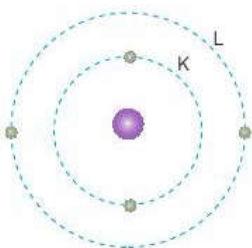
K: 2 elétrons                      L: 8 elétrons                      M: 1 elétron

Utilizando o modelo atômico de Rutherford-Bohr, podemos representar o átomo de sódio como mostra a figura 2.8.

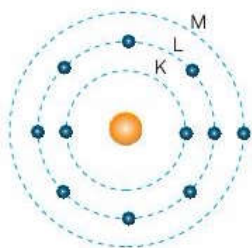
Veja agora a distribuição de átomos do potássio (K), de número atômico 19.

Embora a camada M possa ter um máximo de 18 elétrons, como mostrado na tabela acima, pelo fato de ser a última camada, ela só pode ter no máximo 8 elétrons. Então, é preciso retirar um elétron dessa camada, passando-o para a camada seguinte. Por esse motivo a camada M ficou com 8 elétrons, e a camada N com 1 elétron.

K: 2 elétrons                      L: 8 elétrons                      M: 8 elétrons                      N: 1 elétron



2.7 Representação esquemática de um átomo de berílio (Be). (Figura sem escala. Cores fantasia.)



2.8 Representação esquemática de um átomo de sódio (Na). (Figura sem escala. Cores fantasia.)



Agora veja como fica a distribuição dos elétrons do Cálcio (Ca), de **número atômico 20**:

K: 2 elétrons      L: 8 elétrons      M: 8 elétrons      N: 2 elétrons

Como você viu, embora a camada M possa ter até 18 elétrons, nesse caso também fica só com 8, pois seria a última camada. A diferença (2) vai para a camada seguinte.

Vamos organizar agora os elétrons de um átomo com um número maior de elétrons. Por exemplo, o céσιο (Cs), com número atômico 55. A distribuição começa assim:

K: 2 elétrons      L: 8 elétrons      M: 18 elétrons

Veja esse exemplo passo a passo, a partir da camada N. Se você estivesse fazendo essa distribuição, talvez pensasse em pôr 27 elétrons na camada N, que comporta até 32. No entanto, como nesse caso ela também seria a última camada, não poderia ter mais do que 8 elétrons.

Por isso utilizamos mais camadas. Ela deixa de ser a última e fica com 18, que é a quantidade mais próxima de 32, entre as quantidades máximas de todas as camadas.

Ficam faltando ainda 9 elétrons para distribuir. Eles não podem ficar todos na camada O, pois seria a última, que pode ter no máximo 8 elétrons. Então, a camada O fica com 8, e deixamos 1 elétron na camada P. Veja então como ficou a distribuição de elétrons do céσιο:

K: 2 elétrons      L: 8 elétrons      M: 18 elétrons  
N: 18 elétrons      O: 8 elétrons      P: 1 elétron

Para fazer a distribuição dos elétrons nos íons, devem-se seguir as mesmas regras usadas para os átomos neutros. No caso do cátion, observamos qual é o valor da carga positiva: esse valor indica quantos elétrons devem ser retirados da camada mais afastada do núcleo do átomo. No caso do ânion, o valor da carga elétrica indica quantos elétrons o átomo vai receber na camada mais afastada.

Essas regras de distribuição não valem para todos os tipos de átomos. No Ensino Médio você vai conhecer outra forma mais abrangente de fazer a distribuição dos elétrons.

Você não precisa memorizar os números atômicos dos elementos, mas precisa saber que o número atômico indica o número de prótons de um átomo. Consequentemente, indica também o número de elétrons de um átomo no estado neutro. Então, com o auxílio dos números máximos de elétrons em cada camada eletrônica, você pode fazer a distribuição dos elétrons.



## Ciência e História

### A descoberta da radioatividade

Em 1896, o cientista francês Antoine Henri Becquerel (1852-1908) descobriu que um composto do urânio deixava marcas em chapas fotográficas. Becquerel supôs que o composto estaria emitindo algum tipo de radiação desconhecida.

Essa hipótese foi confirmada pelo trabalho de um casal de físicos franceses, Marie Curie (1867-1934) e Pierre Curie (1859-1906). Marie Curie descobriu que todos os compostos de urânio emitiam radiações e que a quantidade de radiação dependia da quantidade de

urânio. A radiação era, portanto, uma propriedade de determinado grupo de átomos, e não de combinações químicas. Trabalhando com Pierre, descobriu ainda mais dois elementos radioativos: o rádio e o polônio.

Átomos radioativos são instáveis (possuem muita energia). Isso quer dizer que eles emitem radiação para se estabilizarem e com isso podem se transformar em outros átomos. Radiações são partículas ou ondas eletromagnéticas (energia) emitidas pelo núcleo do átomo.

## 4 Os elementos químicos

Os elementos químicos são formados por um conjunto de átomos com o mesmo número atômico e, por isso, quimicamente idênticos.

Pouco mais de 110 elementos são conhecidos, mas somente 98 ocorrem naturalmente na Terra. Alguns elementos foram produzidos em laboratório, em aceleradores de partículas, que provocam violentos choques de partículas eletricamente carregadas (prótons, elétrons, etc.) contra os átomos já existentes, ou, ainda, pela colisão de dois átomos existentes. Veja a figura 2.9. Em geral, os elementos formados dessa maneira são instáveis, duram pouco e logo se transformam em outros elementos.



**2.9** A Organização Europeia para Investigação Nuclear, na Suíça, é o maior centro de estudos sobre física de partículas do mundo e conta com a participação de cientistas de vários países. O círculo demarcado na foto A corresponde à posição do acelerador de partículas, em um túnel subterrâneo de 27 km de extensão, mostrado na foto B.

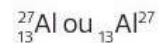
Recentemente, cientistas conseguiram criar um novo elemento químico ao manipular átomos de cálcio e berquélio. Em seu artigo, o cientista russo Yuri Oganessian, do Instituto de Pesquisa Nuclear de Dubna, anunciou a descoberta. O novo elemento químico possui número atômico igual a 117. Embora esteja sendo chamado de "ununseptium", outro nome deve ser dado a ele.

Cada tipo de átomo e de elemento é representado por um símbolo, formado por uma ou duas letras retiradas, em geral, do seu nome em latim ou grego. A letra S, por exemplo, é o símbolo do enxofre (*sulfur*, em latim); P é o do fósforo (*phosphoros*).

Quando há mais de um elemento que começa com a mesma letra, como carbono e cálcio, ou flúor e ferro, um deles é representado com duas letras. Por exemplo: carbono é C, cálcio é Ca; flúor é F, ferro é Fe. Nesses casos, como se pode ver, a primeira é maiúscula e a segunda é minúscula (ambas de fôrma). Quando há uma única letra, ela é sempre maiúscula.

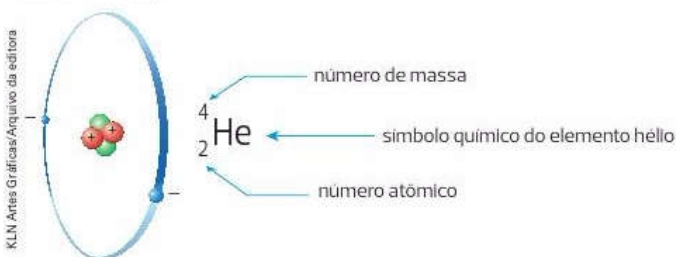
Nem sempre aparecem as duas letras iniciais do nome: o símbolo Pt identifica a platina; Zn, o zinco; Pb, o chumbo (*plumbum*); Hg, o mercúrio (*hydrargirum*).

Os átomos e os elementos químicos também podem ser representados pelos símbolos acompanhados do número atômico (número de prótons) e do número de massa (número de prótons mais o número de nêutrons). Veja:



Abaixo e à esquerda do símbolo aparece o número atômico do elemento (alumínio); acima e à esquerda (ou à direita) aparece o número de massa. A figura 2.10 mostra uma representação do átomo de hélio.

**2.10** Modelo do átomo de hélio e representação do átomo ou do elemento hélio. (Figura sem escala. Cores fantasia.)





## De onde vem o nome dos elementos

Alguns nomes indicam uma propriedade do elemento: *cloro* vem do grego *khlorós*, que significa 'amarelo-esverdeado'; *fósforo* em grego é 'o que traz a luz' – algumas formas de fósforo brilham no escuro (são fosforescentes); *césio* vem do latim *caesius*, que significa 'céu azul', uma referência à cor produzida por esse elemento quando colocado em uma chama (procedimento conhecido como teste de chama).

Há também nomes que se referem a corpos celestes ou figuras mitológicas: *hélio* (Sol) e promécio

(de Prometeus, da mitologia grega). Outros homenageiam pessoas (*einstênio*, em referência ao cientista Albert Einstein).

Alguns nomes indicam o lugar em que o elemento foi descoberto: *háfnio* foi descoberto na cidade de Copenhague (Dinamarca), que em latim é *Hafnia*. E há ainda nomes que se referem a uma característica do material em que o elemento foi encontrado. Por exemplo: *lítio* vem de *lithos*, que em grego significa 'pedra'.

## Os isótopos

Você já sabe que um elemento químico é formado por átomos de mesmo número atômico. Mas, se um cientista analisar uma amostra de um único elemento químico, por exemplo, de oxigênio, vai encontrar átomos com diferentes números de massa: 16, 17 e 18. Pense bem: se eles são todos átomos de oxigênio, por que têm número de massa diferente?

A resposta é simples: embora todos tenham o mesmo número de prótons, possuem números de nêutrons diferentes.

Os átomos de um mesmo elemento químico que têm número de massa diferente são chamados de **isótopos**. Veja na figura 2.11 uma representação dos três isótopos do hidrogênio.

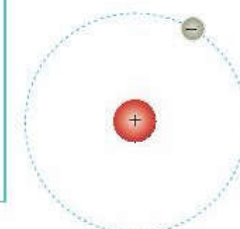
Todos os elementos químicos naturais possuem isótopos – embora alguns deles tenham sido produzidos artificialmente. Por isso muitas vezes escrevemos o símbolo de um elemento assim:  $^{12}\text{C}$ , ou  $^{12}_6\text{C}$ , ou carbono-12. Isso significa que estamos falando do isótopo do carbono (número atômico 6) com número de massa 12. Esse é o isótopo mais comum do carbono. Outros isótopos são o carbono-13 e o carbono-14.

Os isótopos de um mesmo elemento químico possuem as mesmas propriedades químicas, já que essas propriedades dependem do número de prótons do átomo, e não do número de nêutrons. Mas algumas propriedades físicas são diferentes, pois dependem, em parte, da massa do átomo.

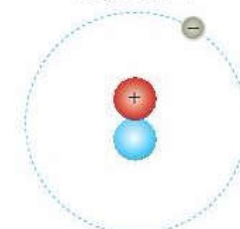
Cada elemento é formado por determinada proporção de isótopos: em nosso planeta, a porcentagem aproximada de cada isótopo de oxigênio é:  $^{16}\text{O} = 99,762\%$ ;  $^{17}\text{O} = 0,038\%$ ;  $^{18}\text{O} = 0,200\%$ .

Há ainda os isótopos produzidos artificialmente, que são instáveis, pois possuem muita energia. Ao se estabilizarem, esses isótopos emitem partículas e/ou energia de seu núcleo, com isso, o número atômico pode mudar, originando outro elemento químico. Alguns isótopos do urânio, tanto os isótopos naturais como os obtidos artificialmente, por exemplo, transformam-se lentamente em chumbo.

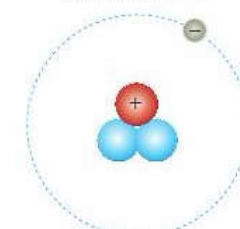
O termo *isótopos* vem de *iso*, que significa 'igual'; e *topos*, 'lugar'.



hidrogênio leve  
ou prótio A = 1



hidrogênio pesado  
ou deutério A = 2



trítio ou tritério  
A = 3

**2.11** Esquema de isótopos do hidrogênio. (Figura sem escala. Cores fantasia.)

KLN Artes Gráficas/Arquivo da editora

## A massa atômica

Qual é a massa atômica de um átomo? Se você tivesse que dar a resposta em gramas, precisaria trabalhar com números decimais extremamente pequenos. Veja só: a massa de um próton ou de um nêutron é de cerca de  $1,67 \cdot 10^{-24}$  g.

Todas as grandezas são relativas, ou seja, tudo o que se pode medir é comparado com um padrão. Um quilograma, por exemplo, é igual à massa de um cilindro feito de platina e irídio, guardado no Museu Internacional de Pesos e Medidas, na França.

Então, assim como pode-se dizer que determinada laranja tem três vezes mais massa que determinado limão, é possível escolher um átomo como padrão e dizer quantas vezes outro átomo tem mais massa que ele. Por exemplo, medidas experimentais mostram que o átomo de ferro é 56 vezes mais pesado que o átomo de hidrogênio. Assim, pode-se dizer que o ferro tem a massa de 56 átomos de hidrogênio, caso este fosse o padrão.

O átomo que os cientistas escolheram como padrão foi o carbono-12, que é um isótopo do carbono com número de massa 12. Esse átomo passou a ter então 12 unidades de massa atômica (representada pela letra u). Em outras palavras, 1 unidade de massa atômica vale um doze avos ( $1/12$ ) da massa atômica do átomo de carbono-12. Pense em um átomo de carbono como um círculo. Se você dividir esse círculo em 12 partes iguais, cada parte corresponderá a uma unidade de massa atômica.

A massa dos outros átomos é então comparada com a do carbono. Quando dizemos, por exemplo, que a massa atômica do átomo de hélio é 4, significa que a massa desse átomo é de 4 unidades de massa atômica, ou seja, é de 4 vezes  $1/12$  a massa do carbono-12.

Os elementos são formados, na realidade, por uma mistura de isótopos que ocorrem naturalmente. Por isso, a massa atômica relativa de um elemento é uma média ponderada calculada em função da massa e da porcentagem de cada isótopo de que é formado o elemento. No caso do cloro, cerca de 75% dos átomos têm número de massa 35 e cerca de 25% têm número de massa 37. A massa atômica pode então ser calculada por meio de uma **média ponderada** desses valores.

Usando valores aproximados, podemos calcular a massa atômica do cloro por uma média ponderada. Veja:  $35(75/100) + 37(25/100) = 35,5$  unidades de massa atômica.

### Mundo virtual

#### Supermicroscópio virtual

<[www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim\\_qui\\_supermicroscopio.htm](http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_supermicroscopio.htm)>  
Objeto Educacional Digital que trata da estrutura atômica e da organização atômica nos diferentes estados da matéria.

#### Revista *Química Nova na Escola*

<[qnesc.sbq.org.br/index\\_site.php](http://qnesc.sbq.org.br/index_site.php)>  
Artigos originais que tratam do ensino da Química, das aplicações dela na sociedade e de suas atualidades.

#### Ação de relâmpagos modifica química da atmosfera

<[cienciahoje.uol.com.br/noticias/meteorologia/acao-de-relampagos-modifica-quimica-da-atmosfera](http://cienciahoje.uol.com.br/noticias/meteorologia/acao-de-relampagos-modifica-quimica-da-atmosfera)>  
Notícia que explica como a ocorrência dos relâmpagos podem alterar a composição atmosférica e agravar o aquecimento global.

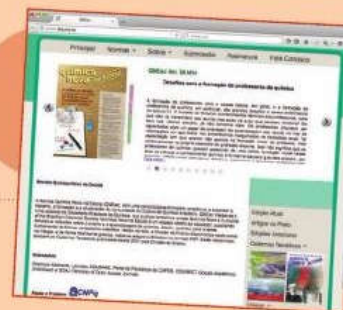
#### Por dentro das Leis (Ponderais)

<[www.proativa.vdl.ufc.br/oa/dentrodalei/DentroDasLeis.html](http://www.proativa.vdl.ufc.br/oa/dentrodalei/DentroDasLeis.html)>  
Objeto Educacional Digital que apresenta as Leis Ponderais (lei de Lavoisier, lei de Proust e lei de Dalton) de forma simples e didática.

#### Comissão nacional de energia nuclear

<[www.cnen.gov.br](http://www.cnen.gov.br)>  
Apostilas educativas, certificados e formulários em radioproteção, segurança nuclear, pesquisa e desenvolvimento de tecnologias nucleares.

Acesso em: 5 abr. 2015.

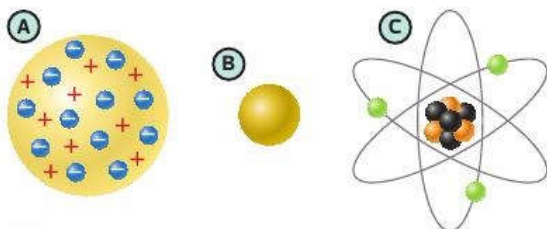


Reprodução: <[qnesc.sbq.org.br](http://qnesc.sbq.org.br)>



## Trabalhando as ideias do capítulo

1. Ao longo do tempo, diversos modelos de átomos foram propostos. Alguns deles aparecem na figura abaixo.



2.12 Figura sem escala. Cores fantasia.

No caderno, responda.

- Qual é a sequência histórica em que os três modelos da figura acima apareceram?
  - Que cientistas contribuíram para elaborar cada modelo?
  - Cite uma descoberta que levou a uma mudança no modelo de átomo indicado pela letra B.
  - Descreva o experimento que levou à mudança no modelo de átomo indicado pela letra A.
2. No caderno, indique as afirmativas verdadeiras sobre a estrutura do átomo.
- No átomo há duas regiões: o núcleo e a eletrosfera.
  - Para Dalton, o átomo era uma partícula indivisível.
  - O modelo de átomo de Rutherford-Bohr possui espaços vazios em seu interior.
  - O átomo é a menor parte da matéria.
  - Os prótons, nêutrons e elétrons localizam-se no núcleo do átomo.
  - A massa do próton é igual à do elétron.
  - O próton tem carga elétrica positiva, enquanto o elétron tem carga negativa.
  - O número de prótons de um átomo corresponde ao seu número atômico.
  - A soma do número de prótons e do número de elétrons é o número de massa do átomo.
  - O núcleo do átomo tem carga elétrica total positiva.
  - A maior parte da massa do átomo está no núcleo.
- Os átomos de um mesmo elemento químico apresentam o mesmo número de prótons.
  - Prótons e elétrons estão localizados na eletrosfera.
  - A massa do elétron é aproximadamente igual à massa do nêutron.
  - A perda de um elétron altera muito a massa do átomo.
3. Você já sabe que um átomo neutro pode ficar eletricamente carregado. Então, no caderno, indique as afirmativas verdadeiras sobre esse processo.
- Um átomo pode se tornar eletricamente negativo quando ganha elétrons.
  - Um cátion é um átomo que ganhou prótons e ficou com carga elétrica positiva.
  - Um ânion é um íon com carga elétrica negativa.
  - Quando um átomo se transforma em um íon, seu núcleo não se altera.
  - Quando um átomo perde um elétron, ele adquire carga elétrica negativa.
  - Um átomo continua eletricamente neutro depois que perde elétrons.
4. O número atômico de um elemento é 83 e seu número de massa é 209. Quantos elétrons, prótons e nêutrons possui um átomo desse elemento?
5. Usando o modelo de Rutherford-Bohr, distribua em camadas os elétrons dos átomos com os seguintes números atômicos: 8, 13, 18, 19, 32, 35, 37, 51.
6. No caderno, indique as afirmativas verdadeiras.
- Todos os átomos de hidrogênio têm o mesmo número de massa.
  - O número de massa de um elemento é sempre um número inteiro.
  - Isótopos são átomos com o mesmo número atômico e o mesmo número de massa.
  - A massa atômica de um elemento é sempre um número inteiro.
  - Os átomos carbono-12 e carbono-13 são isótopos.
  - Um elemento químico é um conjunto de átomos com o mesmo número atômico.

7. Explique o que é número atômico e por que ele é importante para o químico.
8. Considere os seguintes números atômicos e de massa. Indique o número de prótons, elétrons e nêutrons de cada um destes átomos:
- $Z = 26$  e  $A = 56$ ;
  - $Z = 94$  e  $A = 239$ ;
  - $Z = 89$  e  $A = 201$ .
9. No caderno, explique o que indica esta expressão:  
 $A = Z + n$ .
10. Qual é o número atômico e o número de massa de um átomo com 53 prótons, 53 elétrons e 74 nêutrons?
11. Sabendo que o número atômico do cloro é 17, qual o número de nêutrons dos isótopos de números de massa 35 e 37?
12. Dada a tabela a seguir, explique por que a massa atômica do átomo de magnésio (aproximadamente 24,3) não é um número inteiro.

Isótopos	Abundância (%)
$^{24}\text{Mg}$	79
$^{25}\text{Mg}$	10
$^{27}\text{Mg}$	11

2.13

13. Observe a tabela abaixo e depois responda, no caderno, às questões.

Átomos	Número de prótons	Número de nêutrons	Número de elétrons
I	33	42	32
II	34	44	34
III	34	45	34
IV	35	44	35

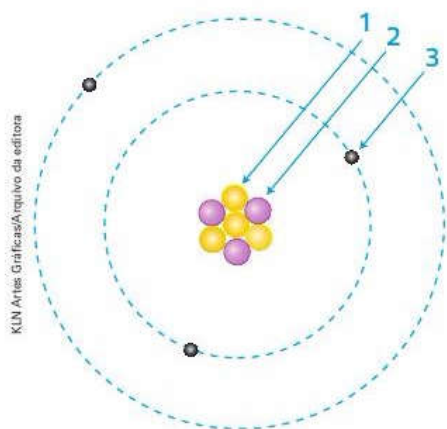
2.14

- Quais são os isótopos?
  - Quais os átomos com propriedades químicas semelhantes?
  - Identifique o íon na tabela. É um íon positivo ou negativo? Por quê?
14. Explique o significado dos símbolos e dos números  $Z = 13$  e  $A = 27$ .
15. O professor estava explicando que o elemento químico ferro é formado por átomos de ferro com número atômico 26. Um estudante afirmou que há um tipo de ferro que tem número atômico 27. O que está errado na afirmação do estudante?
16. Qual o número de nêutrons em cada isótopo do hidrogênio: prótio, deutério e trítio?



### Pense um pouco mais

1. A figura abaixo representa um átomo neutro.



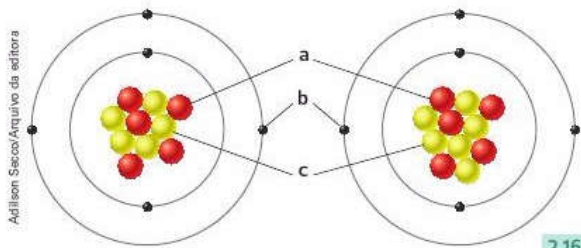
2.15 Representação sem escala. Cores fantasia.

Responda no caderno:

- Qual é a partícula que cada número está indicando?
  - Quais são as partículas de carga elétrica positiva? E as de carga elétrica negativa?
  - Qual é a carga elétrica das partículas de cor amarela?
  - Qual é o número atômico desse átomo?
  - Qual é o número de massa?
2. Por que o termo **átomo** não está de acordo com o que hoje se sabe dessa partícula?
3. Por que se pode dizer que praticamente toda a massa do átomo está no núcleo?
4. Se o modelo de átomo de Rutherford for comparado ao Sistema Solar, o que corresponderia ao Sol? E aos planetas?
5. Qual é a carga elétrica de um íon com 13 prótons, 10 elétrons e 15 nêutrons?
6. Sabendo que o número atômico do chumbo é 82, quantos prótons e quantos elétrons tem o íon de chumbo com duas cargas positivas?

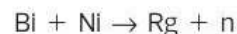


7. O enxofre tem número atômico 16 e forma um íon, chamado de íon sulfeto, com duas cargas negativas. Qual é o número de prótons e de elétrons do íon sulfeto?
8. Qual é o número máximo de elétrons de um átomo que apresenta elétrons distribuídos em quatro camadas eletrônicas?
9. Em um átomo com diâmetro de 0,0002 μm, quantos átomos caberiam enfileirados em um espaço de 1 mm de comprimento?
10. A grafite de lápis é feita de átomos de carbono. Vamos supor que você faça em seu caderno uma linha reta com 3 cm de comprimento, usando um lápis ou uma lapiseira de ponta bem fina. No comprimento dessa linha cabem cerca de 200 milhões de átomos de carbono enfileirados. Com essas informações, tente calcular o diâmetro de um átomo de carbono.
11. Existe um tipo de estrela, chamado estrela de nêutrons, que é formado apenas por núcleos de átomos, bem encostados entre si. Uma colher das de chá do material dessa estrela teria cerca de 500 milhões de toneladas de massa. Explique por que, comparada à densidade de outros materiais, essa densidade é tão grande.
12. Sobre os dois átomos neutros do esquema abaixo, resolva no caderno.



- a) Identifique os prótons, os nêutrons e os elétrons.
  - b) O que os dois átomos têm de diferente?
  - c) Eles pertencem ao mesmo elemento químico? Por quê?
  - d) Como são chamados esses dois tipos de átomos?
13. Um átomo X possui 8 nêutrons e seu número atômico é igual a 8. Sabendo que esse átomo é isótopo de Y, que possui número de massa 18, responda: qual o número de nêutrons do átomo Y?

14. A água, mesmo pura, não é um elemento. Explique por quê.
15. O elemento cobre é formado principalmente por dois isótopos:  $^{63}\text{Cu}$  e  $^{65}\text{Cu}$ . Sabendo que o número atômico desse elemento é 29, responda:
  - a) Quantos prótons tem o átomo de cobre?
  - b) Quantos nêutrons tem cada um dos isótopos acima?
16. Um estudante afirmou que um isótopo do hidrogênio possui um nêutron e dois prótons em seu núcleo. O que há de errado com a afirmação?
17. No final de 1994, na Alemanha, cientistas conseguiram unir o núcleo de dois átomos utilizando uma alta quantidade de energia (o processo é chamado reação nuclear de fusão): um isótopo do bismuto, de número atômico 83 e número de massa 209, e um do níquel, de número atômico 28 e número de massa 64. No processo, formou-se um novo elemento químico, o de número 111, para o qual foi proposto o nome de roentgenium (Rg), para homenagear o cientista que, em 1895, descobriu os raios X, Wilhelm Conrad Roentgen. A reação nuclear liberou 1 nêutron e a equação abaixo representa esse processo:



Sabendo que o número total de prótons e nêutrons antes da reação deve ser igual ao número de prótons e nêutrons depois da reação (incluindo-se o nêutron liberado), determine o número atômico e o número de massa do novo elemento químico. Explique como você chegou a esse resultado.

18. Entre os átomos da tabela abaixo, quais são os que têm o mesmo número de massa?

Átomos	Número de prótons	Número de nêutrons
I	89	141
II	90	142
III	88	142

2.17



- Leia os textos a seguir e responda às questões propostas.

Texto 1

### Os aditivos químicos

Você já deve ter ouvido falar que alimentos enlatados geralmente têm "muita química". O que as pessoas querem dizer com isso é que eles têm substâncias químicas que não estavam naturalmente presentes nos alimentos. Elas foram adicionadas, por exemplo, para ajudar a conservar o alimento. Esses produtos são chamados de aditivos químicos.

Alguns aditivos são encontrados na natureza. Outros são produzidos em laboratório – são artificiais. Mas o fato de serem artificiais não significa necessariamente que sejam perigosos à saúde.

O importante é que, antes de lançar um produto novo no mercado, a empresa faça estudos rigorosos para ter certeza de que ele não causa danos ao organismo do consumidor. Ao mesmo tempo, é preciso que órgãos do governo fiscalizem a quantidade de aditivos químicos nos alimentos, pois alguns deles podem ser prejudiciais se consumidos além do limite permitido.

Em algumas embalagens de alimentos industrializados está escrito: "isento de produtos químicos" ou "sem química".

- a) Por que afirmações desse tipo não estão corretas?
- b) O que, na realidade, o fabricante pretendia dizer com isso?

- c) Consulte em dicionários o significado das palavras que você não conhece, redigindo então de próprio punho uma definição para essas palavras.

Texto 2

### A reciclagem da matéria

Quando um organismo morre, as substâncias que formam seu corpo são transformadas, pelo processo de decomposição, em outras substâncias como o gás carbônico, a água e os sais minerais. Parte dessas substâncias é, então, absorvida e aproveitada pelas plantas na produção de alimentos. Alguns desses alimentos são consumidos por animais. Podem até ser consumidos pelo ser humano.

Analisando esse ciclo pode-se concluir que os átomos que formam nosso corpo farão parte do corpo de outros seres.

Os átomos também entram no nosso corpo e saem dele pela respiração. Os gases que eliminamos pela expiração se espalham na atmosfera.

- a) Explique por que se pode dizer que cada um de nós possui, no corpo, átomos que estiveram presentes no organismo de muitas pessoas do passado.
- b) Um estudante afirmou que no cérebro dele há átomos que fizeram parte do cérebro de Albert Einstein, o físico autor da teoria da relatividade. Afirmou também que justamente por isso ele achava que "leva jeito para a Física". Discuta essas afirmações.



### Mexa-se!

1. Pesquise quais os dois elementos químicos mais comuns na crosta terrestre e quais os quatro elementos químicos mais comuns no corpo humano.
2. Mercúrio, chumbo e cádmio, entre outros, são elementos químicos chamados de metais pesados. Vários desses elementos são usados na indústria para facilitar transformações químicas. São também liberados na queima do carvão e de outros combustíveis fósseis.

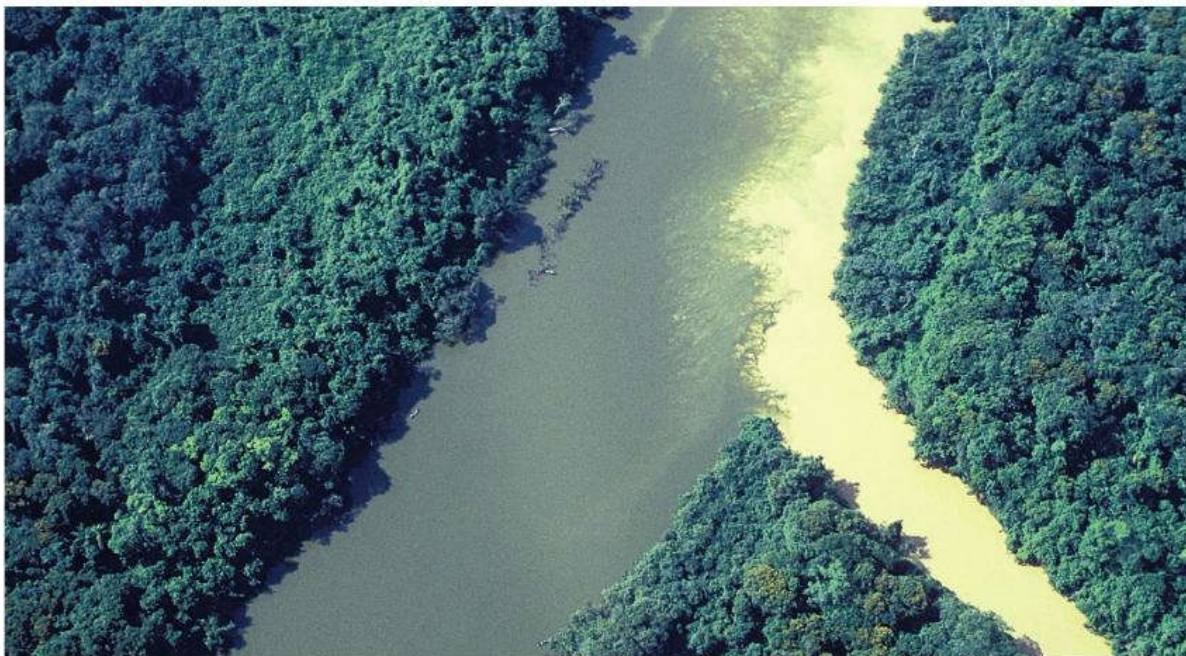
O mercúrio, por exemplo, é usado para separar o ouro das impurezas em algumas regiões do garimpo. Esses dois metais são misturados para formar uma liga, o amálgama. Aquecendo-a, o mercúrio é vaporizado e resta o ouro puro. Nesse processo, o garimpeiro pode se contaminar ao inalar os vapores tóxicos do mercúrio.

Pesquise:

- a) Quais as consequências de absorção desses elementos para o ser humano?
- b) Como esses elementos podem se espalhar pelo ambiente? (Pista: utilize o conceito de "cadeia alimentar")



- c) Uma indústria lançou mercúrio em um rio. Sabendo que os metais pesados não são eliminados do organismo com facilidade, responda: em que ser vivo, na cadeia alimentar abaixo, haverá maior concentração de metal pesado? Justifique a sua resposta (as setas significam "serve de alimento para").  
algas → pequenos crustáceos → peixes → aves
- d) O que pode ser feito para evitar esses problemas?



Cynthia Brito/Pular Imagens

2.18 Poluição por mercúrio na confluência dos rios Fresco e Riozinho, no Pará.

3. Nos últimos anos, os cientistas vêm se empenhando em reduzir o tamanho dos *chips* de computador. Mas essa tentativa de reduzir o tamanho das coisas não se limita a computadores, mas a manipular átomos e moléculas com dimensões entre 1 e 100 nanômetros. Um nanômetro equivale a um milionésimo de milímetro (*nano* vem do grego e significa 'anão'). Desse modo, eles conseguem produzir objetos que medem milionésimos de milímetros: essa aplicação é chamada de nanotecnologia.

Pesquise:

- a) Quais as possíveis aplicações da nanotecnologia, muitas ainda em fase de pesquisa?
- b) Essas aplicações serão necessariamente usadas em nosso benefício ou podem também trazer problemas?



### Atividade em grupo

- Escolham uma das atividades a seguir para realizar uma pesquisa em grupo.
1. Como os átomos radioativos podem ser usados para calcular a idade de uma rocha ou de um fóssil.
  2. Como os átomos radioativos podem ser usados como fonte de energia.
  3. Quais os três tipos principais de radiação e que danos elas podem causar ao organismo humano? Como podemos detectar a presença de radiação no ambiente?
  4. Como os átomos radioativos podem ser usados na Medicina?
  5. Como os átomos radioativos podem ser usados como armas militares?
  6. Faça uma pesquisa sobre o que foi a alquimia, sua origem, sua importância, em que período histórico surgiu.

## 1. Em grupo, providenciem o seguinte material:

### Material

- Três objetos do cotidiano (por exemplo, lápis, caneta, bola de pingue-pongue, borracha, tesoura, colher, tampa de garrafa, etc.).
- Uma caixa de papelão (ou de madeira) com tampa.

### Procedimentos

Sem que os outros grupos vejam, coloquem os objetos dentro da caixa e fechem-na bem (se for necessário, cole a tampa com fita adesiva). O professor deve orientar os grupos para que sejam formadas caixas com diferentes combinações de objetos. Os vários grupos da classe devem trocar as caixas entre si e cada componente do grupo deverá tentar descobrir – sem abrir, apenas sacudindo a caixa recebida – quais são os objetos que estão dentro dela. Depois que todos tiverem feito uma tentativa de descobrir os objetos, abram a caixa e confirmem se acertaram.

Quando todos os grupos tiverem terminado, discutam as seguintes questões:

- a) Qual é a semelhança entre a atividade que vocês realizaram e o modo como o cientista trabalha?
- b) Em que sentido a pesquisa sobre a estrutura do átomo é semelhante a esta atividade?

## 2. Em grupo, vocês vão construir um **modelo** de átomo distribuindo os elétrons nas camadas correspondentes.

### Material

- Uma folha grande de papel branco (pode ser cartolina).
- Um compasso e um número suficiente de peças que vocês vão escolher para representar prótons, nêutrons e elétrons do átomo. Pode ser, por exemplo, feijão-preto para representar os prótons, ervilhas ou grãos de milho para representar nêutrons e grãos de arroz para representar os elétrons. Se acharem necessário, peçam o auxílio do professor de Arte.

### Procedimentos

- Façam uma circunferência de 3 centímetros de raio para representar o núcleo. Com o compasso no mesmo ponto, façam circunferências com 6, 7, 8, 9 e 10 centímetros de raio. Essas circunferências representam as camadas eletrônicas.
- Escolham um dos elementos abaixo ( $Z$  é o número atômico e  $A$ , o número de massa) e distribuam no átomo os prótons, os nêutrons e os elétrons. Os prótons e nêutrons ficam no núcleo, e os elétrons devem ser distribuídos pelas camadas eletrônicas. Em determinados átomos algumas camadas eletrônicas podem ficar vazias. Se isso ocorrer, apaguem essas camadas.

Elemento A:  $Z = 47$ ,  $A = 107$

Elemento B:  $Z = 51$ ,  $A = 121$

Elemento C:  $Z = 33$ ,  $A = 75$

Elemento D:  $Z = 54$ ,  $A = 132$

Elemento E:  $Z = 36$ ,  $A = 84$

- Depois, confirmem o modelo com o professor.



### Atenção!

O modelo construído está fora de proporção, porque o diâmetro do núcleo é de 10 mil a 100 mil vezes menor que o do átomo!

Quando os modelos estiverem prontos, a classe, com a colaboração dos professores de Ciências, Arte, Língua Portuguesa e História, poderá organizar uma exposição com cartazes, fotos (ou vídeos) ou outros recursos ilustrativos sobre a história da teoria atômica e a importância do átomo hoje para a tecnologia e para a sociedade, e apresentá-la para a comunidade escolar (alunos, professores e funcionários da escola e pais ou responsáveis).

Ainda em grupo, verifiquem se nas proximidades da escola existe alguma instituição educacional (por exemplo, uma universidade, um museu ou um centro de Ciências) que realize pesquisas sobre o átomo e suas aplicações, ou que mantenha uma exposição sobre o tema, e vejam se é possível visitar o local. Vocês podem também pesquisar *sites* de universidades, de museus, etc. que disponibilizem uma exposição virtual sobre o assunto.



Capítulo

# 3

## A classificação periódica

Os letreiros luminosos que você pode ver na figura abaixo são formados com lâmpadas de um gás, o neônio, que produz cores ao ser atravessado por uma corrente elétrica.

O neônio é um dos elementos químicos conhecidos como gases nobres ou raros. Eles têm muitas propriedades em comum. Esses gases formam um grupo dentro de uma tabela que facilita muito a vida dos químicos — a tabela periódica — que você vai estudar neste capítulo.

3.1

### ? A questão é

Por que é importante organizar os elementos químicos? Você sabe por que alguns elementos químicos podem ser colocados em um mesmo grupo? Conhece algumas propriedades características dos metais e dos não metais?

Tetra Images/Getty Images

# 1 A história da tabela periódica

No início do século XIX, alguns cientistas descobriram que certos elementos tinham propriedades semelhantes. Com base nisso, propuseram diferentes modelos para tentar organizar os elementos de maneira lógica e de modo a facilitar o estudo da Química. A partir de diferentes ideias construíram tabelas agrupando esses elementos de muitas maneiras.

Um passo importante para a construção de uma tabela periódica foi dado por um professor de Química, o russo Dmitri Ivanovitch Mendeleev (1834–1907).

Em 1869, Mendeleev estava escrevendo um livro de Química e anotava as propriedades de cada elemento em um cartão separado. Em certo momento, ele observou que, se os cartões fossem arrumados na ordem da massa atômica dos elementos, certas propriedades se repetiam periodicamente. Desse modo alguns elementos formavam grupos com as mesmas propriedades.

Um grupo de elementos — lítio, sódio, potássio e rubídio, por exemplo — formava compostos com o cloro na proporção de 1 átomo do elemento para 1 de cloro. Outro grupo — berílio, magnésio, cálcio e estrôncio — também formava compostos químicos com o cloro, mas a proporção de átomos no composto era de 1 átomo do elemento para 2 de cloro.

Apesar de outras tentativas já terem sido feitas, Mendeleev foi quem efetivamente conseguiu fazer a organização que englobou o maior número de elementos químicos. Nasceu assim a primeira **tabela periódica dos elementos**.

Muitos elementos não eram conhecidos na época. Mendeleev, entretanto, conseguiu prever a existência de alguns deles por meio da organização, incluindo massas atômicas que não correspondiam a nenhum elemento conhecido.

Ao estudar os elementos com valores de massa próximos e aqueles que estão na mesma coluna dos supostos elementos desconhecidos, Mendeleev fez uma série de previsões sobre as propriedades desses elementos, esperando que, no futuro, eles fossem descobertos e suas previsões se confirmassem. Veja a figura 3.2. Por exemplo, eram conhecidos os elementos cálcio

**3.2** Tabela periódica baseada na tabela original de Mendeleev. Observe que ele deixou lacunas onde supostos elementos deveriam entrar.

(massa = 40) e titânio (massa = 48). Na tabela de Mendeleev havia uma lacuna entre esses dois elementos, o que indicava que deveria existir algum elemento intermediário. Mais tarde Lars Fredrik Nilson (1840–1899) descobriu o elemento escândio (massa = 45).

Portanto, a organização dos elementos em uma tabela tornou mais fácil a identificação de propriedades comuns a vários elementos, além de permitir previsões acerca das propriedades de elementos desconhecidos.



## 2 A tabela periódica moderna

A tabela de Mendeleev não era perfeita, pois alguns elementos não se encaixavam na coluna em que foram colocados.

Em 1913, o cientista inglês Henry Moseley (1887–1915) descobriu um método para determinar a carga elétrica do núcleo e, com isso, o número atômico. Ele percebeu também que algumas irregularidades da tabela de Mendeleev **podiam ser corrigidas** quando os elementos eram agrupados pelo número atômico, e não pela massa atômica. Descobriu assim uma lei científica, **a lei periódica dos elementos**, segundo a qual algumas propriedades físicas e químicas dos elementos variam de forma periódica (regular) com o número atômico. Observe, na página a seguir, a tabela periódica atual (figura 3.3).

Agora você vai aprender a ler e a interpretar a tabela. Observe os seguintes pontos:

- Os elementos químicos estão representados por seus símbolos: cada elemento está dentro de um quadrinho da tabela. No quadrinho, além do símbolo do elemento, estão o nome, o número atômico, a massa atômica e a distribuição dos elétrons nas camadas eletrônicas.
- Há sete linhas horizontais, chamadas de **períodos** ou **séries**. Nessas linhas os elementos estão arrumados em ordem crescente de número atômico.
- No meio da tabela, do grupo 3 ao 12, ficam os chamados **elementos de transição** (também conhecidos como **metais de transição**), e nas partes laterais da tabela, nos grupos 1 e 2 e do grupo 13 ao 18, ficam os chamados **elementos representativos**.
- Os átomos de um mesmo período apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas (K, L, M...). O período em que um elemento está indica, portanto, o número de camadas eletrônicas que ele possui. Assim, lítio, berílio, boro, carbono, nitrogênio, oxigênio, flúor e neônio, por exemplo, estão no segundo período e têm duas camadas eletrônicas: a camada K e a camada L (veja isso na distribuição de elétrons desses elementos).
- Há 18 linhas verticais ou colunas: são as **famílias** (assim como as pessoas da mesma família também são mais parecidas entre si do que com as de outras famílias) ou grupos, onde ficam os elementos com propriedades semelhantes.

No entanto, isso não vale para o hidrogênio, que, apesar de estar na coluna do grupo 1, não é classificado em nenhuma família. As colunas são numeradas de 1 a 18, mas alguns autores ainda usam também uma numeração mais antiga: com números seguidos das letras A e B.

- Os elementos da série dos **lantânidos** (começa com o lantânio e termina com o lutécio) e os da série dos **actinídeos** (começa com o actínio e termina com o laurêncio) fazem parte da família 3 (ou 3B, na nomenclatura mais antiga), mas são colocados na parte de baixo da tabela, para que ela não fique muito larga. Eles são chamados de **elementos de transição interna**.
- Vários dos elementos do **sétimo período** foram produzidos artificialmente em laboratório. Posteriormente alguns deles foram encontrados em concentrações mínimas em depósitos minerais naturais. Os elementos de número atômico maior do que 92 (o número atômico do urânio) são chamados elementos transurânicos. São radioativos e transformam-se em outros elementos.
- Os metais aparecem em fundo de cor verde, e os não metais, em fundo amarelo ou azul (no caso dos gases nobres). A cor das letras de cada elemento indica seu estado físico em temperatura ambiente ou se ele é um elemento produzido, pelo menos inicialmente, de forma artificial: veja o código para isso no canto esquerdo inferior da tabela, logo abaixo do elemento de número 87 (frâncio). Também no canto esquerdo inferior, mais abaixo, há a explicação do conteúdo de cada quadrinho.

A história da tabela periódica é um exemplo de que teorias e modelos científicos podem ser corrigidos e aperfeiçoados em função de novas observações e experimentos. Mostra também que a ciência é um trabalho coletivo, em que cada cientista contribui com uma parcela do conhecimento.

Esse período é atualizado sempre que um novo elemento químico é produzido pelos cientistas a partir de outro.

# TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

18  
0

1 1A	2 2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	11B	12B	13A	14A	15A	16A	17A	18A
1 Hidrogênio <b>H</b> 1.0079	2 Lítio <b>Li</b> 6.941	3 Sódio <b>Na</b> 22.990	4 Berílio <b>Be</b> 9.0122	5 Boro <b>B</b> 10.811	6 Carbono <b>C</b> 12.011	7 Nitrogênio <b>N</b> 14.007	8 Oxigênio <b>O</b> 15.999	9 Flúor <b>F</b> 18.998	10 Neônio <b>Ne</b> 20.180	11 Sódio <b>Na</b> 22.990	12 Magnésio <b>Mg</b> 24.305	13 Alumínio <b>Al</b> 26.982	14 Silício <b>Si</b> 28.086	15 Fósforo <b>P</b> 30.974	16 Enxofre <b>S</b> 32.066	17 Cloro <b>Cl</b> 35.453	18 Argônio <b>Ar</b> 39.948
19 Potássio <b>K</b> 39.098	20 Cálcio <b>Ca</b> 40.078	21 Escândio <b>Sc</b> 44.956	22 Titânio <b>Ti</b> 47.867	23 Vanádio <b>V</b> 50.942	24 Cromo <b>Cr</b> 51.996	25 Manganês <b>Mn</b> 54.938	26 Ferro <b>Fe</b> 55.845	27 Cobalto <b>Co</b> 58.933	28 Níquel <b>Ni</b> 58.693	29 Cobre <b>Cu</b> 63.546	30 Zinco <b>Zn</b> 65.39	31 Gálio <b>Ga</b> 69.723	32 germânio <b>Ge</b> 72.61	33 Arsênio <b>As</b> 74.922	34 Selênio <b>Se</b> 78.96	35 Bromo <b>Br</b> 79.904	36 Criptônio <b>Kr</b> 83.80
37 Rubídio <b>Rb</b> 85.468	38 Estrôncio <b>Sr</b> 87.62	39 Ítrio <b>Y</b> 88.906	40 Zircônio <b>Zr</b> 91.224	41 Níbio <b>Nb</b> 92.906	42 Molibdênio <b>Mo</b> 95.94	43 Tecnécio <b>Tc</b> 98.906	44 Rútilo <b>Ru</b> 101.07	45 Ródio <b>Rh</b> 102.91	46 Paládio <b>Pd</b> 106.42	47 Prata <b>Ag</b> 107.87	48 Cádmio <b>Cd</b> 112.41	49 Índio <b>In</b> 114.82	50 Estanho <b>Sn</b> 118.71	51 Antimônio <b>Sb</b> 121.76	52 Telúrio <b>Te</b> 127.60	53 Iodo <b>I</b> 126.90	54 Xenônio <b>Xe</b> 131.29
55 Césio <b>Cs</b> 132.91	56 Bário <b>Ba</b> 137.33	57 Lantânio <b>La-Lu</b> 138.91	72 Háfnio <b>Hf</b> 178.49	73 Tântalo <b>Ta</b> 180.95	74 Wolfrâmio <b>W</b> 183.84	75 Rênio <b>Re</b> 186.21	76 Ósmio <b>Os</b> 190.23	77 Íridio <b>Ir</b> 192.22	78 Ptalina <b>Pt</b> 195.08	79 Ouro <b>Au</b> 196.97	80 Mercúrio <b>Hg</b> 200.59	81 Tlânio <b>Tl</b> 204.38	82 Chumbo <b>Pb</b> 207.2	83 Bismuto <b>Bi</b> 208.98	84 Polônio <b>Po</b> 209.98	85 Astato <b>At</b> 210	86 Radônio <b>Rn</b> 222
87 Frâncio <b>Fr</b> 223.02	88 Rádio <b>Ra</b> 226.03	89 Actínio <b>Ac-Lr</b> 227	104 Rutherfordio <b>Rf</b> 261	105 Dubnio <b>Dn</b> 262	106 Seabórgio <b>Sg</b> 263	107 Bohrio <b>Bh</b> 264	108 Háscio <b>Hs</b> 265	109 Meitnério <b>Mt</b> 268	110 Darmstádio <b>Ds</b> 271	111 Roentgênio <b>Rg</b> 272	112 Copernício <b>Cn</b> 285	113 Nhânio <b>Nh</b> 285	114 Fluoreto <b>Fl</b> 285	115 Moscúvio <b>Mt</b> 285	116 Livermório <b>Lv</b> 285	117 Tenésio <b>Ts</b> 285	118 Oganésio <b>Og</b> 285

Elementos de transição

Nome: Silício
   
 Distribuição dos elétrons (camadas K, L, M): 2, 8, 4
   
 Número atômico: 14
   
 Símbolo: Si
   
 Massa atômica: 28.086

Fonte: Adaptado de: <www.chem.qmul.ac.uk/iupac/AtWt/table.html>. Acesso em: mar. 2015.

**3.3** Tabela periódica atual. (Não estão indicados alguns elementos de número atômico superior a 112 porque a existência deles ainda não foi confirmada ou porque ainda têm nomes provisórios. As massas atômicas estão aproximadas. As cores utilizadas são recursos didáticos para facilitar a visualização de alguns grupos de elementos.)

# Os metais

Pense em objetos que são feitos de metal ou levam algum metal em sua composição. Você logo vai ver como os metais têm importância em nosso dia a dia. E essa importância se justifica por uma série de propriedades que os metais têm em comum.

Exceto o mercúrio, os metais são sólidos na temperatura ambiente (que pode ser considerada 25 °C), com alto ponto de fusão – especialmente os metais de transição, situados no meio da tabela periódica. Eles não quebram com facilidade, mas em geral podem ser dobrados, isto é, são maleáveis – principalmente quando aquecidos. São também dúcteis: podem ser transformados em fios finos. É por isso que os metais costumam ser usados para moldar chapas e fabricar painéis e outros utensílios domésticos, fios elétricos, etc. Veja a figura 3.4.

**3.4** Os metais estão presentes em vários objetos usados no dia a dia.



Em geral, os objetos de metal possuem um brilho característico, o brilho metálico, e têm uma cor acinzentada ou prateada (exceto o ouro, que é dourado, e o cobre, que é avermelhado). Mas nem sempre esse brilho pode ser visto na superfície dos metais: às vezes só aparece quando são polidos. Isso acontece porque vários metais reagem com o oxigênio, ou outras substâncias presentes no ar, formando uma camada fosca na superfície. Por exemplo, o ferro “enferruja” quando fica exposto ao ar e à umidade, e deixa de ter brilho metálico.

Outra propriedade dos metais é que eles geralmente **conduzem bem a eletricidade**, ao contrário da maioria dos não metais, e também conduzem bem o calor.

Os metais do grupo 1 (exceto o hidrogênio, que é classificado separadamente dos outros elementos) são chamados de **metais alcalinos**. Veja a figura 3.5.

Agora você já sabe por que os fios elétricos são de metal: esse material é um bom condutor de eletricidade. Pelo mesmo motivo, esses fios têm de estar encapados com um material plástico, que não é bom condutor de eletricidade e, por isso, impede que ela passe do fio para outros materiais.



**3.5** Alguns metais alcalinos (não se deve encostar nesses metais, pois eles podem provocar queimaduras ao reagir com a umidade da pele).



Veja como os metais desse grupo têm propriedades físicas em comum: são macios (podem ser cortados com uma faca) e têm densidade e ponto de fusão baixos em relação a outros metais. Os metais alcalinos são os que reagem mais facilmente com a água, produzindo gás hidrogênio e compostos chamados de bases ou **álcalis** (vem daí o nome *metais alcalinos*), além de liberar energia. Veja a figura 3.6.

Na Idade Média, as plantas de onde se extraíam cinzas usadas para fins medicinais eram conhecidas pelo termo árabe *alkali*, ou 'erva salgada'. Posteriormente, descobriu-se que nas cinzas estavam presentes sais de sódio e potássio, elementos que receberam a denominação de metais alcalinos.

**3.6** Reação entre sódio metálico e água. (Atenção, nunca faça esse experimento! Essa reação libera grande quantidade de calor e pode provocar graves acidentes.)



E. R. Degginger Photo Researchers, Inc./iStock

Os metais do grupo 2 são chamados de metais alcalinoterrosos e também formam bases. Esses metais são mais duros que os do grupo 1 e reagem de forma mais branda com a água. Veja a figura 3.7.

**3.7** Alguns metais alcalinoterrosos



Fotos: Andrew Lambert Photography/Science Photo Library/iStock



## Fogos de artifício

Quando alguns metais ou compostos contendo metais são aquecidos em uma chama, eles emitem luz com cores características. Essa emissão de luz ocorre porque quando aquecidos os elétrons da última camada recebem energia, o que faz com que eles “pulem” para camadas mais externas do átomo. Logo depois, os elétrons retornam à sua camada inicial, liberando energia em forma de luz.

Essa propriedade é usada para identificar um metal em um teste chamado teste da chama e também para identificar metais presentes nas estrelas (pela análise da luz que elas emitem).

As luzes coloridas dos fogos de artifício também são resultado dessa propriedade dos metais. Veja a figura 3.8.

Os fogos de artifício possuem pólvora e metais combinados a outros elementos (sais). A queima da pólvora fornece energia para que os elétrons dos átomos dos metais passem para uma camada mais externa e, ao retornar à sua camada inicial, liberam a energia em forma de luz. É essa luz que vemos quando assistimos a uma queima de fogos de artifício.

Mas atenção! Não solte fogos de artifício: eles são perigosos e podem provocar acidentes graves.



sódio



lítio



estrôncio



cálcio



potássio

**3.8** Observe as cores de alguns sais de metais na chama. Essa propriedade dos metais é usada na fabricação de fogos de artifício. (Não faça o teste da chama por conta própria: você pode se queimar!)



### Atenção!

Não faça experimentos com fogo sem a supervisão do professor.

Fotos: Andrew Lambert Photography/Sciences Photo Library/Lainstock

## Os não metais

No lado direito da tabela periódica ficam os **não metais** (ou **ametais**). Mas o boro, o silício, o germânio, o arsênio, o antimônio, o telúrio e o polônio têm algumas propriedades de não metais e outras de metais, por isso são chamados, por alguns autores, de **semimetais**. No entanto, a União Internacional de Química Pura e Aplicada, órgão que regulamenta a nomenclatura em Química, não indica quais elementos devem ser incluídos nessa classificação.

Em temperatura de 25 °C, cerca de metade dos não metais se encontra no estado gasoso (oxigênio, nitrogênio, cloro e flúor) e metade se encontra no estado sólido (carbono, iodo, fósforo, enxofre, selênio e ástato). A única exceção é o bromo, que em temperatura de 25 °C é um líquido volátil que forma vapores avermelhados.

Entre os não metais está o grupo 17 da tabela periódica, conhecido como grupo dos **halogênios**: flúor, cloro, bromo, iodo e astato. Veja a tabela periódica da figura 3.3.

Os halogênios reagem com metais e formam sais. O cloreto de sódio (sal de cozinha), por exemplo, é formado pela combinação de átomos de cloro (halogênio) com sódio (metal).

Outro grupo de não metais é o grupo 16 da tabela periódica, conhecido como grupo dos **calcogênios**: oxigênio, enxofre, selênio e telúrio.

De modo simplificado, pode-se dizer que os não metais têm propriedades opostas às dos metais. Apresentam, em geral, 5, 6 ou 7 elétrons na

última camada; não conduzem tão bem a eletricidade ou o calor como os metais; os não metais sólidos geralmente quebram se tentarmos dobrá-los, isto é, não são maleáveis como muitos metais. Também têm ponto de fusão inferior ao dos metais (com exceção do carbono na forma de grafite ou diamante).

Os elementos do grupo 18, chamados de **gases nobres** ou **raros**, têm 8 elétrons na última camada (com exceção do hélio, que tem 2). Esse número de elétrons confere a esses gases uma estabilidade e, por isso, esses elementos dificilmente se combinam com outros nas condições ambientais.

Esses gases podem ser encontrados, por exemplo, nos letreiros luminosos, como é o caso do neônio (veja a figura 3.1); o argônio é usado para preencher o espaço interno das lâmpadas incandescentes, pois ele não reage com o filamento metálico da lâmpada, ao contrário do oxigênio do ar, que se combinaria rapidamente com o metal aquecido, comprometendo o funcionamento da lâmpada; o hélio, por ser menos denso que o ar, é usado em balões de gás.



**Halogênio** vem do grego e significa 'formador de sal'.



**3.9** Foto de alguns halogênios. (Não manipule nem aspire essas substâncias, pois elas são tóxicas!)

### Mundo virtual

#### Tabela periódica

[www.abiquim.org.br/voce-e-a-quimica/tabela-periodica](http://www.abiquim.org.br/voce-e-a-quimica/tabela-periodica)

Site que apresenta uma tabela periódica interativa, com os nomes dos elementos, suas características e principais aplicações.

#### A química das coisas

[www.aquimicadascoisas.org/](http://www.aquimicadascoisas.org/)

Página que analisa aspectos do cotidiano considerando aspectos físico-químicos.

Acesso em: 3 fev. 2015.



Reprodução <www.aquimicadascoisas.org/>



## Trabalhando as ideias do capítulo

1. Pesquise qual letra do alfabeto não aparece entre os símbolos dos elementos na tabela periódica.
2. Você observou a tabela periódica na página 48? Essa tabela pode ser encontrada nos livros, nos laboratórios e nas provas de Química. Você não precisa decorar a tabela, mas deve saber consultá-la. É o que você vai fazer nesta questão.  
Então, consultando a tabela periódica deste livro, identifique, no caderno, os números dos grupos que correspondem a cada item (um grupo pode corresponder a mais de um item, e um item pode servir a mais de um grupo).
  - a) Os metais alcalinoterrosos.
  - b) Os gases nobres.
  - c) Os halogênios.
  - d) Os calcogênios.
  - e) Os metais alcalinos.
  - f) Os elementos de transição.
  - g) Os dois metais mais preciosos.
  - h) O metal líquido à temperatura ambiente.
  - i) O elemento que forma a grafite.
  - j) O elemento presente em maior quantidade no gás atmosférico.
  - k) O elemento que forma o gás necessário para nossa respiração.
  - l) O elemento que conduz bem a eletricidade e é usado em fios de instalações elétricas.
  - m) O metal leve e maleável usado em painéis.
  - n) O metal usado nos termômetros clínicos, que medem a temperatura do corpo.
  - o) O elemento usado nos letreiros luminosos.
  - p) O elemento que forma o carvão e o diamante.
  - q) O metal presente nos ossos e nos dentes.
3. Indique no caderno apenas as afirmativas corretas (você pode consultar a tabela periódica da página 48).
  - a) O ar é uma mistura de gases, entre os quais está o nitrogênio, um gás nobre ou raro.
  - b) Metais geralmente são maleáveis e não conduzem corrente elétrica.
  - c) A maioria dos elementos químicos é constituída por não metais.
  - d) Os elementos do mesmo período possuem o mesmo número de camadas eletrônicas.
  - e) Os metais geralmente são sólidos nas condições usuais de temperatura e pressão.
  - f) As linhas horizontais da tabela periódica são chamadas de períodos ou séries.
  - g) Os elementos estão organizados na tabela periódica em ordem crescente de número de massa.
  - h) As colunas da tabela periódica são chamadas de famílias ou grupos.
  - i) Os elementos do mesmo período têm propriedades químicas semelhantes.
  - j) O hidrogênio pertence ao grupo dos metais alcalinos e tem propriedades químicas semelhantes às dos outros elementos desse grupo.
  - k) Os metais situam-se no lado direito da tabela periódica.
  - l) O cobre é um metal que conduz bem a eletricidade.
  - m) O mercúrio é um metal líquido à temperatura ambiente.
  - n) Em geral, os não metais conduzem melhor o calor que os metais.
  - o) Nas linhas horizontais, os elementos estão arrumados em ordem crescente de número atômico.
  - p) No período 1 (ou 1A) estão os metais alcalinos.

- q) A organização da tabela periódica se baseia no agrupamento dos elementos em famílias, de acordo com as semelhanças em suas propriedades.
- r) Todos os metais são sólidos nas condições usuais de temperatura e pressão.

4. Qual a relação entre o período em que o elemento está e o número de camadas que ele possui?
5. Por que os elementos de um mesmo grupo apresentam propriedades físicas e químicas semelhantes?
6. Os átomos de uma mesma família apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas?
7. Com base na tabela periódica a seguir, identifique o símbolo dos elementos com as propriedades indicadas em cada item. Responda no caderno.

- a) Um metal alcalino.
- b) Dois elementos com 6 elétrons na última camada eletrônica.
- c) Um gás nobre.
- d) Um metal alcalinoterroso.
- e) Um lanthanídeo e um actinídeo.
- f) Dois metais de transição.
- g) Um halogênio do terceiro período da tabela periódica.

KLN Artes Gráficas/Arquivo da editora

1														18				
H	2																	
K	Ca				Cr													

3.10



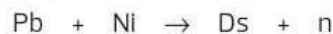
### Pense um pouco mais

1. Localize na tabela periódica da página 48 compare e coloque em ordem crescente de massa atômica os seguintes pares de elementos químicos:
- argônio (Ar) e potássio (K);
  - cobalto (Co) e níquel (Ni);
  - telúrio (Te) e iodo (I).

O que aconteceria com a ordem de cada par de elementos citado se o critério de organização fosse a ordem crescente da massa atômica, em vez do número atômico?

2. A explosão de uma bomba nuclear libera um isótopo radioativo do estrôncio de número de massa 90, que pode ser incorporado aos ossos e causar doenças no ser humano. Essa incorporação ocorre porque o estrôncio-90 tem propriedades químicas semelhantes a outro elemento presente naturalmente nos ossos. Qual é esse elemento? Justifique sua resposta. (Você pode consultar a tabela periódica da página 48.)

3. Em 2003, um novo elemento químico artificial foi reconhecido pela União Internacional de Química Pura e Aplicada: o  *darmstadtium* . Seu símbolo é Ds (em português chama-se darmstádio). O nome é uma referência ao local da descoberta, a cidade de Darmstadt, na Alemanha. Esse elemento foi obtido pelo bombardeamento de um alvo de chumbo (número de massa 208) enriquecido com íons de níquel (número de massa 62). A fusão desses dois elementos liberou um nêutron e produziu o darmstádio. Veja na equação abaixo, que representa esse processo, como isso ocorreu:



- a) Com base na equação acima, calcule o número de massa do darmstádio em função do número de massa dos outros elementos da reação. Justifique sua resposta.
- b) Por que se diz que a tabela periódica continua crescendo?



### Mexa-se!

■ Pesquise:

1. Que funções os compostos à base de cálcio, iodo, ferro e flúor têm no organismo humano?
2. Na tabela periódica qual é o elemento cujo nome é uma homenagem a Mendeleev?

# Ponto de chegada

- Nesta Unidade você estudou algumas propriedades gerais da matéria (extensão, massa, etc.) e algumas propriedades específicas (densidade, temperatura de fusão e de ebulição, entre outras). Já tem base teórica para compreender o conceito de densidade e aplicá-lo na resolução de alguns problemas e de algumas situações do cotidiano.
- Ao estudar as mudanças de estado físico (fusão, vaporização, condensação, solidificação, sublimação), você aprendeu a explicar uma série de fenômenos do cotidiano, e agora já é capaz de interpretar essas mudanças de estado físico em função da organização e do movimento dos átomos e moléculas. Aprendeu também a relacionar essas mudanças com alterações de temperatura.
- Conheceu algumas unidades de medida usadas em Ciências, como o quilograma, o metro e o metro cúbico, que fazem parte do Sistema Internacional de Unidades (SI).
- Você pôde perceber que, ao longo da História, foram propostos

vários modelos para o átomo. Estudou o modelo de Rutherford-Bohr e os conceitos de número atômico, número de massa, massa atômica, elemento químico e isótopos. A partir daí, pôde pesquisar e compreender um pouco a radioatividade e a energia nuclear, um bom exemplo de como as aplicações da ciência devem ser orientadas por valores éticos e controladas por toda a sociedade.

- Aprendeu também algumas noções de como os elétrons se distribuem em camadas pelo átomo e a importância de se organizar os elementos químicos em uma tabela periódica, conhecendo um pouco sobre as propriedades dos grupos da tabela periódica e aprendendo a diferenciar metais e não metais, além de algumas aplicações práticas desses elementos. Estudou ainda um pouco da história dessa tabela.

Suryara Bernardi/Arquivo da editora

