



# Capítulo 2

## Átomos, moléculas e íons

**Vimos no Capítulo 1** que a química trata das propriedades das substâncias. Em nosso mundo, as substâncias exibem uma variedade de propriedades impressionante e aparentemente infinita, incluindo diferentes cores, texturas, solubilidades e reatividades químicas. Quando constatamos que os diamantes são transparentes e duros, que o cristal do sal de cozinha é quebradiço e dissolve-se em água, que o ouro conduz eletricidade e pode ser transformado em lâminas finas, e que a nitroglicerina é explosiva, estamos fazendo observações no universo *macroscópico*, aquele que compreendemos com mais facilidade. Na química, buscamos entender e explicar essas propriedades no universo *submicroscópico*, aquele dos átomos e das moléculas.

A diversidade do comportamento químico é resultado de apenas aproximadamente cem elementos diferentes e, assim, de apenas cerca de cem diferentes tipos de átomos. De certo modo, os átomos são como as 26 letras do alfabeto, as quais se agrupam em diferentes combinações para formar o imenso número de palavras da nossa língua. Mas como os átomos se combinam? Quais regras determinam de que maneiras eles se combinarão? Como as propriedades de uma substância se relacionam com os tipos de átomos que ela contém? Na realidade, como é um átomo e o que torna os átomos de um elemento diferentes dos de outro?

A visão submicroscópica da matéria forma a base para entender por que elementos e compostos reagem como reagem e por que exibem propriedades físicas e químicas específicas. Neste capítulo, começaremos a explorar o fascinante universo dos átomos e das moléculas. Examinaremos a estrutura básica dos átomos e discutiremos resumidamente a formação de moléculas e íons. Apresentaremos também os procedimentos sistemáticos usados para nomear compostos. Os tópicos abordados neste capítulo fornecem a base para uma exploração mais profunda da química nos próximos capítulos.

### 2.1 Teoria atômica da matéria

O universo à nossa volta é constituído por diferentes substâncias, algumas com vida, outras inanimadas. Além disso, a matéria geralmente muda de uma forma química para outra. Com o intuito de explicar essas observações, filósofos antigos especulavam sobre a natureza da 'matéria' fundamental da qual o mundo era feito. Demócrito (460–370 a.C.) e outros filósofos gregos antigos pensavam que o mundo material deveria ser constituído de partículas indivisíveis muito pequenas que eram chamadas de *átomos*, o que significava 'indivisíveis'.

#### ► O que está por vir ◀

- Começaremos nossa abordagem fornecendo uma breve história de como surgiu a noção de que os átomos são as menores partes da matéria e o desenvolvimento de Dalton para uma teoria atômica.
- Depois veremos, em maiores detalhes, alguns dos experimentos mais importantes que levaram à descoberta do elétron e ao modelo nuclear do átomo.
- Então abordaremos a teoria moderna da estrutura atômica, além de noções de número atômico, número de massa e isótopos.
- Apresentaremos o conceito de peso atômico e qual sua relação com as massas individuais dos átomos.
- Nossa abordagem dos átomos culminará na organização dos elementos na tabela periódica, na qual estes são colocados na ordem crescente de número atômico e agrupados por suas semelhanças químicas.
- O entendimento de átomos nos permitirá discutir o agrupamento dos átomos chamado moléculas, bem como suas fórmulas moleculares e mínimas.
- Aprenderemos que os átomos podem ganhar ou perder elétrons para formar íons, e examinaremos como utilizar a tabela periódica para prever as cargas nos íons e as fórmulas mínimas de compostos iônicos.
- Veremos a maneira sistemática com que as substâncias são nomeadas, chamada de nomenclatura, e como esta é aplicada a compostos inorgânicos.
- Finalmente, apresentaremos algumas das noções básicas de química orgânica, conhecida como química do carbono.



**Figura 2.1** John Dalton (1766–1844) era filho de um tapeceiro inglês pobre. Dalton começou a dar aulas quando tinha 12 anos. Passou a maior parte de sua vida em Manchester, onde lecionou tanto na escola secundária quanto na faculdade. Durante toda sua vida seu interesse em meteorologia o conduziu a estudar gases e, conseqüentemente, química. Estudava a teoria atômica eventualmente.



#### ATIVIDADES

Postulados da teoria atômica, Proporções múltiplas



#### ANIMAÇÃO

Proporções múltiplas

Mais tarde, Platão e Aristóteles formularam a hipótese de que não poderia haver partículas indivisíveis. A visão 'atômica' da matéria enfraqueceu-se por vários séculos, durante os quais a filosofia aristotélica dominou a cultura ocidental.

A noção sobre átomos ressurgiu na Europa durante o século XVII, quando os cientistas tentaram explicar as propriedades dos gases. O ar é composto de algo invisível e em constante movimento; podemos sentir o movimento do vento contra nós, por exemplo. É natural imaginar que partículas indivisíveis muito pequenas originam esses efeitos familiares. Isaac Newton, o mais famoso cientista de seu tempo, defendeu a idéia da existência de átomos. Mas pensar em átomos nesse sentido é diferente de pensar em átomos como os componentes *químicos* fundamentais da natureza. Quando os químicos aprenderam a medir a quantidade de matéria que reagia com outra para formar uma nova substância, a base para a teoria atômica estava proposta. Essa teoria surgiu durante o período 1803–1807 no trabalho de um professor inglês, John Dalton (Figura 2.1). Argumentando a partir de um grande número de observações, Dalton estabeleceu os seguintes postulados:

1. Cada elemento é composto de partes extremamente pequenas chamadas átomos.
2. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos; os átomos de diferentes elementos são diferentes e têm diferentes propriedades (e também diferentes massas).
3. Os átomos de um elemento não se convertem em diferentes tipos de átomos por meio de reações químicas; os átomos não são criados nem destruídos nas reações químicas.
4. Os compostos são formados quando átomos de mais de um elemento se combinam; um determinado composto tem sempre o mesmo número relativo dos mesmos tipos de átomos.

De acordo com a teoria atômica de Dalton, átomos são os componentes básicos da matéria. Eles são as menores partes de um elemento que mantêm a identidade química desse elemento. [↔ \(Seção 1.1\)](#) Como observado nos postulados da teoria de Dalton, um elemento é composto de apenas uma espécie de átomo, enquanto um composto contém átomos de dois ou mais elementos.

A teoria de Dalton explica várias leis simples de combinação química que eram conhecidas naquela época. Uma delas era a *lei da composição constante* (Seção 1.2): em determinado composto o número relativo de átomos e seus tipos são constantes. Essa lei é a base do Postulado 4 de Dalton. Outra lei química fundamental era a *lei da conservação da massa* (também conhecida como *lei da conservação de matéria*): a massa total dos materiais presentes depois da reação química é igual à massa total antes da reação. Essa lei é baseada no Postulado 3. Dalton propôs que os átomos se rearranjam para produzir novas combinações químicas.

Uma boa teoria não deve explicar apenas os fatos conhecidos, mas também prever os novos. Dalton usou sua teoria para deduzir a *lei das proporções múltiplas*: se dois elementos, A e B, se combinam para formar mais de um composto, as massas de B, que podem se combinar com a massa de A, estão na proporção de números inteiros pequenos. Podemos ilustrar essa lei considerando as substâncias água e água oxigenada, as quais se compõem de hidrogênio e oxigênio. Na formação de água, 8,0 g de oxigênio combinam-se com 1,0 g de hidrogênio. Na água oxigenada existem 16,0 g de oxigênio para 1,0 g de hidrogênio. Em outras palavras, a proporção da massa de oxigênio por grama de hidrogênio nos dois compostos é 2:1. Usando a teoria atômica, podemos concluir que a água oxigenada contém duas vezes mais átomos de oxigênio por átomos de hidrogênio do que a água.

## 2.2 A descoberta da estrutura atômica

Dalton chegou à sua conclusão sobre átomos com base nas observações químicas no universo macroscópico do laboratório. Nem ele nem quem o seguiu durante séculos depois da publicação de seu trabalho teve evidências

diretas da existência dos átomos. Hoje, entretanto, podemos usar novos instrumentos poderosos para medir as propriedades de átomos individuais e até fornecer imagens deles (Figura 2.2).

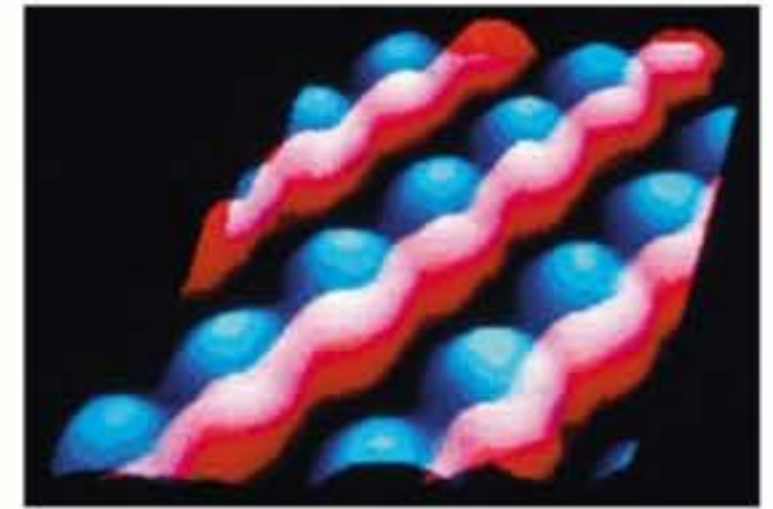
À medida que os cientistas começaram a desenvolver métodos para uma investigação mais detalhada da natureza da matéria, o átomo, que se supunha indivisível, começou a mostrar sinais de ser uma estrutura mais complexa. Sabemos hoje que o átomo é composto de **partículas subatômicas** ainda menores. Antes de resumirmos o modelo da estrutura atômica atual, consideraremos rapidamente um pouco as descobertas marcantes que levaram a esse modelo. Veremos que o átomo é composto em parte por partículas carregadas eletricamente, algumas com carga positiva (+) e outras com carga negativa (-). Ao examinar o desenvolvimento do nosso modelo atômico atual, lembre-se de uma afirmação simples sobre o comportamento de partículas carregadas em relação a outras: *partículas com a mesma carga repelem-se, enquanto partículas com cargas diferentes atraem-se.*

### Raios catódicos e elétrons

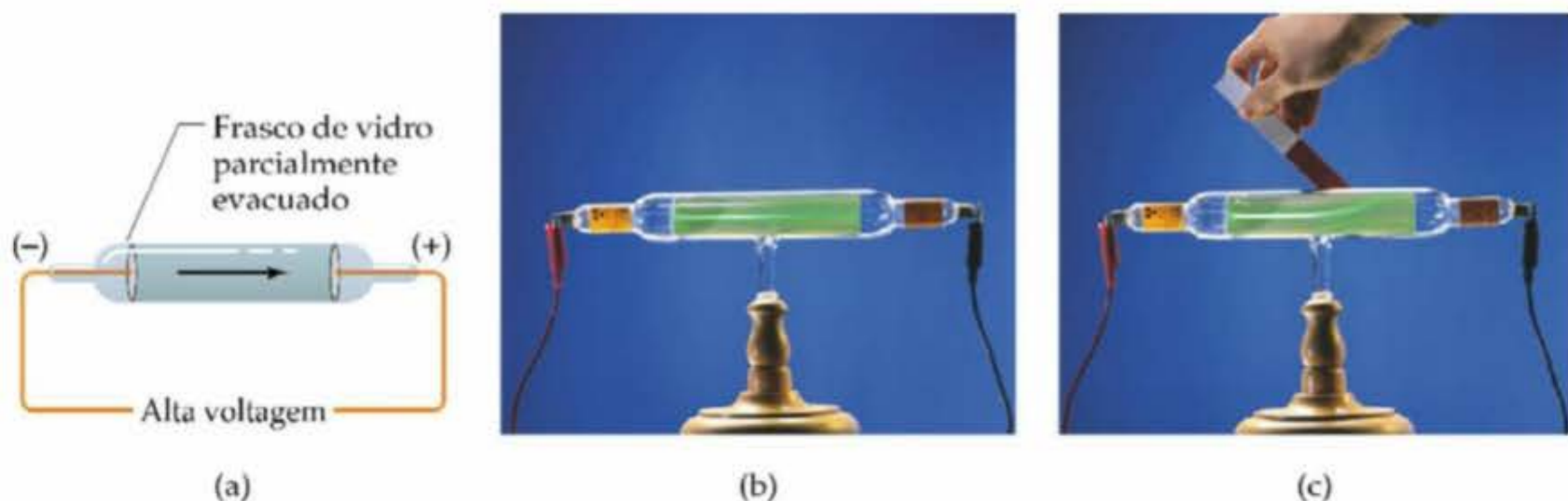
Em meados do século XVII, os cientistas começaram a estudar descarga elétrica através de tubos parcialmente evacuados (tubos bombeados até quase esgotar-se o ar), como os mostrados na Figura 2.3. Uma alta voltagem produzia radiação dentro do tubo. Essa radiação tornou-se conhecida como **raios catódicos** porque originava-se no eletrodo negativo, ou catodo. Apesar de os raios em si não poderem ser vistos, seus movimentos podiam ser detectados porque os raios faziam com que certos materiais, inclusive o vidro, apresentassem fluorescência ou emitissem luz. (Tubos de imagem de televisão são tubos de raios catódicos; uma imagem de televisão é o resultado da fluorescência da tela do aparelho.)

Os cientistas defendiam opiniões divergentes sobre a natureza dos raios catódicos. Não era muito claro inicialmente se os raios eram uma nova forma de radiação ou mais propriamente consistiam de um jato de partículas. Experimentos mostraram que os raios catódicos eram desviados por campos elétricos ou magnéticos, sugerindo que continham certa carga elétrica [Figura 2.3 (c)]. O cientista britânico J. J. Thomson observou muitas propriedades dos raios, inclusive o fato de que sua natureza é a mesma independentemente da identidade do material do catodo, e que uma lâmina metálica exposta a raios catódicos adquire carga elétrica negativa. Em um artigo publicado em 1897, ele apresentou suas observações e concluiu que os raios catódicos são jatos de partículas com massa, carregadas negativamente. O artigo de Thomson é conhecido como a 'descoberta' daquilo que chamamos de *elétron*.

Thomson construiu um tubo de raios catódicos com uma tela fluorescente, como aquele mostrado na Figura 2.4, de modo que ele pôde medir de maneira quantitativa os efeitos de campos elétricos e magnéticos no jato fino de elétrons que passava através de um orifício em um eletrodo carregado positivamente. Essas medidas possibilitaram calcular um valor de  $1,76 \times 10^8 \text{ coulomb}^1$  por grama para a proporção de carga elétrica do elétron em relação a sua massa.



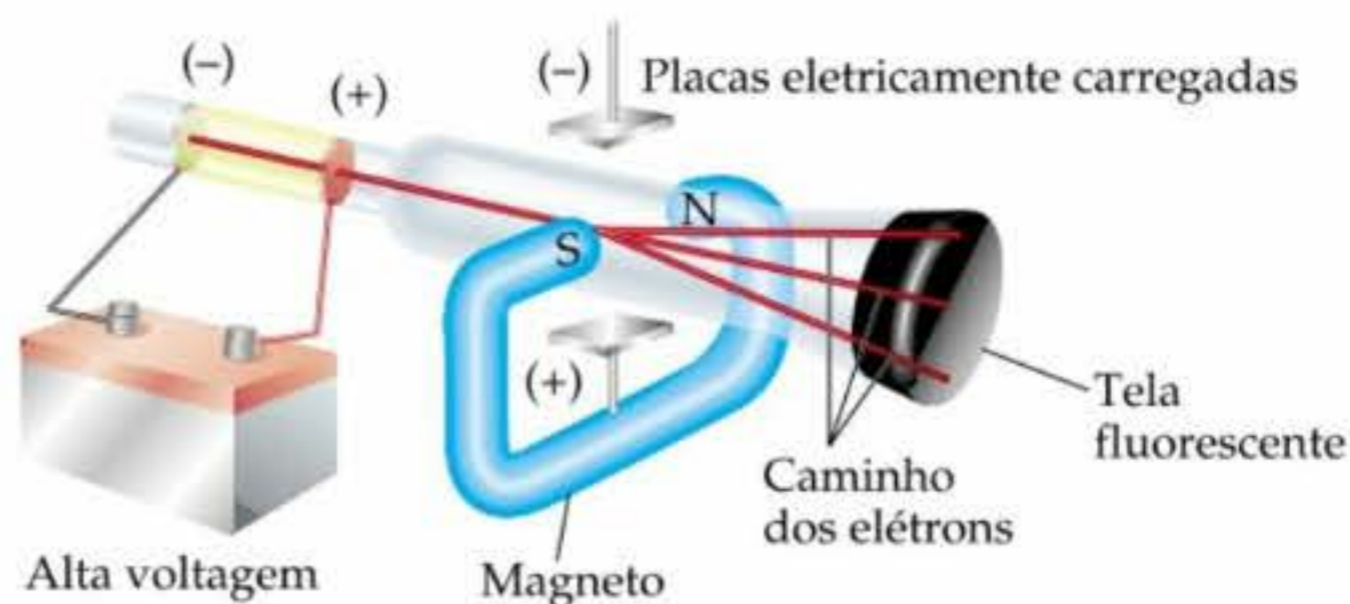
**Figura 2.2** Uma imagem da superfície de um semicondutor GaAs (arseneto de gálio) obtida pela técnica chamada microscopia eletrônica de túnel. A cor foi adicionada à imagem por computador para distinguir os átomos de gálio (esferas azuis) do arsênio (esferas vermelhas).



**Figura 2.3** (a) Em um tubo de raios catódicos, os elétrons movem-se do eletrodo negativo (catodo) para o eletrodo positivo (anodo). (b) Uma foto do tubo de raios catódicos contendo uma tela fluorescente para mostrar o caminho dos raios catódicos. (c) A rota dos raios catódicos é desviada pela presença de um magneto.

<sup>1</sup> O coulomb (C) é a unidade de carga elétrica no SI.

**Figura 2.4** Tubos de raios catódicos com campos magnéticos e elétricos perpendiculares. Os raios catódicos (elétrons) originam-se na placa negativa à esquerda e são acelerados em direção à placa positiva, que tem um orifício no centro. Um feixe de elétrons passa através do orifício e é desviado pelos campos magnéticos e elétricos. A razão carga-massa dos elétrons pode ser determinada pela medida dos efeitos dos campos magnéticos e elétricos na direção do feixe.

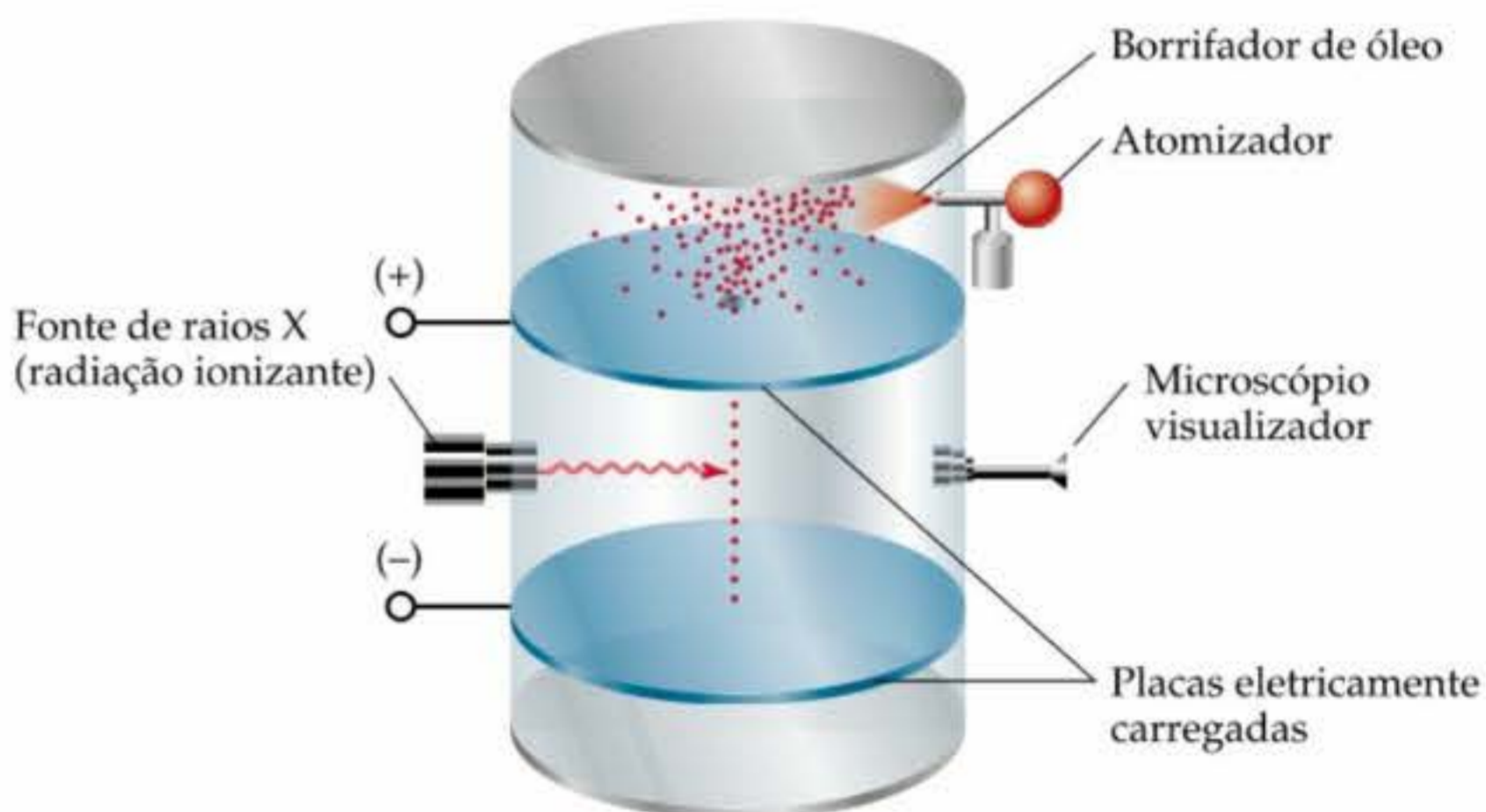


Uma vez que a proporção carga-massa do elétron era conhecida, medir sua carga ou sua massa revelaria o valor de outras quantidades. Em 1909 Robert Millikan (1868–1953), da Universidade de Chicago, conseguiu medir com êxito a carga de um elétron realizando o que é conhecido como “experimento da gota de óleo de Millikan” (Figura 2.5). Ele pôde, então, calcular a massa do elétron usando seu valor experimental para a carga,  $1,60 \times 10^{-19}$  C, e a proporção carga-massa,  $1,76 \times 10^8$  C/g:

**ANIMAÇÃO**  
Experimento da gota de óleo de Millikan

$$\text{Massa do elétron} = \frac{1,60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9,10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

**Figura 2.5** Uma representação do instrumento de Millikan usado para medir a carga do elétron. Pequenas gotas de óleo, as quais capturam elétrons extras, são deixadas cair entre duas placas carregadas eletricamente. Millikan monitorou as gotas medindo como a voltagem nas placas afetava a velocidade de queda. A partir desses dados ele calculou as cargas nas gotas. Seu experimento mostrou que as cargas eram sempre múltiplos inteiros de  $1,60 \times 10^{-19}$  C, o que ele deduziu ser a carga de um único elétron.



Usando valores um pouco mais exatos, o valor aceito atualmente para a massa do elétron é  $9,10939 \times 10^{-28}$  g. Essa massa é aproximadamente 2 mil vezes menor que a do hidrogênio, o átomo mais leve.

## Radioatividade

Em 1896, o cientista francês Henri Becquerel (1852–1908) estava estudando o mineral urânio, conhecido como *blenda resinosa*, quando descobriu que ele espontaneamente emitia radiação de alta energia. Essa emissão espontânea de radiação é chamada de **radioatividade**. Com a sugestão de Becquerel, Marie Curie (Figura 2.6) e seu marido, Pierre, começaram experimentos para isolar os componentes radioativos do mineral.

Estudos posteriores sobre a natureza da radioatividade, principalmente os do cientista britânico Ernest Rutherford (Figura 2.7), revelaram três tipos de radiação: radiações alfa ( $\alpha$ ), beta ( $\beta$ ) e gama ( $\gamma$ ). Cada tipo difere um do outro quanto a sua reação a um campo elétrico, como mostrado na Figura 2.8. O caminho das radiações  $\alpha$  e  $\beta$  é desviado pelo campo elétrico, apesar de estar em sentidos opostos, enquanto a radiação  $\gamma$  não é afetada.

Rutherford mostrou que os raios  $\alpha$  e  $\beta$  consistem de partículas de movimento rápido nomeadas partículas  $\alpha$  e  $\beta$ . Na realidade, partículas  $\beta$  são elétrons em alta velocidade e podem ser consideradas o análogo radioativo dos raios catódicos; portanto, são atraídas para a placa positiva. As partículas  $\alpha$  são muito mais compactas do que as partículas  $\beta$  e têm cargas positivas; portanto, são atraídas para a placa negativa. Em unidades de carga de elétron, partículas  $\beta$  têm carga de  $1-$ , e partículas  $\alpha$  têm carga de  $2+$ . Rutherford mostrou posteriormente que partículas  $\alpha$  combinam-se com

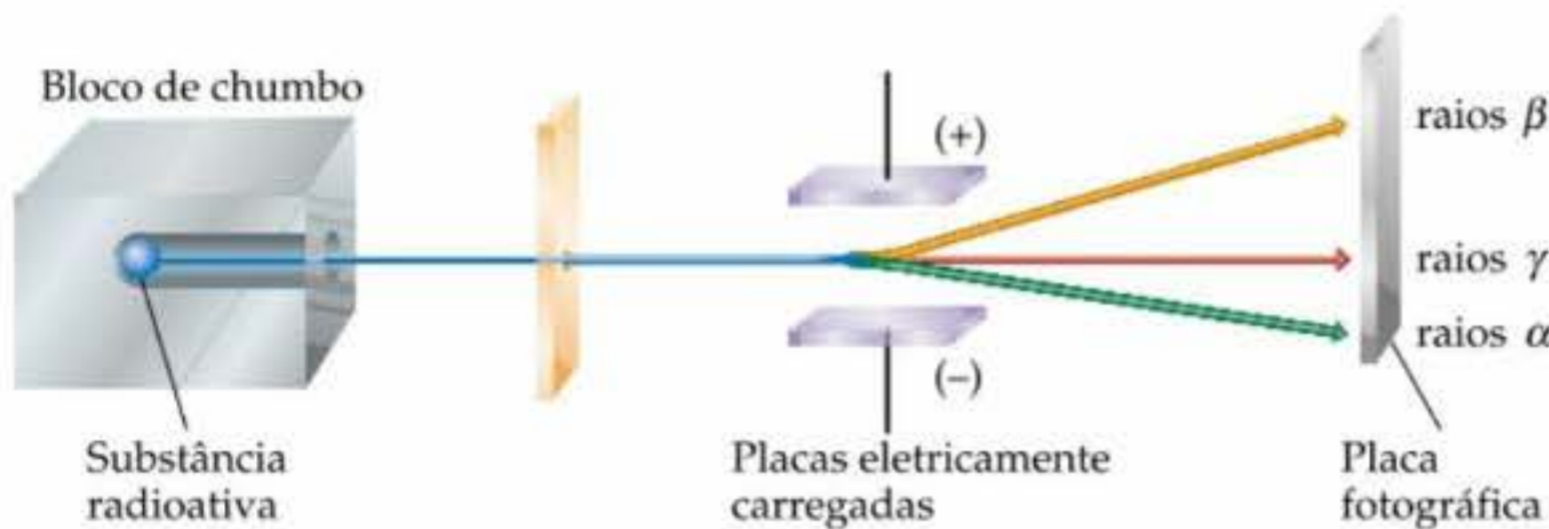


**Figura 2.6** Marie Skłodowska Curie (1867–1934). Quando M. Curie apresentou sua tese de doutorado, esta foi descrita como a melhor contribuição individual de todas as teses na história da ciência. Entre outras coisas, dois novos elementos, polônio e rádio, tinham sido descobertos. Em 1903, Henri Becquerel, M. Curie e seu marido, Pierre, dividiram o prêmio Nobel de Física. Em 1911, M. Curie ganhou seu segundo prêmio Nobel, desta vez de Química.

**ANIMAÇÃO**  
Separação dos raios alfa, beta e gama



**Figura 2.7** Ernest Rutherford (1871–1937), a quem Einstein atribuiu o título de “o segundo Newton”, nasceu e foi educado na Nova Zelândia. Em 1895, ele foi o primeiro estudante estrangeiro do Laboratório Cavendish na Universidade de Cambridge na Inglaterra, onde trabalhou com J. J. Thomson. Em 1898, ele tornou-se membro do corpo docente da Universidade McGill, em Montreal. Enquanto esteve em McGill, Rutherford fez a pesquisa em radioatividade que o levou a ganhar o prêmio Nobel de Química em 1908. Em 1907, Rutherford retornou à Inglaterra para se tornar docente da Universidade de Manchester, onde em 1910 executou seu famoso experimento de dispersão de partículas  $\alpha$ , o qual o conduziu ao modelo nuclear do átomo. Em 1992, a Nova Zelândia homenageou Rutherford colocando seu retrato, com sua medalha de prêmio Nobel, na nota de \$100 neozelandesa.



**Figura 2.8** Comportamento dos raios alfa ( $\alpha$ ), beta ( $\beta$ ) e gama ( $\gamma$ ) em um campo elétrico.

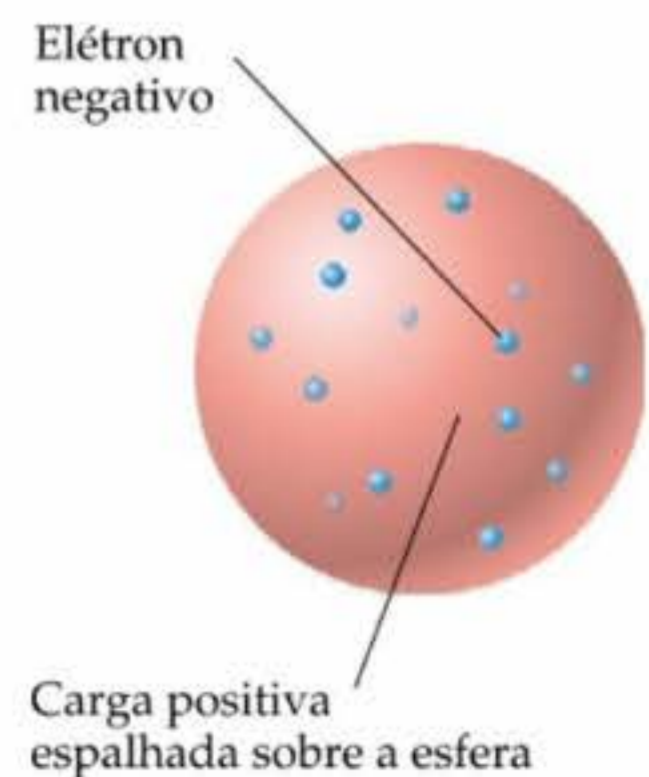
elétrons para formar átomos de hélio. Além disso, ele concluiu que a radiação  $\gamma$  é de alta energia, similar à dos raios X; ela não consiste de partículas e não possui carga. Abordaremos radioatividade em maiores detalhes no Capítulo 21.

### O átomo com núcleo

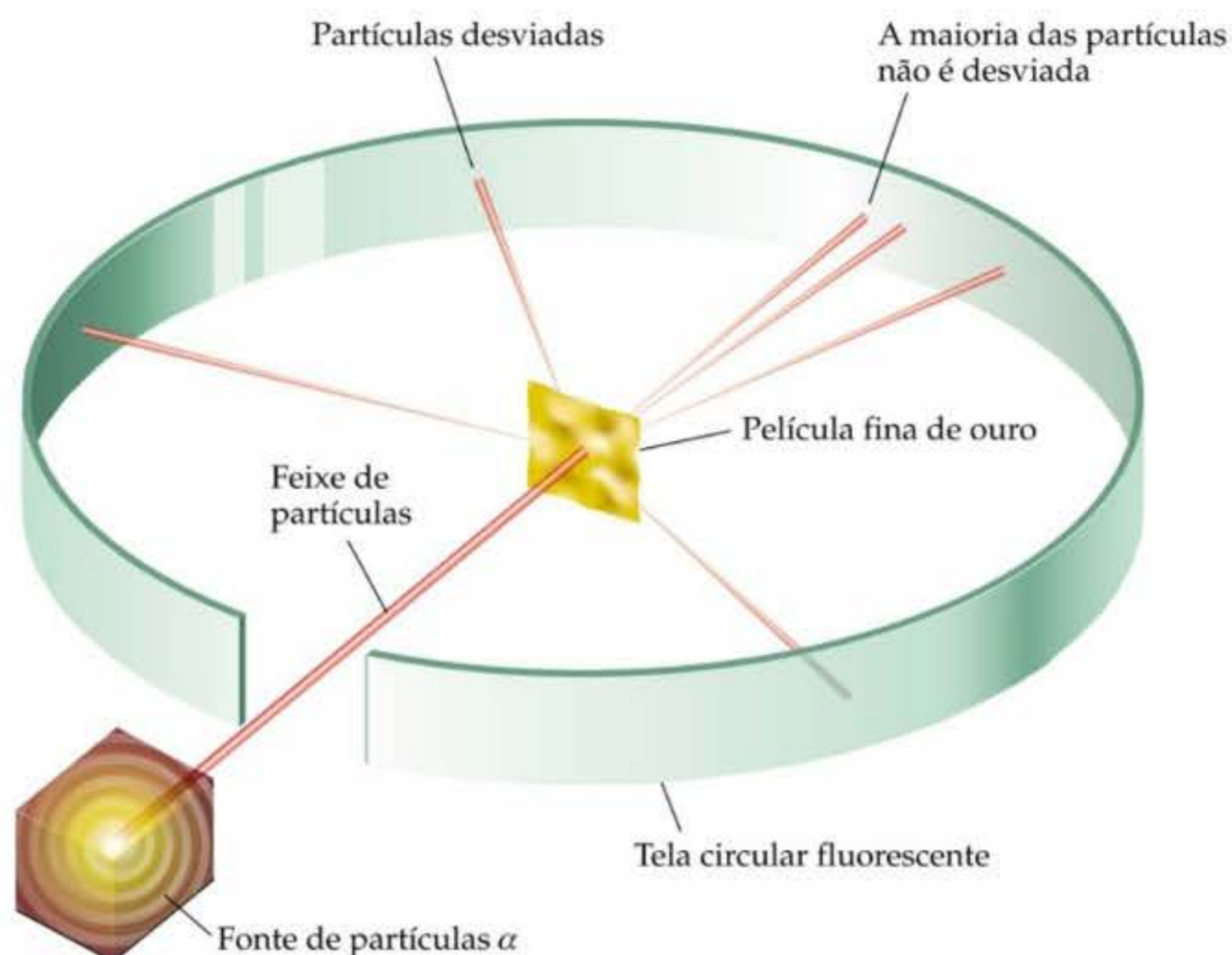
Com o crescimento das evidências de que o átomo era composto de partículas ainda menores, deu-se mais atenção a como as partículas se uniriam. No início do século XX, Thomson argumentou que já que os elétrons compreendiam apenas uma pequena fração de massa de um átomo, eles provavelmente seriam responsáveis por uma fração igualmente pequena do tamanho do átomo. Ele propôs que o átomo consistia em uma esfera positiva uniforme de matéria, na qual os elétrons estavam incrustados, como mostrado na Figura 2.9.

Esse modelo, chamado de modelo “pudim de ameixa”, nome dado em homenagem a uma tradicional sobremesa inglesa, teve uma vida muito curta.

Em 1910, Rutherford e seus colaboradores realizaram um experimento que contestava o modelo de Thomson. Rutherford estava estudando os ângulos em que as partículas  $\alpha$  eram dispersadas à medida que elas passavam por uma folha de ouro de poucas milhares de camadas atômicas de espessura (Figura 2.10). Ele e seus colaboradores descobriram que quase todas as partículas  $\alpha$  passavam direto através da folha sem dispersão. Descobriu-se que uma pequena porcentagem dispersava-se na ordem de um grau, o que era coerente com o modelo atômico de Thomson. Apenas por preciosismo, Rutherford sugeriu que Ernest Marsden, um estudante de graduação que trabalhava em seu laboratório, procurasse com afincamento por evidências de dispersão com ângulos grandes. Para completa surpresa de todos, observou-se uma pequena quantidade de partículas que se dispersavam em ângulos grandes. Algumas partículas foram refletidas até para trás, na direção de onde provinham. A explicação para esses resultados não foi imediatamente óbvia, mas eles eram claramente incoerentes com o modelo “pudim de ameixa” de Thomson.

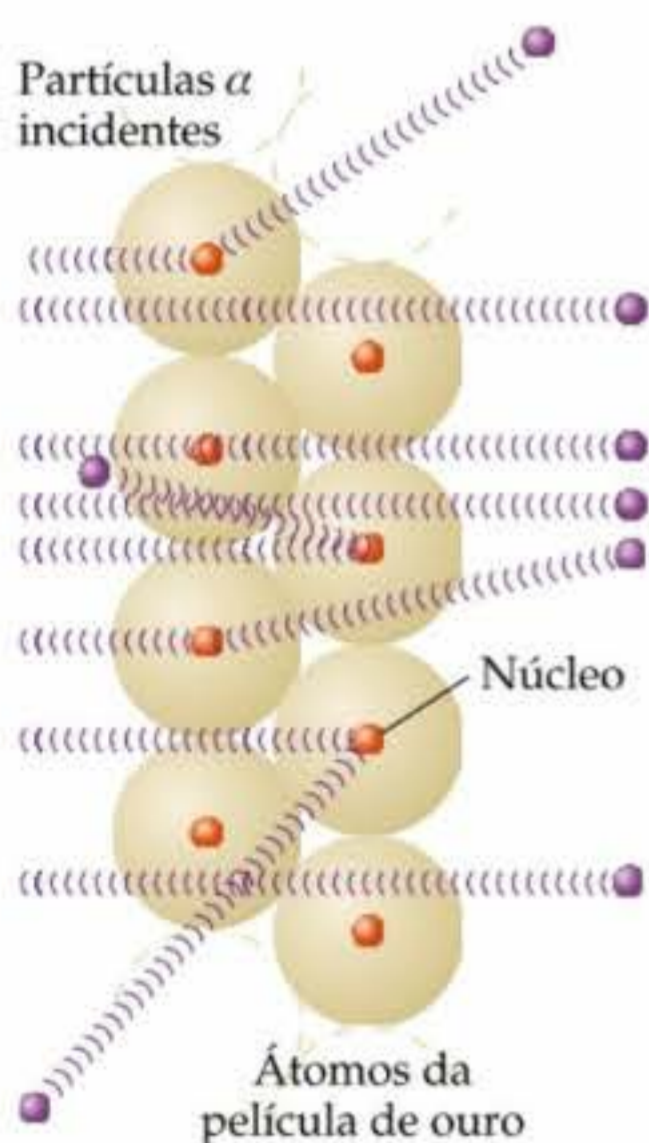


**Figura 2.9** Modelo “pudim de ameixa” do átomo de J. J. Thomson. Ele imaginou que os pequenos elétrons estariam embutidos no átomo como passas em um pudim ou como sementes em uma melancia. Ernest Rutherford provou que o modelo dele estava errado.



**Figura 2.10** Experimento de Rutherford sobre espalhamento de partículas  $\alpha$ .

**ANIMAÇÃO**  
Experimento de Rutherford:  
átomo nuclear



**Figura 2.11** Modelo de Rutherford explicando o espalhamento de partículas  $\alpha$  (Fig. 2.10). A lâmina de ouro tem a espessura de vários milhares de átomos. Quando uma partícula  $\alpha$  colide com o núcleo de ouro (ou passa muito próximo dele), ela é fortemente repelida. A partícula  $\alpha$ , que possui menos massa, é desviada de seu caminho por interações repulsivas.

Por volta de 1911, Rutherford conseguiu explicar essas observações, postulando que a maioria da massa do átomo e toda a sua carga positiva residiam em uma região muito pequena e extremamente densa, que ele chamou de **núcleo**. A maior parte do volume total do átomo é espaço vazio, no qual os elétrons movem-se ao redor do núcleo. No experimento de dispersão  $\alpha$ , a maioria das partículas  $\alpha$  passa diretamente através da folha porque elas não encontram o minúsculo núcleo e simplesmente passam pelo espaço vazio do átomo. Ocasionalmente uma partícula  $\alpha$  entra na vizinhança de um núcleo do ouro. A repulsão entre o núcleo altamente carregado do ouro e as partículas  $\alpha$  é forte o suficiente para refletir a partícula  $\alpha$  menos densa, como mostrado na Figura 2.11.

Estudos experimentais subsequentes levaram à descoberta de ambas as partículas no núcleo, as partículas positivas (*prótons*) e as partículas neutras (*nêutrons*). Os prótons foram descobertos em 1919 por Rutherford. Os nêutrons foram descobertos em 1932 pelo cientista britânico James Chadwick (1891–1972). Aprofundaremos o estudo de partículas na Seção 2.3.

## 2.3 A visão moderna da estrutura atômica

Desde o tempo de Rutherford, os físicos têm aprendido muito sobre a composição detalhada do núcleo atômico. No curso dessas descobertas, a lista de partículas que compõem o núcleo tem crescido muito e continua a crescer. Como químicos, podemos adotar uma visão muito simples do átomo porque apenas três partículas subatômicas — **próton**, **nêutron** e **elétron** — influenciam o comportamento químico.

A carga de um elétron é  $-1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$ , e a do próton é  $+1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$ . A quantidade  $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$  é chamada de carga eletrônica. Por conveniência, as cargas atômicas e subatômicas são normalmente expressas em múltiplos desta carga em vez de em coulombs. Assim, a carga do elétron é  $1-$ , e a do pró-

ton, 1+. Nêutrons não têm carga e, por consequência, são eletricamente neutros (daí seu nome). *Os átomos têm um número igual de elétrons e prótons; logo, eles têm uma carga elétrica líquida neutra.*

Prótons e nêutrons são encontrados no núcleo do átomo, que, como proposto por Rutherford, é extremamente pequeno. A maior parte do volume atômico é o espaço no qual o elétron é encontrado. Eles são atraídos pelos prótons no núcleo pela força que existe entre as partículas de cargas elétricas opostas. Nos capítulos seguintes veremos que o poder da força de atração entre elétrons e núcleo pode ser usado para explicar muitas das diferenças entre os vários elementos.

Os átomos têm massas extremamente pequenas. A massa do átomo mais pesado conhecido, por exemplo, é da ordem de  $4 \times 10^{-22}$  g. Uma vez que seria incômodo expressar massas tão pequenas em gramas, usamos a **unidade de massa atômica** ou  $u$ . Uma  $u$  é igual a  $1,66054 \times 10^{-24}$  g. As massas de prótons e nêutrons são aproximadamente iguais, e ambas são muito maiores do que a do elétron: um próton tem uma massa de  $1,0073 u$ , um nêutron, de  $1,0087 u$ , e um elétron, de  $5,486 \times 10^{-4} u$ . Seriam necessários 1.836 elétrons para igualar a massa de um próton, logo o núcleo contém a maior parte da massa de um átomo. A Tabela 2.1 mostra as cargas e massas das partículas subatômicas. Falaremos mais sobre massas atômicas na Seção 2.4.

Os átomos são extremamente pequenos. A maioria deles tem diâmetro entre  $1 \times 10^{-10}$  m e  $5 \times 10^{-10}$  m, ou 100–500 pm. Uma unidade de comprimento conveniente, embora não reconhecida pelo SI, usada para expressar dimensões atômicas é o **angström** (Å). Um angström é igual a  $10^{-10}$  m. Os átomos têm diâmetros na ordem de 1–5 Å. O diâmetro do átomo de cloro, por exemplo, é de 200 pm, ou 2,0 Å. Tanto picômetros quanto angströms são comumente usados para expressar as dimensões de átomos e moléculas.

O quadro “Como fazer 2.1” ilustra ainda mais como átomos muito pequenos são comparados com objetos mais familiares.

### COMO FAZER 2.1

O diâmetro de uma moeda de um centavo norte-americana é 19 mm. O diâmetro de um átomo de prata (Ag) é apenas 2,88 Å. Quantos átomos de prata podem ser arranjados lado a lado em uma linha reta ao longo do diâmetro de uma moeda de um centavo?

**Solução** Queremos saber o número de átomos de prata (Ag). Usamos a relação 1 átomo de Ag = 2,88 Å como um fator de conversão relacionando o número de átomos e a distância. Logo, podemos começar com o diâmetro da moeda de um centavo, primeiro convertendo essa distância em angströms e depois usando o diâmetro do átomo de Ag para converter a distância em números de átomos de Ag:

$$\text{Átomos de Ag} = (19 \cancel{\text{mm}}) \left( \frac{10^{-3} \cancel{\text{m}}}{1 \cancel{\text{mm}}} \right) \left( \frac{1 \cancel{\text{Å}}}{10^{-10} \cancel{\text{m}}} \right) \left( \frac{1 \text{ átomo de Ag}}{2,88 \cancel{\text{Å}}} \right) = 6,6 \times 10^7 \text{ átomos de Ag}$$

Isto é, 66 milhões de átomos de prata podem ser acomodados lado a lado no diâmetro de uma moeda de um centavo!

### PRATIQUE

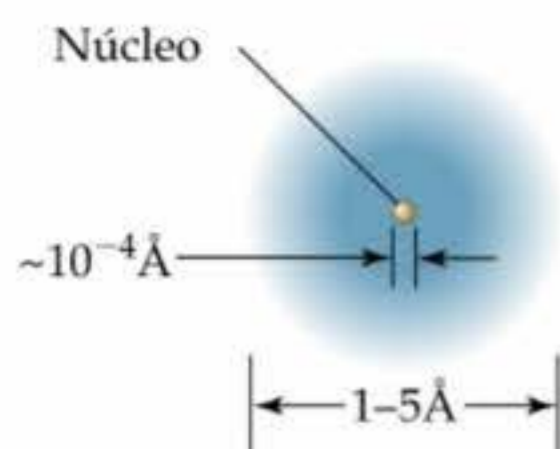
O diâmetro de um átomo de carbono é 1,54 Å. (a) Expresse esse diâmetro em picômetros. (b) Quantos átomos de carbono poderiam ser alinhados lado a lado em uma linha reta pela extensão de um traço de lápis de 0,20 mm de largura?

**Respostas:** (a) 154 pm; (b)  $1,3 \times 10^6$  átomos de C.

Os diâmetros de núcleos atômicos são da ordem de  $10^{-4}$  Å, somente uma pequena fração do diâmetro de um átomo como um todo. Você pode estimar os tamanhos relativos do átomo e de seu núcleo imaginando que, se o átomo fosse tão grande como um estádio de futebol, o núcleo seria do tamanho de uma bolinha de gude. Uma vez que o minúsculo núcleo carrega a maioria da massa de um átomo em um volume tão pequeno, ele tem uma incrível densidade — da ordem de  $10^{13}$ – $10^{14}$  g/cm<sup>3</sup>. Uma caixa de fósforo cheia de material com uma densidade dessas

TABELA 2.1 Comparação entre prótons, nêutrons e elétrons

Partículas	Carga	Massa ( $u$ )
Próton	Positiva (1+)	1,0073
Nêutron	Nenhuma (neutra)	1,0087
Elétron	Negativa (1–)	$5,486 \times 10^{-4}$



**Figura 2.12** Vista do corte transversal através do centro de um átomo. O núcleo, o qual contém prótons e nêutrons, é o local onde praticamente toda a massa do átomo está concentrada. O resto do átomo é o espaço no qual os elétrons, carregados negativamente e mais leves, se localizam.

Os átomos de um dado elemento cujo número de nêutrons difere e, conseqüentemente, de massa também, são chamados de **isótopos**.

O símbolo  ${}^{12}_6\text{C}$  ou simplesmente  ${}^{12}\text{C}$  (lê-se: “carbono doze”, carbono-12) representa o átomo de carbono com seis prótons e seis nêutrons. O número de prótons, chamado de **número atômico**, é mostrado pelo índice inferior. O número atômico de cada elemento é apresentado com o nome e o símbolo de cada elemento no encarte que acompanha o livro. Já que todos os átomos de um dado elemento apresentam o mesmo número atômico, o índice inferior é redundante, portanto, em geral omitido. O índice superior é chamado **número de massa**; ele é o número total de prótons mais nêutrons em um átomo. Alguns átomos de carbono, por exemplo, têm seis prótons e oito nêutrons, sendo representados como  ${}^{14}\text{C}$  (lê-se: “carbono quatorze”). Vários isótopos do carbono são relacionados na Tabela 2.2.

Geralmente usaremos a notação com índice inferior e índice superior apenas quando nos referirmos a um isótopo específico de um elemento. Um átomo de um isótopo específico é chamado **nuclídeo**. Um átomo de  ${}^{14}\text{C}$  é descrito como um nuclídeo  ${}^{14}\text{C}$ .



#### ATIVIDADES

Simbologia dos elementos,  
Isótopos do hidrogênio,  
Simbologia dos isótopos

**TABELA 2.2** Alguns isótopos do carbono<sup>a</sup>

Símbolo	Número de prótons	Número de elétrons	Número de nêutrons
${}^{11}\text{C}$	6	6	5
${}^{12}\text{C}$	6	6	6
${}^{13}\text{C}$	6	6	7
${}^{14}\text{C}$	6	6	8

<sup>a</sup> Quase 99% do carbono encontrado na natureza é  ${}^{12}\text{C}$ .

## Um olhar mais de perto Forças básicas

Existem na natureza quatro forças básicas, ou interações, conhecidas: gravidade, eletromagnetismo, forças nucleares fortes e forças nucleares fracas. *Forças gravitacionais* são forças atrativas que atuam entre todos os objetos na proporção de suas massas. Forças gravitacionais entre átomos ou partículas subatômicas são tão pequenas que elas não têm conseqüência química.

Forças eletromagnéticas são forças atrativas e repulsivas que atuam entre objetos carregados elétrica ou magneticamente. Forças elétricas e magnéticas estão intrinsecamente relacionadas. Forças elétricas são de importância fundamental no entendimento do comportamento químico dos átomos. O valor da força entre duas partículas carregadas é dado pela *lei de Coulomb*:  $F = kQ_1Q_2/d^2$ , onde  $Q_1$  e  $Q_2$  são os valores das cargas nas duas partículas,  $d$  é a distância

entre seus centros e  $k$  é uma constante determinada pelas unidades para  $Q$  e  $d$ . Um valor negativo para a força indica atração, enquanto um valor positivo, repulsão.

Todos os núcleos, exceto o do átomo de hidrogênio, contêm dois ou mais prótons. Uma vez que cargas iguais se repelem, a repulsão elétrica faria com que os prótons se separassem do núcleo se uma força atrativa mais forte não os mantivesse juntos. Essa força é chamada *força nuclear forte* e atua entre partículas subatômicas, como no núcleo. Nessa distância essa força é mais forte do que a força elétrica, por isso o núcleo as mantém juntas. A *força nuclear fraca* é mais fraca do que a força elétrica, mas mais forte do que a gravidade. Sabemos de sua existência apenas porque ela se mostra em certos tipos de radioatividade.

pesaria mais de 2,5 bilhões de toneladas! Astrofísicos têm sugerido que o interior de uma estrela cadente pode ter uma densidade próxima disso.

Uma ilustração do átomo que incorpora essas características que acabamos de discutir é mostrada na Figura 2.12. Os elétrons, que ocupam a maior parte do volume do átomo, têm o papel mais relevante nas reações químicas. A importância de representar a região contendo os elétrons como uma nuvem vaga se tornará evidente nos capítulos seguintes, quando consideraremos as energias e arranjos espaciais dos elétrons.



Todos os átomos são constituídos de prótons, nêutrons e elétrons. Uma vez que essas partículas são as mesmas em todos os átomos, a diferença entre átomos de elementos distintos (ouro e oxigênio, por exemplo) deve-se única e exclusivamente à diferença no número de partículas subatômicas de cada átomo. Podemos considerar um átomo como a menor amostra de um elemento, pois a quebra de um átomo em partículas subatômicas destrói sua identidade.

### COMO FAZER 2.2

Quantos prótons, nêutrons e elétrons existem em um átomo de  $^{197}\text{Au}$ ?

**Solução** O índice superior 197 é o número de massa, a soma do número de prótons e nêutrons. De acordo com a lista dos elementos dada no encarte deste livro, o ouro tem número atômico 79. Conseqüentemente, um átomo de  $^{197}\text{Au}$  tem 79 prótons, 79 elétrons e  $197 - 79 = 118$  nêutrons.

### PRATIQUE

Quantos prótons, nêutrons e elétrons existem no átomo de  $^{138}\text{Ba}$ ?

**Resposta:** 56 prótons, 56 elétrons e 82 nêutrons.

### COMO FAZER 2.3

O magnésio tem três isótopos com massas 24, 25 e 26. **(a)** Escreva o símbolo químico completo para cada um deles. **(b)** Quantos nêutrons existem no nuclídeo de cada um dos isótopos?

**Solução** **(a)** O magnésio tem número atômico 12, logo todos os átomos de magnésio contêm 12 prótons e 12 elétrons. Os três isótopos são, portanto, representados por  $^{24}_{12}\text{Mg}$ ,  $^{25}_{12}\text{Mg}$  e  $^{26}_{12}\text{Mg}$ . **(b)** O número de nêutrons em cada isótopo é o número de massa menos o número de prótons. O número de nêutrons em cada um dos nuclídeos de cada isótopo é, portanto, 12, 13 e 14, respectivamente.

### PRATIQUE

Dê o símbolo químico completo para o nuclídeo que contém 82 prótons, 82 elétrons e 126 nêutrons.

**Resposta:**  $^{208}_{82}\text{Pb}$

## 2.4 Pesos atômicos ou massas atômicas

Os átomos são pequenos pedaços de matéria, portanto têm massa. Como mostrado na Seção 2.1, um postulado importante da teoria atômica de Dalton é que a massa se conserva durante as reações químicas. Muito do que sabemos sobre reações químicas e comportamento das substâncias tem sido derivado de medidas acuradas das massas de átomos e moléculas (e coleções macroscópicas de átomos e moléculas) que sofrem modificações. As chances de você já ter usado medidas de massa em algum momento do seu curso de laboratório para monitorar mudanças que ocorrem em reações químicas são grandes. Nesta seção abordaremos a escala de massa usada para átomos e apresentaremos o conceito de *pesos atômicos*. Na Seção 3.3, ampliaremos esses conceitos para mostrar como as massas atômicas são usadas para determinar as massas dos compostos e seus *pesos moleculares*.

### A escala de massa atômica

Embora os cientistas do século XIX não soubessem nada sobre partículas subatômicas, estavam cientes de que os átomos de diferentes elementos tinham diferentes massas. Eles descobriram, por exemplo, que cada 100,0 g de água contém 11,1 g de hidrogênio e 88,9 g de oxigênio. Logo, a água contém  $88,9/11,1 = 8$  vezes mais oxigênio, por massa, que hidrogênio. Ao entender que a água contém dois átomos de hidrogênio para cada átomo de oxigênio, eles concluíram que um átomo de oxigênio deve ter  $2 \times 8 = 16$  vezes mais massa que um átomo de hidrogênio. Ao hidrogênio, o átomo mais leve, foi arbitrariamente atribuída uma massa relativa 1 (sem unidades), e as massas atômicas de outros elementos foram inicialmente determinadas em relação a esse valor. Assim, ao oxigênio foi atribuída a massa atômica de 16.

Hoje podemos determinar as massas individuais dos átomos com um alto grau de precisão. Por exemplo, sabemos que o átomo de  $^1\text{H}$  tem massa  $1,6735 \times 10^{-24}$  g e o átomo de  $^{16}\text{O}$  tem massa  $2,6560 \times 10^{-23}$  g. Como visto na Seção 2.3, é conveniente usar a *unidade de massa atômica* ( $u$ ) quando lidamos com massas extremamente pequenas:

$$1 u = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{e} \quad 1 \text{ g} = 6,02214 \times 10^{23} u$$

A  $u$  é atualmente definida fixando uma massa de exatamente  $12 u$  para um átomo do isótopo  $^{12}\text{C}$  de carbono. Nesta unidade a massa do nuclídeo  $^1\text{H}$  é  $1,0078 u$  e a do nuclídeo  $^{16}\text{O}$ ,  $15,9949 u$ .

### Massas atômicas médias

A maioria dos elementos são encontrados na natureza como mistura de isótopos. Podemos determinar a *massa atômica média* de um elemento usando as massas de seus vários isótopos e suas abundâncias relativas. O carbono encontrado na natureza, por exemplo, é composto de 98,93% de  $^{12}\text{C}$  e 1,07% de  $^{13}\text{C}$ . As massas desses nuclídeos são

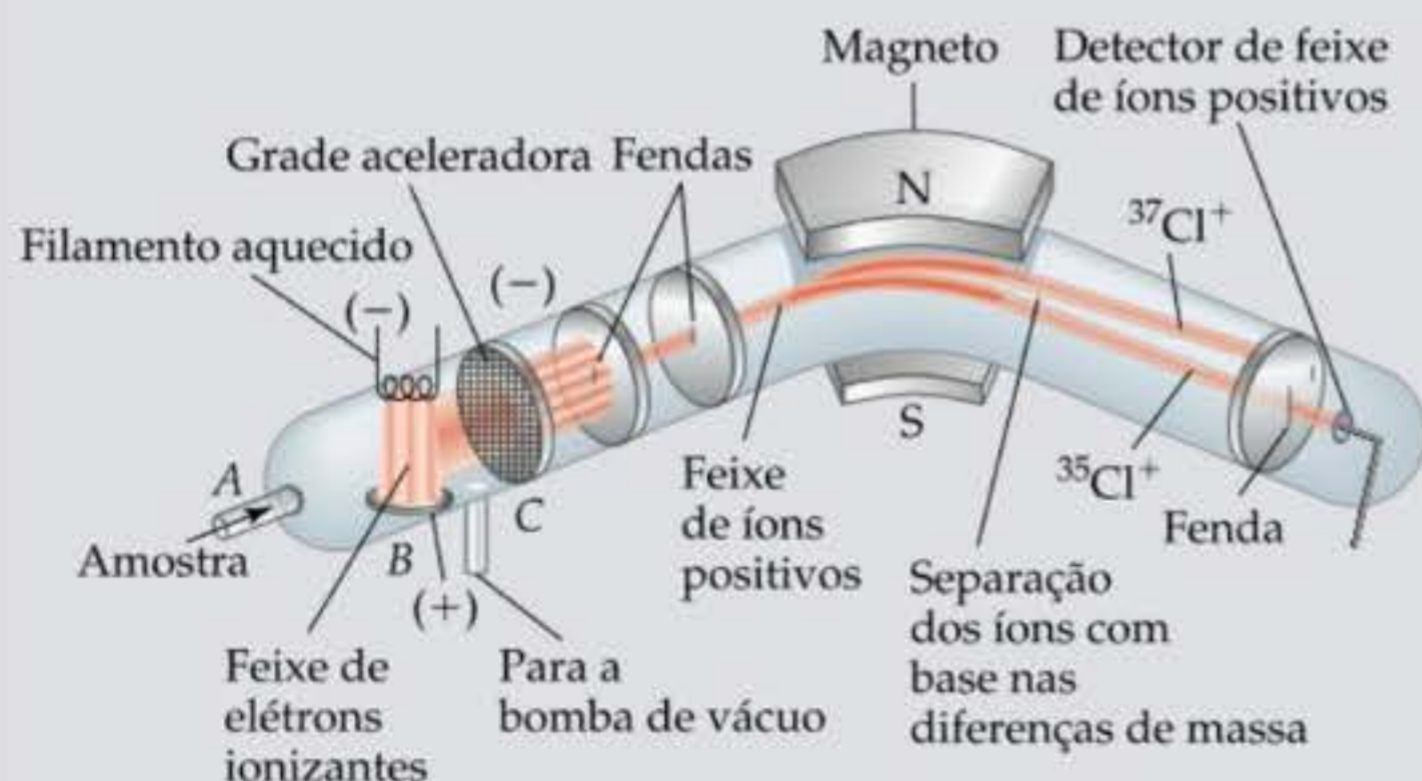


### Um olhar mais de perto O espectrômetro de massa

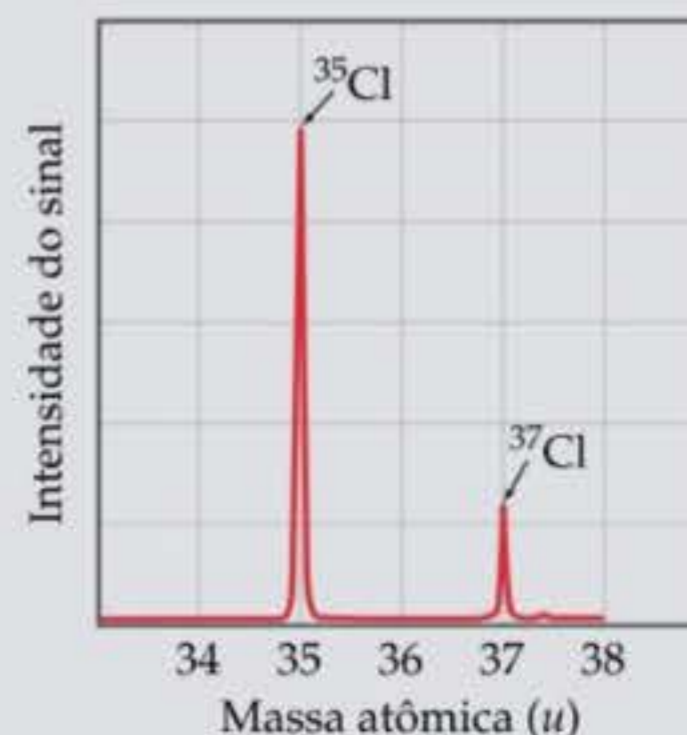
O mais direto e acurado meio de determinar os pesos atômicos e moleculares é produzido pelo espectrômetro de massa (Figura 2.13). Uma amostra gasosa é introduzida em A e bombardeada por um feixe de elétrons de alta energia em B. As colisões entre os elétrons e os átomos ou moléculas do gás produzem íons positivos, a maioria com carga  $1+$ . Esses íons são acelerados em direção a uma grade de arame carregada (C). Depois que passam pela grade, eles encontram duas fendas que permitem a passagem apenas de um feixe muito fino de íons. Esse feixe então passa entre os pólos de um magneto, que desvia os íons para um caminho curvo, à medida que os elétrons são desviados por um campo magnético (Figura 2.4). Para íons com a mesma carga, o grau de desvio depende da massa — quanto maior a massa do íon, menor o desvio. Os íons são, dessa forma, separados de acordo com suas massas. Trocando-se a força do campo magnético ou a voltagem de aceleração na grade carregada negativamente, íons de massas variadas podem ser selecionados para entrar no detector no final do instrumento.

Um gráfico de intensidade do sinal do detector contra a massa do íon é chamado *espectro de massa*. O espectro de massa de átomos de cloro, mostrado na Figura 2.14, revela a presença de dois isótopos. A análise de um espectro de massa fornece tanto as massas dos íons que atingem o detector quanto suas abundâncias relativas. As abundâncias são obtidas das intensidades de seus sinais. Conhecendo a massa atômica e a abundância de cada isótopo, pode-se calcular a massa atômica média de um elemento, como mostrado no Exercício Modelo 2.4.

Os espectrômetros de massa são atualmente muito utilizados para identificar compostos químicos e analisar misturas de substâncias. Quando uma molécula perde elétrons, ela se desintegra, formando uma gama de fragmentos carregados positivamente. Os espectrômetros de massa medem as massas desses fragmentos, produzindo uma impressão digital química da molécula e fornecendo indícios de como os átomos estavam ligados entre si na molécula original. Assim, um químico pode usar essa técnica para determinar a estrutura molecular de um novo composto sintetizado ou para identificar um poluente no ambiente.



**Figura 2.13** Diagrama de um espectrômetro de massa, ajustado para detectar íons  $^{35}\text{Cl}^+$ . Os íons mais pesados,  $^{37}\text{Cl}^+$ , não são desviados o suficiente para que atinjam o detector.



**Figura 2.14** Espectro de massa do cloro atômico.

12 *u* (exatamente) e 13,00335 *u*, respectivamente. Calculamos a massa atômica média do carbono a partir da abundância fracionada de cada isótopo e a massa daquele isótopo:

$$(0,9893)(12 \text{ u}) + (0,0107)(13,00335 \text{ u}) = 12,01 \text{ u}$$

A massa atômica média de cada elemento (expressa em *u*) é também conhecida como seu **peso atômico**. Embora o termo *massa atômica média* seja o mais apropriado, e o termo mais simples *massa atômica*, o mais freqüentemente usado, o termo *peso atômico* é mais comum. Os pesos atômicos dos elementos estão listados tanto na tabela periódica quanto na tabela dos elementos, as quais são encontradas na contracapa inicial deste texto.

#### COMO FAZER 2.4

O cloro encontrado na natureza é constituído de 75,78% de <sup>35</sup>Cl, que tem massa atômica 34,969 *u*, e 24,22% de <sup>37</sup>Cl, que tem massa atômica 36,966 *u*. Calcule a massa atômica média (ou seja, o peso atômico) do cloro.

**Solução** A massa atômica média é encontrada multiplicando-se a abundância de cada isótopo por sua massa atômica e somando-se esses produtos. Uma vez que 75,78% = 0,7578 e 24,22% = 0,2422, temos:

$$\begin{aligned} \text{Massa atômica média} &= (0,7578)(34,969 \text{ u}) + (0,2422)(36,966 \text{ u}) \\ &= 26,50 \text{ u} + 8,953 \text{ u} \\ &= 35,45 \text{ u} \end{aligned}$$

Esta resposta faz sentido: a massa atômica média do Cl está entre as massas dos dois isótopos e é mais próxima do valor do <sup>35</sup>Cl, que é o isótopo mais abundante.

#### PRATIQUE

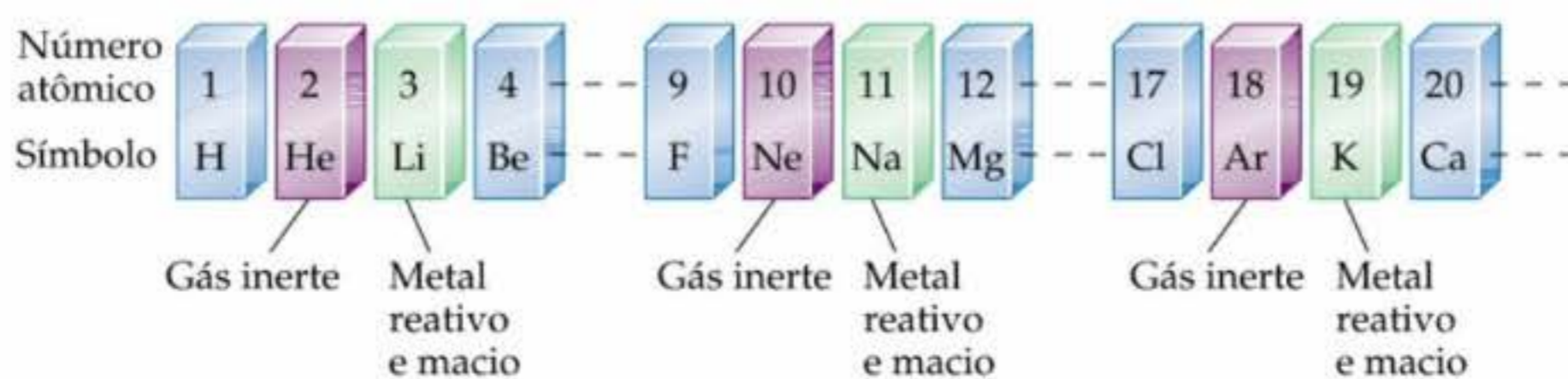
Três isótopos do silício são encontrados na natureza: <sup>28</sup>Si (92,23%), que tem massa atômica 27,97693 *u*; <sup>29</sup>Si (4,68%), que tem massa 28,97649 *u*; e <sup>30</sup>Si (3,09%), que tem massa 29,97377 *u*. Calcule o peso atômico do silício.

**Resposta:** 28,09 *u*

## 2.5 A tabela periódica

A teoria atômica de Dalton preparou o terreno para um vigoroso crescimento na experimentação química durante o início do século XIX. Como o corpo das observações químicas cresceu e a lista dos elementos expandiu, foram feitas tentativas para encontrar padrões regulares no comportamento químico. Esses esforços culminaram no desenvolvimento da tabela periódica em 1869. Teremos muito mais para dizer sobre a tabela periódica nos capítulos seguintes, mas ela é tão importante e útil que você deve familiarizar-se com ela agora: você aprenderá rapidamente que *a tabela periódica é a mais importante ferramenta que os químicos usam para organizar e lembrar fatos químicos*.

Muitos elementos mostram similaridades muito fortes entre si. Por exemplo, lítio (Li), sódio (Na) e potássio (K) são todos metais macios e muito reativos. O elemento hélio (He), neônio (Ne) e argônio (Ar) são gases não-reativos. Se os elementos são organizados em ordem crescente de número atômico, observa-se que suas propriedades químicas e físicas mostram um padrão repetitivo ou periódico. Por exemplo, cada um dos metais macios e reativos — lítio, sódio e potássio — vem imediatamente depois daqueles gases não-reativos — hélio, neônio e argônio — como mostrado na Figura 2.15. A organização dos elementos em ordem crescente de número atômico, com elementos tendo propriedades similares colocados nas colunas verticais, é conhecida como **tabela periódica**. A tabela periódica é apresentada na Figura 2.16 e é também fornecida no encarte que acompanha o livro. Para cada elemento



**Figura 2.15** O arranjo dos elementos pelo número atômico ilustra o padrão periódico ou repetitivo das propriedades, que é a base da tabela periódica.

1A 1																	8A 18
1 H	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112		114		116		

Metals	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
Metalóides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No
Não-metals														



**ATIVIDADE**  
Tabela periódica

**Figura 2.16** Tabela periódica dos elementos com a divisão dos elementos em metais, metalóides e não-metals.

na tabela, o número atômico e o símbolo atômico são dados. O peso atômico (massa atômica média) em geral também é dado; como no seguinte registro típico para o potássio:

19	← número atômico
K	← símbolo atômico
39,0983	← peso atômico

Você pode notar variações muito pequenas nas tabelas periódicas de um livro para outro ou entre as das salas de aula e as dos livros. Essas diferenças são apenas uma questão de estilo, ou com relação à informação em particular incluída na tabela; não existem, portanto, diferenças fundamentais.

Os elementos em uma coluna da tabela periódica são conhecidos como um **grupo** ou **família**. A maneira como os grupos são chamados é de certa forma arbitrário, e três diferentes esquemas de nomes são comumente utilizados, dois dos quais são mostrados na Figura 2.16. O grupo de nomes superior, que têm designações A e B, é amplamente utilizado na América do Norte. Números romanos em vez de arábicos são em geral adotados nesse sistema. Grupo 7A, por exemplo, é normalmente chamado de VIIA. Os europeus usam uma convenção similar que numera as colunas de 1A até 8A e então de 1B até 8B; assim, o grupo encabeçado pelo flúor (F) recebe o nome de 7B (ou VIIB) em vez de 7A. No esforço de eliminar essa confusão, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac) propôs uma convenção na qual os grupos são numerados de 1 até 18 sem as designações de A e B, como mostrado no grupo inferior de nomes no alto da tabela, na Figura 2.16. Aqui, ainda usaremos a convenção norte-americana tradicional.

Elementos que pertencem ao mesmo grupo geralmente apresentam algumas similaridades em suas propriedades físicas e químicas. Por exemplo, os 'metais de cunhagem' — cobre (Cu), prata (Ag) e ouro (Au) — pertencem ao grupo 1B. Como o próprio nome sugere, os metais de cunhagem são usados no mundo inteiro para a fabricação de moedas. Vários outros grupos na tabela periódica também têm nomes, como mostrado na Tabela 2.3.

TABELA 2.3 Nomes de alguns grupos da tabela periódica

Grupo	Nome	Elementos
1A	Metais alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2A	Metais alcalinos terrosos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	Calcogênios	O, S, Se, Te, Po
7A	Halogênios	F, Cl, Br, I, At
8A	Gases nobres (ou gases raros)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Aprenderemos nos capítulos 6 e 7 que os elementos em um grupo da tabela periódica têm propriedades similares porque apresentam o mesmo tipo de organização dos elétrons na periferia dos átomos. Entretanto, não precisamos esperar até lá para fazer um bom uso da tabela periódica; afinal de contas, a tabela periódica foi inventada por químicos que não sabiam nada sobre elétrons! Podemos usá-la, como eles planejavam, para relacionar os comportamentos dos elementos e ajudar na lembrança de vários fatos. Descobriremos que é muito útil recorrer à tabela periódica freqüentemente quando estudarmos o restante deste capítulo.

Todos os elementos do lado esquerdo e do meio da tabela (com exceção do hidrogênio) são **elementos metálicos**, ou metais. A maioria dos elementos é metálica. Os metais compartilham várias propriedades características, como brilho e altas condutividades elétricas e térmicas. Todos os metais, com exceção do mercúrio (Hg), são sólidos à temperatura ambiente. Os metais estão separados dos **elementos não-metálicos** por uma linha diagonal semelhante a uma escada que vai do boro (B) ao astatino (At), como mostrado na Figura 2.16. O hidrogênio, apesar de estar do lado esquerdo da tabela periódica, é um não-metal. À temperatura ambiente alguns dos não-metais são gasosos, outros são líquidos e outros, sólidos. Eles geralmente diferem dos metais na aparência (Figura 2.17) e em outras propriedades físicas. Muitos dos elementos que estão na borda que separa os metais dos não-metais, como o antimônio (Sb), têm propriedades que estão entre as dos metais e as dos não-metais. Esses elementos são em geral chamados de **metalóides**.



**Figura 2.17** Alguns exemplos familiares de metais e não-metais. Os não-metais (à esquerda, inferior) são enxofre (pó amarelo), iodo (cristais brilhantes, escuros), bromo (líquido marrom-avermelhado e vapor em frasco de vidro) e três exemplos de carbono (pó de carvão preto, diamantes e grafite no lápis). Os metais estão na forma de uma chave inglesa de alumínio, cano de cobre, bala de chumbo, moedas de prata e pepitas de ouro.

### COMO FAZER 2.5

Quais os dois elementos dos seguintes você acha que mostra as maiores similaridades em suas propriedades físicas e químicas: B, Ca, F, He, Mg, P?

**Solução** Os elementos de um mesmo grupo da tabela periódica são os que provavelmente exibirão propriedades químicas e físicas semelhantes. Portanto, espera-se que sejam Ca e Mg, pois eles estão no mesmo grupo da tabela periódica (grupo 2A, os metais alcalinos terrosos).

### PRATIQUE

Localize o Na (sódio) e o Br (bromo) na tabela periódica. Dê o número atômico de cada um e classifique-os como metal, metalóide ou não-metal.

**Resposta:** Na, número atômico 11, é um metal; Br, número atômico 35, é um não-metal.

## 2.6 Moléculas e compostos moleculares

O átomo é a menor amostra representativa de um elemento, mas somente os gases nobres são normalmente encontrados na natureza como átomos isolados. A maior parte da matéria é composta de moléculas ou íons, as quais são formadas por átomos. Examinaremos as moléculas aqui, e os íons na Seção 2.7.



## Um olhar mais de perto Glenn Seaborg e a história do seabórgio

Até 1940 a tabela periódica terminava no urânio, elemento número 92. Desde então, nenhum cientista teve maior influência na tabela periódica do que Glenn Seaborg (1912–1999). Seaborg (Figura 2.18) tornou-se docente do Departamento de Química da Universidade da Califórnia, Berkeley, em 1937. Em 1940, ele e seus colegas Edwin McMillan, Arthur Wahl e Joseph Kennedy obtiveram sucesso em isolar o plutônio (Pu) como um produto da reação do urânio com nêutrons. Falaremos sobre reações desse tipo, chamadas *reações nucleares*, no Capítulo 21. Também discutiremos o principal papel desempenhado pelo plutônio nas reações de fissão nuclear, como as que ocorrem em usinas nucleares e bombas atômicas.

Durante o período de 1944 a 1958, Seaborg e seus colaboradores também obtiveram êxito ao identificar os elementos com números atômicos 95 a 102 como produtos de reações nucleares. Esses elementos são radioativos e não se encontram na natureza; eles só podem ser sintetizados via reações nucleares. Por seus esforços em identificar os elementos depois do urânio (os elementos *transurânicos*), McMillan e Seaborg dividiram o prêmio Nobel de Química em 1951.

De 1961 a 1971 Seaborg foi chefe da Comissão de Energia Atômica dos Estados Unidos (atualmente Departamento de Energia). Nesse posto ele teve importante papel ao estabelecer tratados internacionais para limitar o teste de armas nucleares. No seu retorno a Berkeley, ele fez parte da equipe que, em 1974, identificou pela primeira vez o elemento de número 106; essa descoberta foi comprovada por outra equipe de Berkeley em 1993. Em 1994, para exaltar as muitas contribuições de Seaborg para a descoberta de novos elementos, a Sociedade Americana de Química propôs que o elemento de número 106 fosse chamado 'seabórgio', sugerindo o sím-



**Figura 2.18** Glenn Seaborg em Berkeley, em 1941, usando um contador Geiger para tentar detectar a radiação produzida pelo plutônio. Contadores Geiger serão abordados na Seção 21.5.

bolo Sg. Após vários anos de controvérsia a respeito de se um elemento poderia ser nomeado em homenagem a uma pessoa em vida, o nome seabórgio foi oficialmente adotado pela Iupac em 1997, e Seaborg tornou-se a primeira pessoa a ter um elemento com seu nome em vida. A Iupac nomeou também o elemento 105 'dúbnió' (símbolo químico Db) em homenagem a um laboratório nuclear em Dubna, na Rússia, que competiu com o laboratório de Berkeley na descoberta de vários elementos.

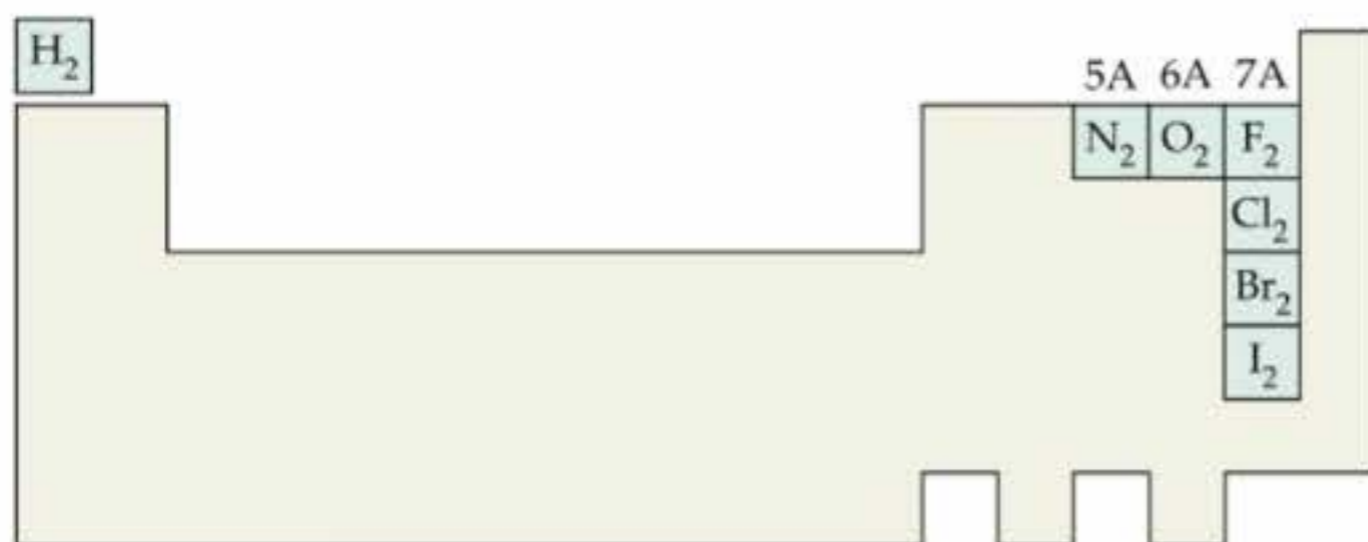
A **molécula** é reunião de dois ou mais átomos ligados firmemente entre si. O 'pacote' de átomos resultante comporta-se em vários aspectos como um objeto único e inconfundível. Abordaremos as forças que mantêm os átomos unidos (a ligação química) nos capítulos 8 e 9.

### Moléculas e fórmulas químicas

Muitos elementos são encontrados na natureza na forma molecular; isto é, dois ou mais átomos do mesmo tipo estão ligados entre si. Por exemplo, o oxigênio, encontrado normalmente no ar, compõe-se de moléculas que contêm dois átomos de oxigênio. Representamos essa forma molecular do oxigênio pela **fórmula química**  $O_2$  (lê-se: "ó dois"). O índice inferior na fórmula nos diz que dois átomos de oxigênio estão presentes em cada molécula. A molécula constituída de dois átomos é chamada de **molécula diatômica**. O oxigênio também existe em outra forma molecular conhecida como *ozônio*. Moléculas de ozônio são constituídas de três átomos de oxigênio, logo sua fórmula é  $O_3$ . Ainda que oxigênio ( $O_2$ ) 'normal' e ozônio sejam ambos compostos formados apenas por átomos de oxigênio, exibem propriedades químicas e físicas bem diferentes. Por exemplo,  $O_2$  é essencial para a vida, mas  $O_3$  é tóxico;  $O_2$  é inodoro, enquanto  $O_3$  tem um cheiro pungente pronunciado.

Os elementos em geral encontrados como moléculas diatômicas são hidrogênio, oxigênio, nitrogênio e halogênios. Suas localizações na tabela periódica são mostradas na Figura 2.19. Quando falamos das substâncias hidrogênio, queremos dizer  $H_2$ , a menos que indiquemos explicitamente o contrário. De maneira análoga, quando falamos oxigênio, nitrogênio ou qualquer halogênio, estamos nos referindo a  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$  ou  $I_2$ . Desse modo, as propriedades do oxigênio e hidrogênio listadas na Tabela 2.3 são as do  $O_2$  e do  $H_2$ . Outras formas menos comuns desses elementos comportam-se de maneira muito diferente.

Compostos constituídos por moléculas são chamados **compostos moleculares** e contêm mais de um tipo de átomo. Uma molécula de água, por exemplo, constitui-se de dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.



**Figura 2.19** Elementos comuns que existem como moléculas diatômicas à temperatura ambiente.

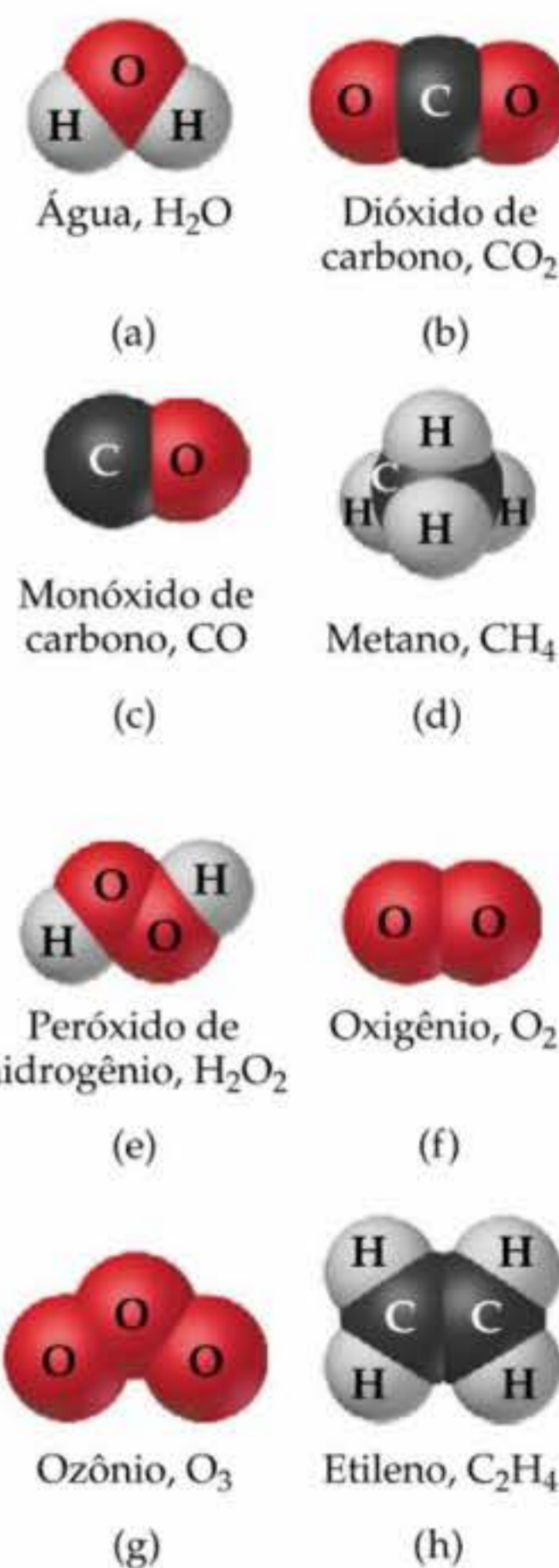
Ela é conseqüentemente representada pela fórmula química  $H_2O$ . A ausência de um índice inferior no O indica um átomo de O por molécula de água. Outro composto constituído desses mesmos elementos (em diferentes proporções relativas) é o peróxido de hidrogênio,  $H_2O_2$ . As propriedades desses dois compostos são muito diferentes.

Várias moléculas comuns estão mostradas na Figura 2.20. Observe como a composição de cada composto é dada por sua fórmula química. Note também que essas substâncias são compostas apenas por elementos não-metálicos. *A maioria das substâncias moleculares que encontraremos contém apenas não-metais.*

### Fórmulas moleculares e mínimas

Fórmulas químicas que indicam os números e tipos efetivos de átomos em uma molécula são chamadas **fórmulas moleculares**. (As fórmulas na Figura 2.20 são fórmulas moleculares.) Fórmulas químicas que dão somente o número relativo de átomos de cada tipo em uma molécula são chamadas **fórmulas mínimas**. Os índices inferiores em uma fórmula mínima são sempre os menores números inteiros proporcionais possíveis. A fórmula molecular para o peróxido de hidrogênio é  $H_2O_2$ , por exemplo, enquanto a fórmula mínima é HO. A fórmula molecular do etileno é  $C_2H_4$ ; logo, sua fórmula mínima é  $CH_2$ . Para muitas substâncias, a fórmula molecular e a fórmula mínima são idênticas, como no caso da água,  $H_2O$ .

As fórmulas moleculares fornecem muito mais informações sobre as moléculas do que as fórmulas mínimas. Quando sabemos a fórmula molecular de um composto, podemos determinar sua fórmula mínima. Entretanto, o contrário não é verdadeiro; se conhecemos a fórmula mínima de uma substância, não podemos determinar sua fórmula molecular, a menos que tenhamos mais informações. Então por que os químicos se preocupam com fórmulas mínimas? Como veremos no Capítulo 3, certos métodos comuns para analisar substâncias conduzem somente às fórmulas mínimas. Uma vez que ela é conhecida, experimentos adicionais podem dar a informação necessária para converter a fórmula mínima em molecular. Além disso, existem substâncias, como as formas mais comuns do elemento carbono, que não existem como moléculas isoladas. Para essas substâncias, devemos confiar nas fórmulas mínimas. Dessa forma, o carbono é representado pelo símbolo C, que é sua fórmula mínima.



**Figura 2.20** Representação de algumas moléculas simples comuns.

#### COMO FAZER 2.6

Escreva as fórmulas mínimas para as seguintes moléculas: **(a)** glicose, substância conhecida também como açúcar do sangue ou dextrose, cuja fórmula molecular é  $C_6H_{12}O_6$ ; **(b)** óxido nitroso, substância usada como anestésico e comumente chamada gás hilariante, cuja fórmula molecular é  $N_2O$ .

**Solução** **(a)** Os índices inferiores de uma fórmula mínima são os menores números inteiros proporcionais. As menores proporções são obtidas dividindo-se cada índice inferior pelo maior fator comum, neste caso, 6. A fórmula mínima resultante para a glicose é  $CH_2O$ .

**(b)** Uma vez que os índices inferiores em  $N_2O$  já são os menores números inteiros, a fórmula mínima para o óxido nitroso é igual à sua fórmula molecular,  $N_2O$ .

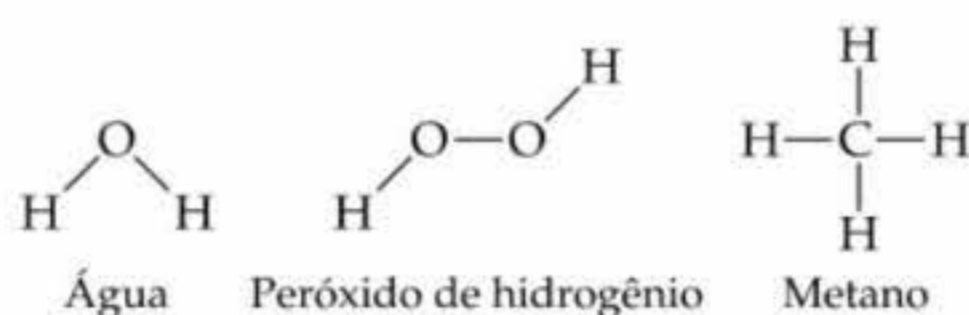
**PRATIQUE**

Dê a fórmula mínima para a substância chamada *diborano*, cuja fórmula molecular é  $B_2H_6$ .

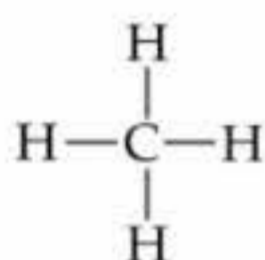
*Resposta:*  $BH_3$

**Visualização das moléculas**

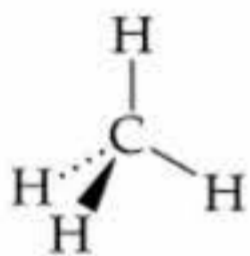
A fórmula molecular de uma substância indica sua composição, mas não mostra como os átomos se unem para formar as moléculas. A **fórmula estrutural** de uma substância mostra quais átomos estão ligados a quais em uma molécula. Por exemplo, as fórmulas para água, peróxido de hidrogênio e metano ( $CH_4$ ) podem ser escritas como segue:



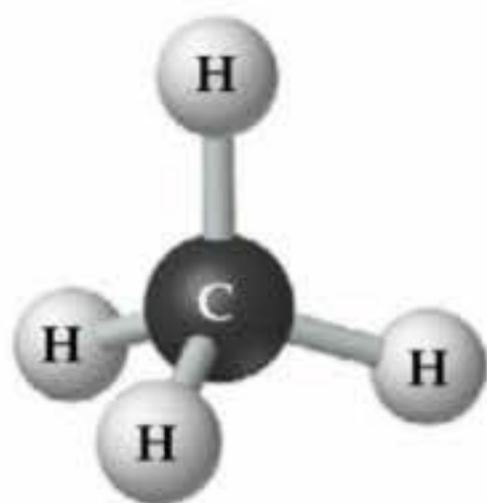
Os átomos são representados por seus símbolos químicos, e as linhas são usadas para representar as ligações que os mantêm unidos.



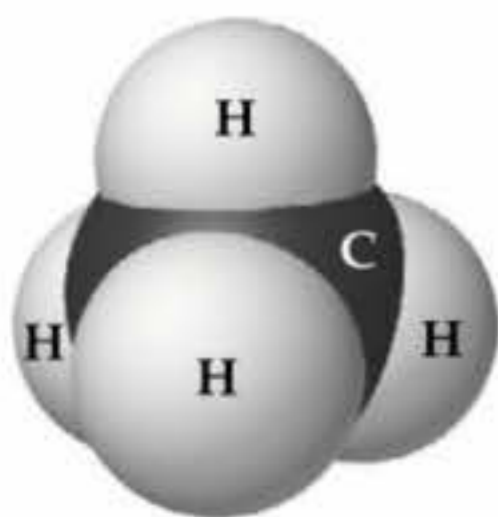
Fórmula estrutural



Desenho em perspectiva



Modelo de bola e palito



Modelo preenchimento do espaço

Uma fórmula estrutural geralmente não representa a geometria real da molécula, isto é, os verdadeiros ângulos nos quais os átomos se unem. Entretanto, uma fórmula estrutural pode ser escrita como um *desenho em perspectiva*, para dar mais noção de aparência tridimensional, como mostrado na Figura 2.21.

Os cientistas contam também com vários modelos para ajudá-los a visualizar as moléculas. *Modelos de bola e palito* mostram os átomos como esferas e as ligações como palitos, e eles representam os ângulos exatos com os quais os átomos se ligam uns aos outros em uma molécula (Figura 2.21). Todo átomo pode ser representado por bolas do mesmo tamanho ou então os tamanhos relativos das bolas podem refletir os tamanhos relativos dos átomos. Algumas vezes os símbolos químicos dos elementos encontram-se superpostos nas bolas, mas em geral os átomos são identificados simplesmente por cores.

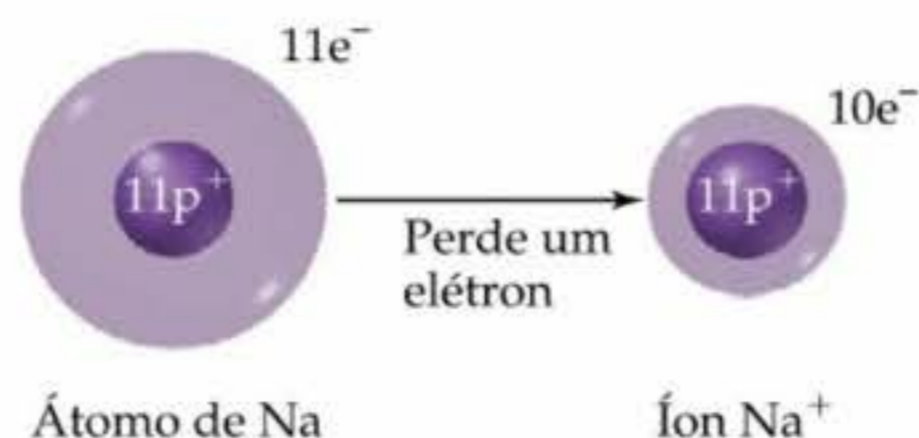
Um *modelo de preenchimento do espaço* representa a aparência da molécula se os átomos fossem aumentados de tamanho (Figura 2.21). Esses modelos mostram os tamanhos relativos dos átomos, mas os ângulos entre eles, que ajudam a definir suas geometrias, são em geral muito mais difíceis de visualizar do que nos modelos bola e palito. Como nos modelos bola e palito, as identidades dos átomos são indicadas por suas cores, mas eles podem também ser identificados pelos símbolos dos elementos.

## 2.7 Íons e compostos iônicos

O núcleo de um átomo não se torna carregado por processos químicos ordinários, mas os átomos podem facilmente ganhar ou perder elétrons. Se elétrons são removidos ou adicionados a um átomo neutro, uma partícula carregada chamada **íon** é formada. Um íon com uma carga positiva é chamado de **cátion**; um íon carregado negativamente é chamado de **ânion**. O átomo de sódio, por exemplo, que tem 11 prótons e 11 elétrons, perde facilmente um elétron. O cátion resultante tem 11 prótons e 10 elétrons, logo apresenta carga líquida de  $1+$ . A carga líquida no íon é representada por um índice superior;  $+$ ,  $2+$  e  $3+$  significando uma carga líquida resultante da perda de um, dois ou três elétrons, respectivamente. Os índices superiores  $-$ ,  $-2$  e  $-3$  representam as cargas líquidas resultantes do ganho de um, dois ou três elétrons, respectivamente. A formação do íon  $Na^+$  de um átomo de Na é mostrada esquematicamente a seguir:

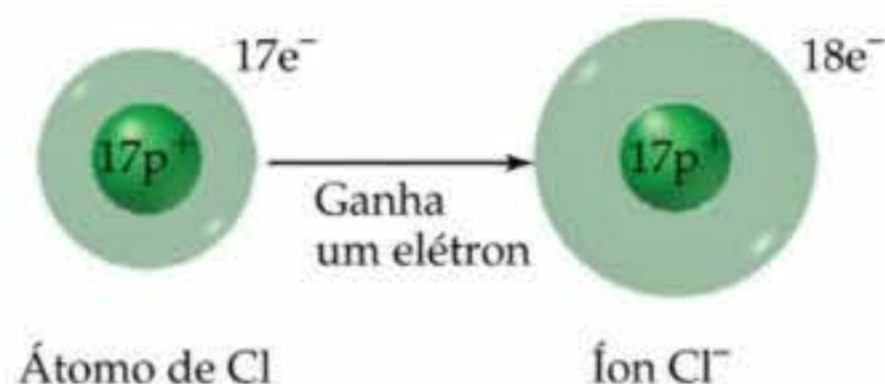
**Figura 2.21** Alguns modos de representação e visualização de moléculas.





O cloro, com 17 prótons e 17 elétrons, normalmente ganha um elétron em reações químicas, produzindo o íon  $Cl^-$ .

Em geral, átomos metálicos tendem a perder elétrons para formar cátions, enquanto átomos não-metálicos tendem a ganhar elétrons para formar ânions.



### COMO FAZER 2.7

Dê os símbolos químicos, incluindo o número de massa, para os seguintes íons: **(a)** O íon com 22 prótons, 26 nêutrons e 19 elétrons; **(b)** o íon de enxofre que tem 16 nêutrons e 18 elétrons.

**Solução** **(a)** O número de prótons (22) é o número atômico do elemento; logo, esse elemento é o Ti (titânio). O número de massa desse isótopo é  $22 + 26 = 48$  (a soma de prótons e nêutrons). Uma vez que o íon tem mais três prótons do que elétrons, apresenta carga líquida de  $3+$ . O símbolo para esse íon é  ${}^{48}\text{Ti}^{3+}$ .

**(b)** Se recorremos a uma tabela periódica ou tabela de elementos, vemos que o enxofre (símbolo S) tem um número atômico 16. Então, cada átomo ou íon de enxofre tem 16 prótons. Sabemos que o íon também tem 16 nêutrons, assim o número de massa do íon é  $16 + 16 = 32$ . Uma vez que o íon tem 16 prótons e 18 elétrons, sua carga líquida é  $2-$ . O símbolo para o íon é  ${}^{32}\text{S}^{2-}$ .

Em geral, estaremos interessados nas cargas líquidas dos íons e ignoraremos seus números de massa a menos que as circunstâncias imponham que especifiquemos determinado isótopo.

### PRATIQUE

Quantos prótons e elétrons o íon  $Se^{2-}$  possui?

**Resposta:** 34 prótons e 36 elétrons.

Além dos íons simples, como  $Na^+$  e  $Cl^-$ , existem **íons poliatômicos**, como  $NO_3^-$  (íon nitrato) e  $SO_4^{2-}$  (íon sulfato). Esses íons são constituídos de átomos unidos em uma molécula, mas eles têm carga líquida positiva ou negativa. Consideraremos, posteriormente, outros exemplos de íons poliatômicos na Seção 2.8.

As propriedades dos íons são muito diferentes das dos átomos dos quais eles derivam. As diferenças são como a troca de Dr. Jekyll por Sr. Hyde: apesar de o corpo ser essencialmente o mesmo (mais ou menos alguns elétrons), o comportamento é muito diferente.

### Previsão das cargas iônicas

Muitos átomos ganham ou perdem elétrons para que fiquem com o mesmo número de elétrons do gás nobre mais próximo deles na tabela periódica. Os membros da família dos gases nobres são quimicamente muito pouco reativos e formam pouquíssimos compostos. Podemos deduzir que isso se deve aos arranjos de seus elétrons serem muito estáveis. Por exemplo, a perda de um elétron do átomo de sódio deixa-o com o mesmo número de elétrons do átomo neutro de neônio (número atômico 10). Igualmente, quando um cloro ganha um elétron, ele fica com 18, como o argônio (número atômico 18). Usaremos essa observação simples para explicar a formação de íons no Capítulo 8, no qual discutiremos ligações químicas.

A tabela periódica é muito útil para lembrar as cargas dos íons, especialmente daqueles elementos à esquerda e à direita da tabela. Como a Figura 2.22 mostra, as cargas desses íons relacionam-se de uma maneira muito fácil com suas posições na tabela. No lado esquerdo da tabela, por exemplo, os elementos do grupo 1A (os metais alcalinos) formam íons  $1+$ , e os elementos do grupo 2A (os metais alcalinos terrosos) íons  $2+$ . Do outro lado da tabela os elementos do grupo 7A (os halogênios) formam íons  $1-$ , e os elementos do grupo 6A, íons  $2-$ . Como veremos no próximo texto, muitos dos outros grupos não se prestam a regras tão simples.

1A	2A	Metals de transição										3A	4A	5A	6A	7A	8A		
H <sup>+</sup>																H <sup>-</sup>		G A S E S  N O B R E S	
Li <sup>+</sup>															N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>		
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>														Al <sup>3+</sup>		S <sup>2-</sup>		Cl <sup>-</sup>
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>																Se <sup>2-</sup>		Br <sup>-</sup>
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>																Te <sup>2-</sup>		I <sup>-</sup>
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>																		

**Figura 2.22** Cargas de alguns íons comuns encontrados em compostos iônicos. Note que a linha na forma de escada que divide metais de não-metais também separa cátions de ânions.

### COMO FAZER 2.8

Determine as cargas esperadas para os íons mais estáveis do bário e do oxigênio.

**Solução** Consideremos que esses elementos formam íons com o mesmo número de elétrons que os átomos do gás nobre mais próximo. Pela tabela periódica, tem-se que o bário possui número atômico 56. O gás nobre mais próximo é o xenônio, número atômico 54. O bário pode alcançar um arranjo de 54 elétrons perdendo dois elétrons, formando o cátion Ba<sup>2+</sup>.

O oxigênio tem número atômico 8. O gás nobre mais próximo dele é o neônio, número atômico 10. O oxigênio pode alcançar um arranjo estável ganhando dois elétrons e assim formar o ânion O<sup>2-</sup>.

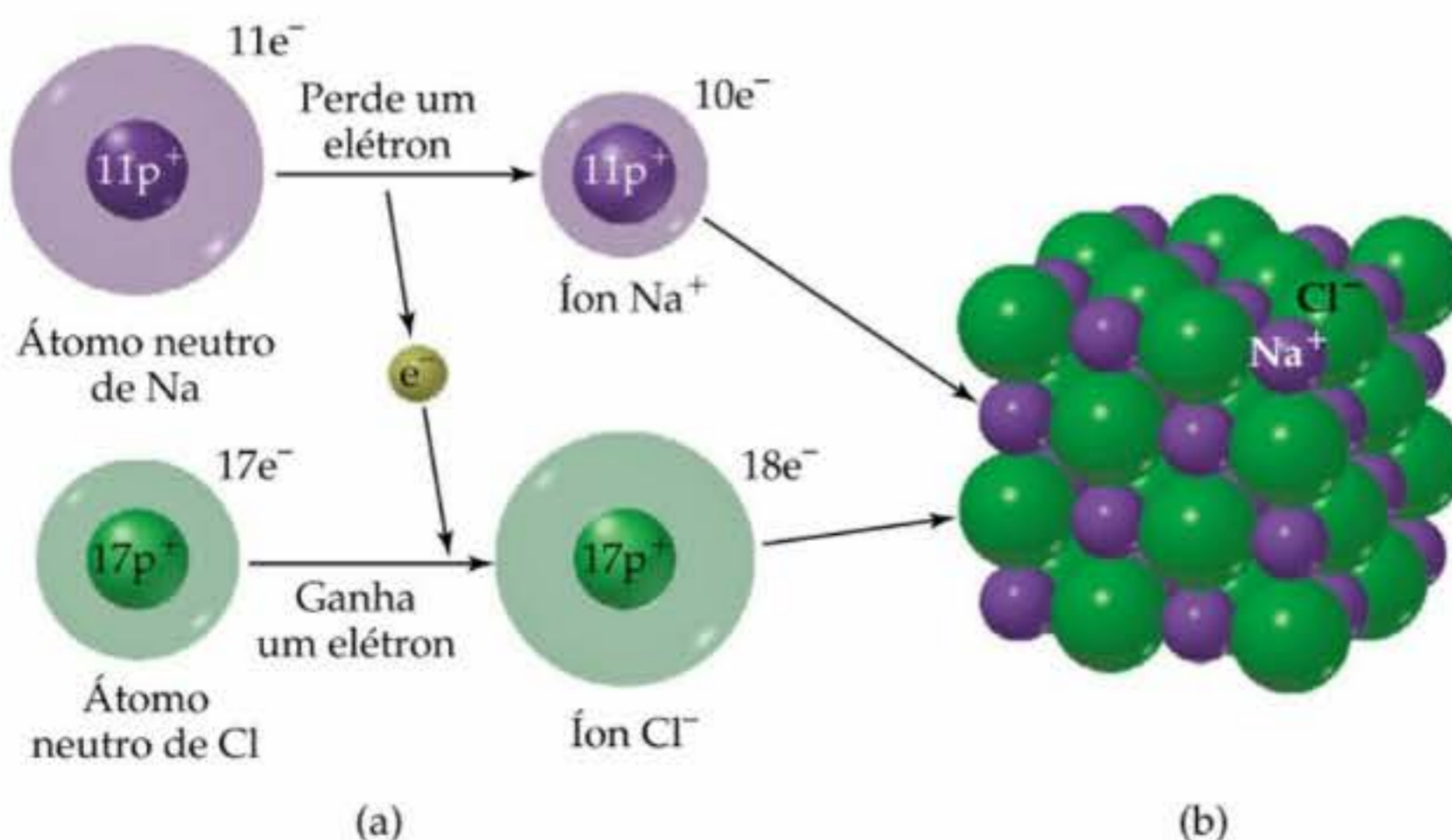
### PRATIQUE

Determine a carga do íon mais estável do alumínio.

**Resposta:** 3+

## Compostos iônicos

Grande parte da atividade química envolve a transferência de elétrons entre substâncias. Íons são formados quando um ou mais elétrons se transferem de um átomo neutro para outro. A Figura 2.23 mostra que, quando o sódio elementar reage com o cloro elementar, um elétron é transferido de um átomo de sódio neutro para um átomo neutro de cloro. Temos, ao final, um íon Na<sup>+</sup> e outro Cl<sup>-</sup>. Entretanto, partículas com cargas opostas se atraem. Dessa forma, os íons Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> ligam-se para formar o cloreto de sódio (NaCl), mais conhecido como sal de cozinha.



**Figura 2.23** (a) A transferência de um elétron de um átomo neutro de Na para um átomo neutro de Cl leva à formação de um íon Na<sup>+</sup> e um íon Cl<sup>-</sup>. (b) O arranjo desses íons no cloreto de sódio sólido é mostrado à direita.

na. O cloreto de sódio é um exemplo de **composto iônico**, que contém tanto íons carregados positiva quanto negativamente.

De maneira geral, podemos dizer se um composto é iônico (constituído de íons) ou molecular (formado por moléculas) a partir de sua composição. Normalmente, cátions são íons metálicos, enquanto ânions são íons não-metálicos. Conseqüentemente, *compostos iônicos são em geral combinações de metais e não-metais*, como em NaCl. Em contraste, *compostos moleculares são quase sempre constituídos somente de não-metais*, como no H<sub>2</sub>O.

**COMO FAZER 2.9**

Quais dos seguintes compostos você classificaria como iônico: N<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>O, CaCl<sub>2</sub>, SF<sub>4</sub>?

**Solução** Concluimos que Na<sub>2</sub>O e CaCl<sub>2</sub> são compostos iônicos porque constituem-se de um metal combinado com um não-metal. Os outros dois compostos, constituídos inteiramente de não-metais, pressupõe-se (corretamente) ser compostos moleculares.

**PRATIQUE**

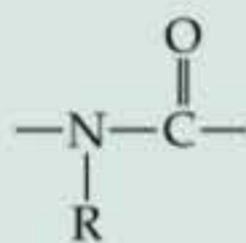
Quais dos seguintes compostos são moleculares: CBr<sub>4</sub>, FeS, P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, PbF<sub>2</sub>?

**Resposta:** CBr<sub>4</sub> e P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>.



**A química e a vida** Elementos necessários aos organismos vivos

A Figura 2.24 mostra os elementos essenciais para a vida. Mais de 97% da massa da maioria dos organismos é atribuída a apenas seis elementos — oxigênio, carbono, hidrogênio, nitrogênio, fósforo e enxofre. A água (H<sub>2</sub>O) é o composto mais comum nos organismos vivos respondendo por no mínimo 70% da massa da maioria das células. O carbono é o elemento mais presente (por massa) nos componentes sólidos das células. Átomos de carbono são encontrados em grande variedade de moléculas orgânicas, nas quais os átomos de carbono estão ligados a outros átomos de carbono ou a átomos de outros elementos, principalmente H, O, N, P e S. Todas as proteínas, por exemplo, contêm os seguintes grupos de átomos que ocorrem repetidamente dentro das moléculas:



(R é um átomo de H ou uma combinação de átomos como CH<sub>3</sub>.)

Além disso, mais 23 elementos foram encontrados em diversos organismos vivos. Cinco são necessários a todos os organismos: Ca<sup>2+</sup>, Cl<sup>-</sup>, Mg<sup>2+</sup>, K<sup>+</sup> e Na<sup>+</sup>. Íons de cálcio, por exemplo, são necessários para a formação óssea e pela transmissão de sinais no sistema nervoso, como os que provocam a contração dos músculos cardíacos fazendo o coração bater. Muitos outros elementos são importantes em quantidades muito pequenas, por isso são chamados *microelementos*. Por exemplo, microquantidades de cobre são necessárias na nossa dieta para auxiliar na síntese da hemoglobina.

**Figura 2.24** Os elementos essenciais para a vida estão indicados por cores. O vermelho indica os seis elementos mais abundantes nos sistemas vivos (hidrogênio, carbono, nitrogênio, oxigênio, fósforo e enxofre). O azul indica os próximos cinco elementos mais abundantes. O verde indica os elementos necessários somente em microquantidades.

1A																	8A
H																	He
2A											3A	4A	5A	6A	7A		
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
		3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	8	9	10	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Os íons em compostos iônicos são arranjados em estruturas tridimensionais. Os arranjos dos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  no  $\text{NaCl}$  são mostrados na Figura 2.23. Como não existem moléculas de  $\text{NaCl}$  distintas, é possível escrever apenas uma fórmula mínima para essa substância. De fato, somente fórmulas mínimas podem ser escritas para a maioria dos compostos iônicos.

Podemos facilmente escrever a fórmula mínima para um composto iônico se conhecemos as cargas dos íons dos quais ele é constituído. Compostos químicos são sempre eletricamente neutros. Conseqüentemente, os íons em um composto iônico em geral ocorrem em uma proporção tal que o total de cargas positivas é igual ao total de cargas negativas. Assim, existe um  $\text{Na}^+$  para cada  $\text{Cl}^-$  (dando  $\text{NaCl}$ ), um  $\text{Ba}^{2+}$  para dois  $\text{Cl}^-$  (dando  $\text{BaCl}_2$ ), e assim por diante.

À medida que considerar estes e outros exemplos, você verá que se as cargas no cátion e no ânion são iguais, o índice inferior em cada um deles será 1. Se as cargas não são iguais, a carga de um íon (sem sinal) se transformará no índice inferior do outro íon. Por exemplo, o composto iônico formado a partir de  $\text{Mg}$  (o qual forma íons  $\text{Mg}^{2+}$ ) e  $\text{N}$  (o qual forma íons  $\text{N}^{3-}$ ) é  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ :



### COMO FAZER 2.10

Quais são as fórmulas mínimas dos compostos formados por (a) íons  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{Cl}^-$ ; (b) íons  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{O}^{2-}$ ; (c) íons  $\text{Mg}^{2+}$  e  $\text{NO}_3^-$ ?

**Solução** (a) São necessários três íons  $\text{Cl}^-$  para balancear a carga de um íon  $\text{Al}^{3+}$ . Logo, a fórmula é  $\text{AlCl}_3$ .

(b) São necessários dois íons  $\text{Al}^{3+}$  para balancear a carga de três íons  $\text{O}^{2-}$  (isto é, a carga total positiva é 6+, e a carga total negativa é 6-). Logo, a fórmula é  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

(c) Necessita-se de dois íons  $\text{NO}_3^-$  para balancear a carga de um íon  $\text{Mg}^{2+}$ . A fórmula é  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ . Nesse caso, a fórmula para a totalidade do íon poliatômico  $\text{NO}_3^-$  tem de ser incluída entre parênteses para deixar claro que o índice inferior 2 aplica-se para todos os átomos daquele íon.

### PRATIQUE

Escreva as fórmulas mínimas para os compostos formados pelos seguintes íons: (a)  $\text{Na}^+$  e  $\text{PO}_4^{3-}$ ; (b)  $\text{Zn}^{2+}$  e  $\text{SO}_4^{2-}$ ; (c)  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{CO}_3^{2-}$ .

**Resposta:**  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; (b)  $\text{ZnSO}_4$ ; (c)  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ .



## Estratégias na química Identificação de padrões

Alguém disse que beber da fonte do conhecimento em um curso de química é o mesmo que beber de um extintor de incêndio. De fato, o ritmo pode algumas vezes parecer estimulante. Com relação ao assunto, entretanto, podemos nos perder nos fatos se não enxergamos os padrões gerais. O valor de identificar padrões e aprender regras e generalizações é que eles nos libertam de aprender (ou tentar decorar) muitos fatos individuais. Os padrões e regras organizam as idéias, assim não nos perdemos em detalhes.

Muitos estudantes sofrem com a química porque não enxergam como os temas se correlacionam, como as idéias se associam. Eles, portanto, tratam qualquer idéia ou problema como único em vez de tratá-lo como um exemplo ou aplicação de uma regra geral, procedimento ou afinidade. Comece a perceber a estrutura do tema. Preste atenção nas tendências e regras que são dadas para resu-

mir um grande número de informações. Perceba, por exemplo, como a estrutura atômica nos ajuda a entender a existência de isótopos (como verificado na Tabela 2.2) e como a tabela periódica nos auxilia a lembrar as cargas dos íons (como observado na Figura 2.22). Você se surpreenderá observando padrões que ainda não foram esmiuçados. Talvez não tenha observado certas tendências nas fórmulas químicas. Examinando a tabela periódica a partir do elemento 11 (Na), encontramos que os elementos formam compostos com o F tendo as seguintes composições:  $\text{NaF}$ ,  $\text{MgF}_2$  e  $\text{AlF}_3$ . Essa tendência continua? Existe  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{PF}_5$ ,  $\text{SF}_6$ ? De fato eles existem. Se você assimilar uma tendência como esta a partir de uma parte da informação vista até agora, então você estará à frente no jogo e já se encontrará preparado para alguns temas que abordaremos em capítulos posteriores.

## Resumo e termos-chave

**Seções 2.1 e 2.2 Átomos** são os componentes básicos da matéria; eles são as menores unidades de um elemento que podem se combinar com outros elementos. Os átomos são compostos de partes ainda menores chamadas **partículas subatômicas**. Algumas dessas partículas são carregadas e seguem o comportamento usual de partículas carregadas: partículas com a mesma carga se repelem, enquanto partículas com cargas diferentes se atraem. Abordamos alguns dos mais importantes experimentos que levaram à descoberta e à caracterização das partículas subatômicas. Os experimentos de Thomson sobre o comportamento dos **raios catódicos** em campos magnéticos e elétricos proporcionaram a descoberta do elétron e permitiram que sua razão carga-massa fosse medida; o experimento da gota de óleo de Millikan determinou a carga do elétron; a descoberta de Becquerel sobre **radioatividade**, a emissão espontânea de radiação pelos átomos, forneceu mais evidências de que o átomo tinha uma subestrutura; e os estudos de Rutherford de como uma película fina de metal desviava partículas  $\alpha$  mostrou que o átomo tinha um **núcleo** denso, carregado positivamente.

**Seção 2.3** Os átomos têm um núcleo que contém **prótons** e **nêutrons**; os **elétrons** movimentam-se no espaço ao redor do núcleo. O valor da carga do elétron,  $1,62 \times 10^{-19}$  C, é chamado **carga eletrônica**. As cargas das partículas são geralmente representadas por múltiplos dessa carga; logo, um elétron tem carga  $1-$  e um próton, carga  $1+$ . As massas dos átomos são quase sempre expressas em termos de **unidades de massa atômica** ( $1 u = 1,66054 \times 10^{-24}$  g). As dimensões dos átomos são normalmente expressas em angströms ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10}$  m).

Os elementos podem ser classificados pelo **número atômico**, o número de prótons no núcleo de um átomo. Todos os átomos de um elemento qualquer têm o mesmo número atômico. O **número de massa** de um átomo é a soma dos números de prótons e nêutrons. Os átomos de um mesmo elemento com número de massa diferente são conhecidos como **isótopos**. Um átomo de um isótopo específico é chamado **nuclídeo**.

**Seção 2.4** A escala de massa atômica é definida atribuindo-se a massa exata de  $12 u$  a um átomo de  $^{12}\text{C}$ . O **peso atômico** (média da massa atômica) de um elemento pode ser calculado a partir das abundâncias relativas dos isótopos desse elemento. O **espectrômetro de massa** fornece a mais direta e acurada maneira de medir experimentalmente os pesos atômicos (e moleculares).

**Seção 2.5** A **tabela periódica** é a organização dos elementos em ordem crescente de número atômico. Elementos com propriedades semelhantes são colocados nas colunas verticais. Os elementos em uma mesma coluna são conhecidos como **grupo** periódico. Os **elementos metálicos**, que correspondem à maioria, dominam o lado esquerdo e o meio da tabela; os **ele-**

**mentos não-metálicos** estão localizados no lado direito superior. Muitos dos elementos localizados na linha que separa os metais dos não-metais são **metalóides**.

**Seção 2.6** Os átomos podem se combinar para formar **moléculas**. Compostos constituídos de moléculas (**compostos moleculares**) normalmente contêm apenas elementos não-metálicos. Uma molécula formada por dois átomos é chamada **molécula diatômica**. A composição de uma substância é dada por sua **fórmula química**. Uma substância molecular pode ser representada por sua **fórmula mínima**, que dá os números relativos de átomos de cada tipo. Entretanto, é geralmente representada pela **fórmula molecular**, que dá os números exatos de cada tipo de átomo em uma molécula. As **fórmulas estruturais** mostram a maneira como os átomos estão ligados na molécula. Os modelos de bola e palito e de preenchimento de espaço são muito usados para representar as moléculas.

**Seção 2.7** Os átomos podem ganhar ou perder elétrons, formando partículas carregadas chamadas **íons**. Os metais tendem a perder elétrons, tornando-se íons carregados positivamente (**cátions**). Os não-metais tendem a ganhar elétrons, formando íons carregados negativamente (**ânions**). Uma vez que **compostos iônicos** são eletricamente neutros, contendo tanto cátions quanto ânions, eles em geral contêm elementos metálicos e não-metálicos. Os átomos ligados entre si, como em uma molécula, mas com carga líquida, são chamados **íons poliatômicos**. As fórmulas químicas usadas para compostos iônicos são fórmulas mínimas, que podem ser rapidamente escritas se as cargas dos íons são conhecidas. A carga total positiva dos cátions em um composto iônico é igual à carga total negativa dos ânions.

**Seção 2.8** O conjunto de regras usado para dar nomes aos compostos químicos é chamado **nomenclatura química**. Estudamos as regras sistemáticas adotadas para dar nome a três classes de substâncias inorgânicas: compostos iônicos, ácidos e compostos moleculares binários. Ao dar nome a um composto iônico, o ânion é nomeado antes do cátion. Os cátions formados de átomos metálicos apresentam o mesmo nome do metal precedidos da preposição *de*. Se o metal pode formar cátions com diferentes cargas, a carga é indicada usando números romanos. Ânions monoatômicos recebem nomes com terminação *-eto*. Ânions poliatômicos contendo oxigênio e outro elemento (**oxiânions**) recebem nomes terminados em *-ato* ou *-ito*.

**Seção 2.9** A **química orgânica** é o estudo dos compostos que contêm carbono. A classe mais simples de moléculas orgânicas é a dos **hidrocarbonetos**, os quais contêm somente carbono e hidrogênio. Os hidrocarbonetos a que cada átomo de carbono está ligado a quatro outros átomos são chamados **alcanos**. Os alcanos têm nomes que terminam em *-ano*, como em *metano* e *etano*.

Os outros compostos orgânicos são formados quando um átomo de H de um hidrocarboneto é substituído por um grupo funcional. Um **álcool**, por exemplo, é um composto no qual um átomo de H de um hidrocarboneto

é substituído por um grupo funcional OH. Os alcoóis têm nomes que terminam em *-ol*, como metanol e etanol. Outras moléculas orgânicas têm ligações múltiplas entre um átomo de carbono e outros átomos.

## Exercícios

### Teoria atômica e a descoberta da estrutura atômica

- 2.1** Como a teoria atômica de Dalton considera o fato de que quando 1,000 g de água decompõe-se em seus elementos, obtêm-se 0,111 g de hidrogênio e 0,889 g de oxigênio independentemente de qual for a origem da água?
- 2.2** Sulfeto de hidrogênio é composto de dois elementos: hidrogênio e enxofre. Em um experimento, 6,500 g de sulfeto de hidrogênio decompõem-se completamente em seus elementos. **(a)** Se 0,384 g de hidrogênio é obtido nesse experimento, quantos gramas de enxofre devem ser obtidos? **(b)** Qual a lei fundamental que o experimento demonstra? **(c)** Como essa lei é explicada pela teoria atômica de Dalton?
- 2.3** Um químico descobre que 30,82 g de nitrogênio reagem com 17,60 g, 35,20 g, 70,40 g ou 88,00 g de oxigênio para formar quatro compostos diferentes. **(a)** Calcule a massa de oxigênio por grama de nitrogênio em cada composto. **(b)** Como os números do item **(a)** confirmam a teoria atômica de Dalton?
- 2.4** Em uma série de experimentos, um químico preparou três compostos diferentes que contêm apenas iodo e flúor e determinou a massa de cada elemento em cada composto:

Composto	Massa de iodo (g)	Massa de flúor (g)
1	4,75	3,56
2	7,64	3,43
3	9,41	9,86

- (a)** Calcule a massa de flúor por grama de iodo em cada composto. **(b)** Como os números do item **(a)** confirmam a teoria atômica?
- 2.5** Faça um resumo das evidências usadas por J. J. Thomson para deduzir que os raios catódicos constituem-se de partículas carregadas negativamente.
- 2.6** Uma partícula carregada negativamente é arremessada entre duas placas carregadas eletricamente, como ilustrado na Figura 2.8. **(a)** Por que o caminho da partícula carregada é curvo? **(b)** Com o aumento da carga você espera que a curvatura aumente, diminua ou permaneça a mesma? **(c)** Com o aumento da massa das partículas, mantendo-se suas velocidades inalteradas, você espera que a curvatura aumente, diminua ou permaneça a mes-

ma? **(d)** Uma partícula desconhecida é lançada através do aparelho. Seu caminho é desviado na direção oposta da partícula carregada negativamente, por um pequeno valor. O que você pode concluir sobre essa partícula desconhecida?

- 2.7** **(a)** Qual é o objetivo da fonte de raios X no experimento da gota de óleo de Millikan (Figura 2.5)? **(b)** Como mostrado na Figura 2.5, a placa carregada positivamente está acima da placa carregada negativamente. Qual seria o efeito na velocidade das gotas de óleo que estão descendo se as cargas nas placas fossem invertidas (negativa acima da positiva)? **(c)** Em sua série original de experimentos, Millikan mediu a carga em 58 gotas de óleo separadas. Por que você acha que ele escolheu tantas gotas antes de chegar às suas conclusões finais?
- 2.8** Millikan determinou a carga no elétron com o estudo das cargas estáticas nas gotas de óleo que caíam em um campo elétrico. Uma estudante realizou esse experimento usando várias gotas de óleo para suas medidas e calculou as cargas nessas gotas obtendo os seguintes dados:

Gotas	Carga calculada (C)
A	$1,60 \times 10^{-19}$
B	$3,15 \times 10^{-19}$
C	$4,81 \times 10^{-19}$
D	$6,31 \times 10^{-19}$

- (a)** Qual o significado do fato de as gotas carregarem cargas diferentes? **(b)** A que conclusão o estudante pode chegar a partir desses dados, no que diz respeito à carga do elétron? **(c)** Qual valor (e com quantos algarismos significativos) ele deverá informar para a carga eletrônica?
- 2.9** **(a)** Na Figura 2.8, os raios  $\gamma$  não são desviados por um campo elétrico. O que você pode concluir sobre a radiação  $\gamma$  a partir dessa observação? **(b)** Por que os raios  $\alpha$  e  $\beta$  são desviados em direções opostas por um campo elétrico, como ilustrado na Figura 2.8?
- 2.10** Por que o modelo nuclear de Rutherford para o átomo é mais consistente com os resultados de seus experimentos de dispersão de partículas  $\alpha$  do que o modelo de 'pudding de ameixa' de Thomson?

**A visão moderna da estrutura atômica; pesos atômicos**

- 2.11** O raio de um átomo de criptônio (Kr) é aproximadamente 1,9 Å. **(a)** Expresse essa distância em nanômetros (nm) e em picômetros (pm). **(b)** Quantos átomos de criptônio você teria de alinhar para perfazer uma distância de 1,0 mm? **(c)** Se assumirmos que o átomo é uma esfera, qual o volume em  $\text{cm}^3$  de apenas um átomo de Kr?
- 2.12** Um átomo de ródio (Rh) tem um diâmetro de aproximadamente  $2,5 \times 10^{-8}$  cm. **(a)** Qual o raio de um átomo de ródio em angström (Å) e em metros (m)? **(b)** Quantos átomos de ródio teriam de ser colocados lado a lado para perfazer uma distância de  $6,0 \mu\text{m}$ ? **(c)** Se considerarmos que o átomo é uma esfera, qual o volume em  $\text{m}^3$  de apenas um átomo de Rh?
- 2.13** Sem consultar a Tabela 2.1, responda às seguintes questões: **(a)** Quais as principais partículas subatômicas de um átomo? **(b)** Qual a carga, em unidades de carga eletrônica, de cada uma das partículas? **(c)** Quais das partículas é a mais pesada? Qual é a menos pesada?
- 2.14** Determine se cada uma das seguintes afirmações é verdadeira ou falsa; se for falsa, corrija a afirmação para torná-la verdadeira: **(a)** O núcleo tem a maior parte da massa e constitui a maior parte do volume de um átomo; **(b)** todo átomo de um elemento qualquer tem o mesmo número de prótons; **(c)** o número de elétrons em um átomo é igual ao seu número de nêutrons; **(d)** os prótons no núcleo do átomo de hélio são mantidos juntos por uma força chamada força nuclear forte.
- 2.15** Quantos prótons, nêutrons e elétrons existem nos seguintes átomos: **(a)**  $^{28}\text{Si}$ ; **(b)**  $^{60}\text{Ni}$ ; **(c)**  $^{85}\text{Rb}$ ; **(d)**  $^{128}\text{Xe}$ ; **(e)**  $^{195}\text{Pt}$ ; **(f)**  $^{238}\text{U}$ ?
- 2.16** Cada um dos seguintes nuclídeos é usado em medicina. Indique o número de prótons e nêutrons em cada nuclídeo: **(a)** fósforo-32; **(b)** cromo-51; **(c)** cobalto-60; **(d)** tecnécio-99; **(e)** iodo-131; **(f)** tálio-201.
- 2.17** Preencha as lacunas da seguinte tabela, supondo que cada coluna represente um átomo neutro:

Símbolo	$^{52}\text{Cr}$				
Prótons		33			77
Nêutrons		42	20		
Elétrons			20	86	
Nº de massa				222	193

- 2.18** Preencha as lacunas da seguinte tabela admitindo que cada coluna represente um átomo neutro:

Símbolo	$^{121}\text{Sb}$				
Prótons		38			94
Nêutrons		50	108		
Elétrons			74	57	
Nº de massa				139	239

- 2.19** Escreva o símbolo correto, com índice superior e índice inferior, para cada um dos seguintes elementos. Use a lista de elementos no encarte deste livro quando for necessário: **(a)** o nuclídeo do háfnio que contém 107 nêutrons; **(b)** o isótopo do argônio com número de massa 40; **(c)** uma partícula  $\alpha$ ?; **(d)** o isótopo do índio com número de massa 115; **(e)** o nuclídeo de silício que tem um número igual de prótons e nêutrons.

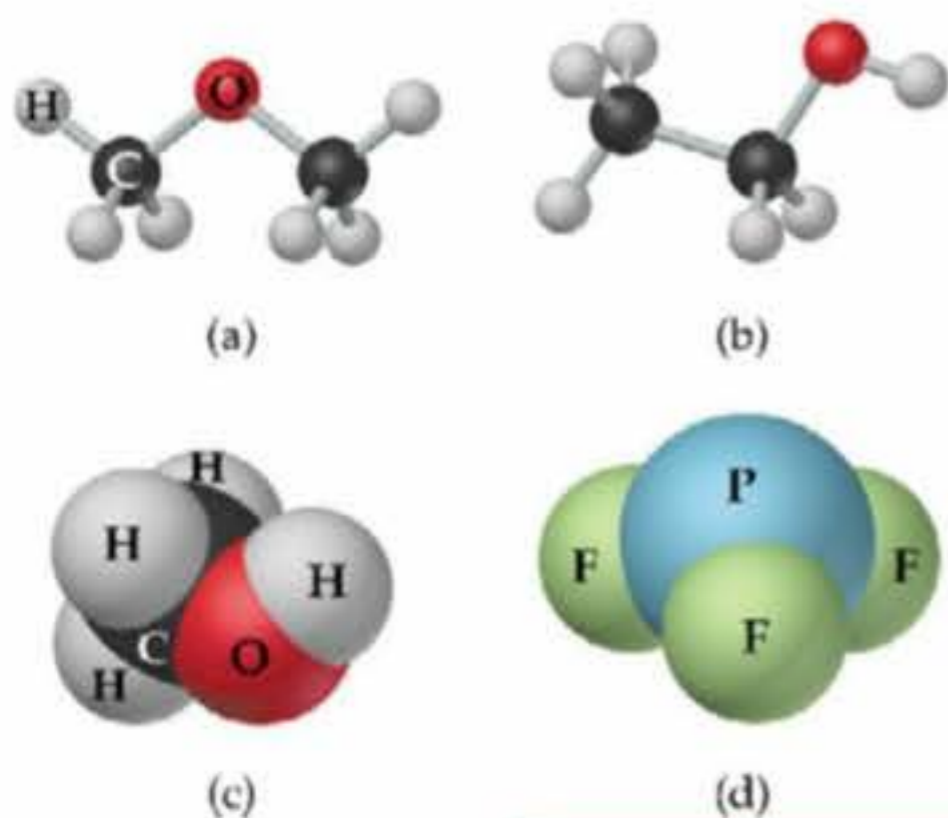
- 2.20** Uma forma de se compreender a evolução da Terra é medindo as quantidades de certos nuclídeos nas rochas. Uma quantidade medida recentemente é a razão entre o  $^{129}\text{Xe}$  e o  $^{130}\text{Xe}$  em alguns minerais. De que forma esses nuclídeos diferem entre si e em quais aspectos eles são iguais?
- 2.21** **(a)** Qual isótopo é usado como padrão para estabelecer a escala de massa atômica? **(b)** A massa atômica do cloro é descrita como 35,5; no entanto, nenhum átomo de cloro tem massa de 35,5 u. Explique.
- 2.22** **(a)** Qual a massa em u de um átomo de carbono-12? **(b)** Por que a massa atômica do carbono é dada como 12,011 na tabela dos elementos e na tabela periódica no encarte deste livro?
- 2.23** O elemento chumbo (Pb) compõe-se de quatro isótopos encontrados na natureza com massas de 203,97302, 205,97444, 206,97587 e 207,97663 u. A abundância relativa desses quatro isótopos são 1,4, 24,1, 22,1 e 52,4%, respectivamente. A partir desses dados, calcule a massa atômica média do chumbo.
- 2.24** Apenas dois isótopos do cobre são encontrados na natureza,  $^{63}\text{Cu}$  (massa = 62,9296 u; 69,17% de abundância) e  $^{65}\text{Cu}$  (massa = 64,9278 u; 30,83% de abundância). Calcule o peso atômico (massa atômica média) do cobre.
- 2.25** **(a)** Qual o princípio básico que relaciona a espectrometria de massa com os experimentos de raios catódicos de Thomson (Figura 2.4)? **(b)** Quais as legendas nos eixos de um espectro de massa? **(c)** Para se obter o espectro de massa de um átomo, ele deve primeiro perder ou ganhar um ou mais elétrons. Qual a razão disso?
- 2.26** O espectrômetro de massa da Figura 2.13 tem um ímã como um de seus componentes. Qual a finalidade desse ímã? **(b)** A massa atômica do Cl é 35,5 u. Entretanto, o espectro de massa do Cl (Figura 2.14) não mostra um pico correspondente a ela. Explique. **(c)** Um espectro de massa de átomos de fósforo (P) mostra apenas um pico correspondente à massa 31. O que você pode concluir dessa observação?
- 2.27** O magnésio encontrado na natureza tem as seguintes abundâncias isotópicas:

Isótopo	Abundância	Massa
$^{24}\text{Mg}$	78,99%	23,98504
$^{25}\text{Mg}$	10,00%	24,98584
$^{26}\text{Mg}$	11,01%	25,98259

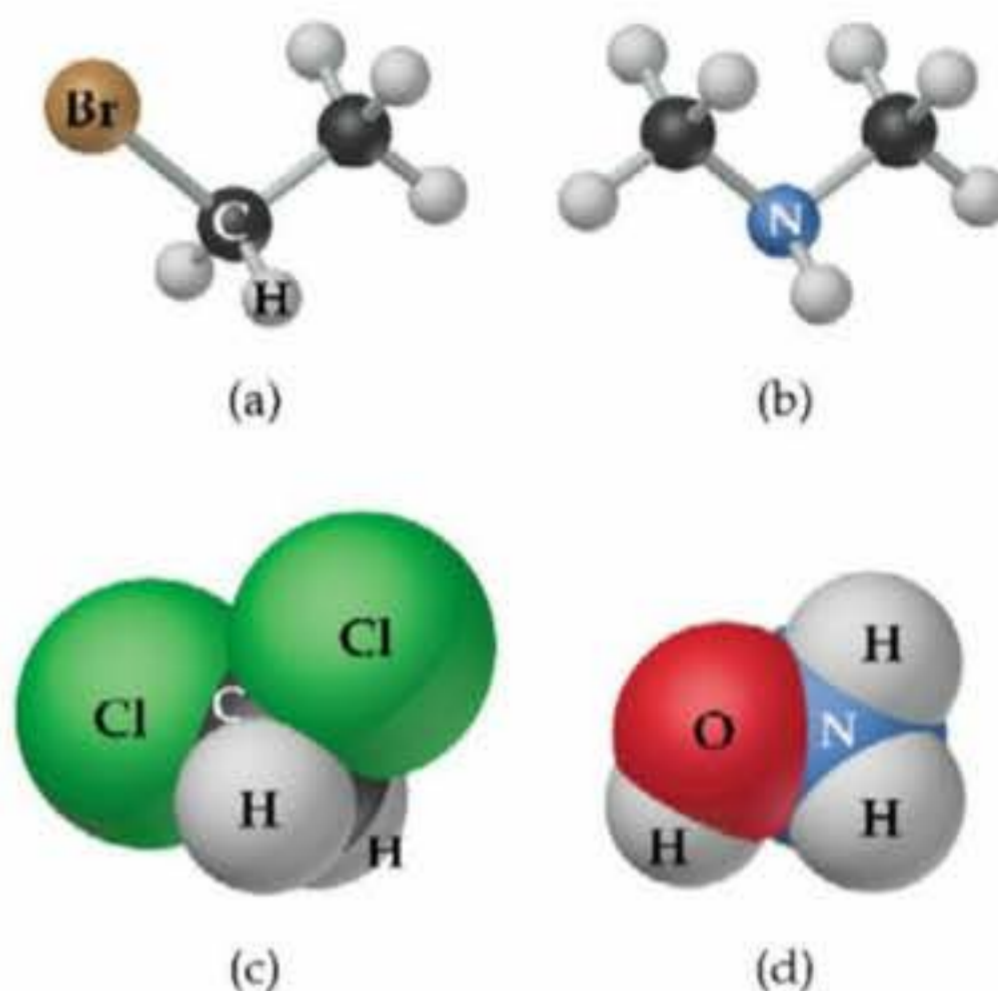
- (a)** Qual a massa atômica média do Mg? **(b)** Esboce o espectro de massa do Mg.
- 2.28** A espectrometria de massa é mais comumente aplicada para moléculas do que para átomos. Veremos no Capítulo 3 que o *peso molecular* é a soma dos pesos atômicos dos átomos na molécula. O espectro de massa do  $\text{H}_2$  é obtido sob condições que evitam a decomposição dos átomos de H. Os dois isótopos de hidrogênio encontrados na natureza são  $^1\text{H}$  (massa = 1,00783 u; 99,9885% de abundância) e  $^2\text{H}$  (massa = 2,01410 u; 0,0115% de abundância). **(a)** Quantos picos o espectro de massa tem? **(b)** Dê as massas atômicas relativas de cada um desses picos. **(c)** Qual pico será o maior e qual será o menor?

## A tabela periódica; moléculas e íons

- 2.29 Para cada um dos seguintes elementos, escreva o símbolo químico respectivo, localize-o na tabela periódica e indique se é um metal, metalóide ou não-metal: (a) prata; (b) hélio; (c) fósforo; (d) cádmio; (e) cálcio; (f) bromo; (g) arsênio.
- 2.30 Localize cada um dos seguintes elementos na tabela periódica, indique se é um metal, metalóide ou não-metal e dê o nome do elemento: (a) Li; (b) Sc; (c) Ge; (d) Yb; (e) Mn; (f) Au; (g) Te.
- 2.31 Para cada um dos seguintes elementos, escreva o símbolo químico respectivo, determine o nome do grupo ao qual ele pertence (Tabela 2.3) e indique se é um metal, um metalóide ou um não-metal: (a) potássio; (b) iodo; (c) magnésio; (d) argônio; (e) enxofre.
- 2.32 Os elementos do grupo 4A mostram uma mudança interessante nas propriedades com o aumento do período. Dê o nome e o símbolo químico de cada elemento no grupo e classifique-o como não-metal, metalóide ou metal.
- 2.33 O que podemos dizer sobre um composto quando conhecemos sua fórmula mínima? Que informação adicional é transmitida pela fórmula molecular? E pela fórmula estrutural? Explique cada caso.
- 2.34 Dois compostos têm a mesma fórmula mínima. Uma substância é um gás, e a outra, um líquido viscoso. Como é possível duas substâncias com a mesma fórmula mínima possuírem propriedades notadamente diferentes?
- 2.35 Determine as fórmulas molecular e mínima dos termos seguintes: (a) o solvente orgânico *benzeno*, que possui seis átomos de carbono e seis átomos de hidrogênio. (b) O composto *tetracloreto de silício*, que possui um átomo de silício e quatro de cloro e é usado na fabricação de chips de computador.
- 2.36 Escreva as fórmulas molecular e mínima dos termos seguintes: (a) a substância reativa *diborano*, que tem dois átomos de boro e seis átomos de hidrogênio; (b) o açúcar chamado *glicose*, que possui seis átomos de carbono, doze átomos de hidrogênio e seis de oxigênio.
- 2.37 Quantos átomos de hidrogênio existem em cada uma das fórmulas: (a)  $C_2H_5OH$ ; (b)  $Ca(CH_3COO)_2$ ; (c)  $(NH_4)_3PO_4$ ?
- 2.38 Quantos dos átomos indicados estão representados por cada fórmula química: (a) átomos de carbono em  $C_2H_5COOCH_3$ ; (b) átomos de oxigênio em  $Ca(ClO_3)_2$ ; (c) átomos de hidrogênio em  $(NH_4)_2HPO_4$ ?
- 2.39 Escreva as fórmulas molecular e estrutural para os compostos representados pelos seguintes modelos moleculares:



- 2.40 Escreva as fórmulas molecular e estrutural para os compostos representados pelos seguintes modelos moleculares:



- 2.41 Escreva a fórmula mínima que corresponde a cada uma das seguintes fórmulas moleculares: (a)  $Al_2Br_6$ ; (b)  $C_8H_{10}$ ; (c)  $C_4H_8O_2$ ; (d)  $P_4O_{10}$ ; (e)  $C_6H_4Cl_2$ ; (f)  $B_3N_3H_6$ .
- 2.42 Na lista seguinte, encontre os grupos de compostos que têm a mesma fórmula mínima:  $C_2H_2$ ,  $N_2O_4$ ,  $C_2H_4$ ,  $C_6H_6$ ,  $NO_2$ ,  $C_3H_6$ ,  $C_4H_8$ .
- 2.43 Cada um dos seguintes elementos é capaz de formar um íon em reações químicas. Recorrendo a uma tabela periódica, determine a carga do íon mais estável de cada um deles: (a) Al; (b) Ca; (c) S; (d) I; (e) Cs.
- 2.44 Usando a tabela periódica, determine a carga dos íons dos seguintes elementos: (a) Sc; (b) Sr; (c) P; (d) K; (e) F.
- 2.45 Usando a tabela periódica para guiá-lo, determine a fórmula e o nome dos compostos formados pelos seguintes elementos: (a) Ga e F; (b) Li e H; (c) Al e I; (d) K e S.
- 2.46 A carga mais comum associada com a prata em seus compostos é  $1+$ . Indique as fórmulas mínimas que você esperaria para os compostos formados entre Ag e (a) iodo; (b) enxofre; (c) flúor.
- 2.47 Determine a fórmula mínima para os compostos iônicos formados por: (a)  $Ca^{2+}$  e  $Br^-$ ; (b)  $NH_4^+$  e  $Cl^-$ ; (c)  $Al^{3+}$  e  $C_2H_3O_2^-$ ; (d)  $K^+$  e  $SO_4^{2-}$ ; (e)  $Mg^{2+}$  e  $PO_4^{3-}$ .
- 2.48 Determine as fórmulas químicas dos compostos formados pelos seguintes pares de íons: (a)  $NH_4^+$  e  $SO_4^{2-}$ ; (b)  $Cu^+$  e  $S^{2-}$ ; (c)  $La^{3+}$  e  $F^-$ ; (d)  $Ca^{2+}$  e  $PO_4^{3-}$ ; (e)  $Hg_2^{2+}$  e  $CO_3^{2-}$ .
- 2.49 Determine se cada um dos seguintes compostos é molecular ou iônico: (a)  $B_2H_6$ ; (b)  $CH_3OH$ ; (c)  $LiNO_3$ ; (d)  $Sc_2O_3$ ; (e)  $CsBr$ ; (f)  $NOCl$ ; (g)  $NF_3$ ; (h)  $Ag_2SO_4$ .
- 2.50 Quais dos seguintes compostos são iônicos e quais são moleculares: (a)  $PF_5$ ; (b)  $NaI$ ; (c)  $SCl_2$ ; (d)  $Ca(NO_3)_2$ ; (e)  $FeCl_3$ ; (f)  $LaP$ ; (g)  $CoCO_3$ ; (h)  $N_2O_4$ ?



## Nomenclatura de compostos inorgânicos; moléculas orgânicas

- 2.51** Dê a fórmula química para: (a) íon cloreto; (b) íon clorato; (c) íon perclorato; (d) íon hipoclorito.
- 2.52** Selênio, um elemento nutricionalmente necessário em quantidades mínimas, forma compostos análogos ao enxofre. Dê nome aos seguintes íons: (a)  $\text{SeO}_4^{2-}$ ; (b)  $\text{Se}^{2-}$ ; (c)  $\text{HSe}^-$ ; (d)  $\text{HSeO}_3^-$ .
- 2.53** Dê nome aos seguintes compostos iônicos: (a)  $\text{AlF}_3$ ; (b)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ; (c)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ; (d)  $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ ; (e)  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ ; (f)  $\text{Hg}_2\text{S}$ ; (g)  $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ ; (h)  $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$ ; (i)  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ; (j)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .
- 2.54** Dê nome aos seguintes compostos iônicos: (a)  $\text{Li}_2\text{O}$ ; (b)  $\text{Fe}(\text{CO}_3)_3$ ; (c)  $\text{NaClO}$ ; (d)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ ; (e)  $\text{Sr}(\text{CN})_2$ ; (f)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ; (g)  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ; (h)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ; (i)  $\text{KMnO}_4$ ; (j)  $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .
- 2.55** Escreva a fórmula química para os seguintes compostos: (a) óxido de cobre(I); (b) peróxido de potássio; (c) hidróxido de alumínio; (d) nitrato de zinco; (e) brometo de mercúrio(I); (f) carbonato de ferro(III); (g) hipobromito de sódio.
- 2.56** Dê a fórmula química para cada um dos seguintes compostos iônicos: (a) dicromato de potássio; (b) nitrato de cobalto(II); (c) acetato de cromo(III); (d) hidreto de sódio; (e) hidrogenocarbonato de cálcio; (f) bromato de bário; (g) perclorato de cobre(II).
- 2.57** Dê o nome ou a fórmula química, como apropriado, para cada um dos seguintes ácidos: (a)  $\text{HBrO}_3$ ; (b)  $\text{HBr}$ ; (c)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; (d) ácido hipocloroso; (e) ácido iódico; (f) ácido sulfuroso.
- 2.58** Dê o nome ou a fórmula química, como apropriado, para cada um dos seguintes ácidos: (a) ácido bromídrico; (b) ácido sulfídrico; (c) ácido nitroso; (d)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ; (e)  $\text{HClO}_3$ ; (f)  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ .
- 2.59** Dê o nome ou a fórmula química, como apropriado, para cada uma das seguintes substâncias moleculares: (a)  $\text{SF}_6$ ; (b)  $\text{IF}_5$ ; (c)  $\text{XeO}_3$ ; (d) tetróxido de dinitrogênio; (e) cianeto de hidrogênio; (f) hexassulfeto de tetrafósforo.
- 2.60** Os óxidos de nitrogênio são componentes muito importantes na determinação da poluição urbana. Dê o nome de cada um dos seguintes compostos: (a)  $\text{N}_2\text{O}$ ; (b)  $\text{NO}$ ; (c)  $\text{NO}_2$ ; (d)  $\text{N}_2\text{O}_5$ ; (e)  $\text{N}_2\text{O}_4$ .
- 2.61** Escreva a fórmula química para cada uma das substâncias químicas mencionadas nas seguintes descrições (use o encarte deste livro para encontrar os símbolos dos elementos que você não conhece): (a) carbonato de zinco pode ser aquecido para formar óxido de zinco e dióxido de carbono. (b) Tratamento de dióxido de silício com ácido fluorídrico forma tetrafluoreto de silício e água. (c) Dióxido de enxofre reage com água para formar ácido sulfuroso. (d) A substância fosfeto de hidrogênio, geralmente chamada de fosfina, é um gás tóxico. (e) Ácido perclórico reage com cádmio para formar perclorato de cádmio(II). (f) Brometo de vanádio(III) é um sólido colorido.
- 2.62** Suponha que você encontre as seguintes frases na sua leitura. Qual é a fórmula química para cada substância mencionada? (a) Hidrogeno carbonato de sódio é usado como desodorante. (b) Hipoclorito de cálcio é usado em algumas soluções alvejantes. (c) Cianeto de hidrogênio é um gás muito venenoso. (d) Hidróxido de magnésio é usado como purgante. (e) Fluoreto de estanho(II) vem sendo utilizado como aditivo de fluoreto em pastas de dente. (f) Quando se trata sulfeto de cádmio com ácido sulfúrico, vapores de sulfeto de hidrogênio são despreendidos.
- 2.63** (a) O que é um hidrocarboneto? (b) Todos os hidrocarbonetos são alcanos? (c) Escreva a fórmula estrutural do etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ). (d) *n*-butano é o alcano com quatro átomos de carbono alinhados. Escreva a fórmula estrutural desse composto e determine suas fórmulas molecular e mínima.
- 2.64** (a) Qual a terminação usada nos nomes dos alcanos? (b) Todos os alcanos são hidrocarbonetos? (c) Escreva a fórmula estrutural para o propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). (d) *n*-hexano é um alcano com todos os seus átomos de carbono em uma linha. Escreva a fórmula estrutural para esse composto e determine suas fórmulas molecular e mínima. (Dica: Talvez você precise consultar a Tabela 2.6.)
- 2.65** (a) O que é um grupo funcional? (b) Qual o grupo funcional que caracteriza um álcool? (c) Referindo-se ao Exercício 2.63, escreva a fórmula estrutural do *n*-butanol, o álcool resultante da substituição em um átomo de carbono de uma das pontas do *n*-butano.
- 2.66** (a) O que etano, etanol e etileno têm em comum? (b) Qual a diferença entre 1-propanol e propano? (c) Com base na fórmula estrutural para o ácido etanóico apresentada no texto, proponha uma fórmula estrutural para o ácido propanóico. Qual sua fórmula molecular?

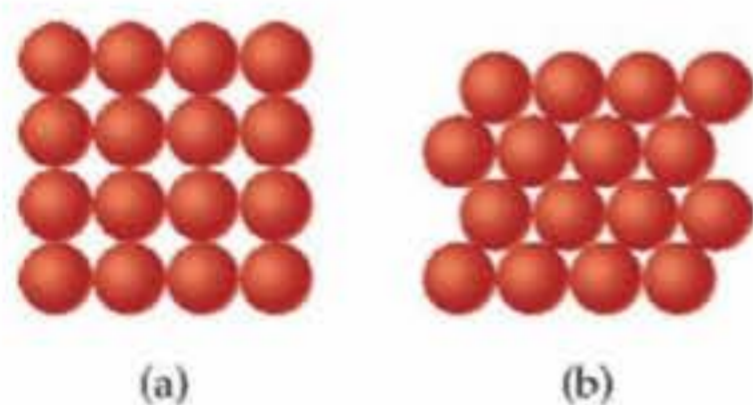
## Exercícios adicionais

- 2.67** Descreva a principal contribuição para a ciência de cada um dos seguintes cientistas: (a) Dalton; (b) Thomson; (c) Millikan; (d) Rutherford.
- [2.68] Suponha que um cientista repita o experimento da gota de óleo de Millikan, mas relate as cargas nas gotas usando uma unidade não usual (e imaginária) chamada *warmomb* (wa). Ele obtém os seguintes dados para quatro das gotas:

Gota	Carga calculada (wa)
A	$3,84 \times 10^{-8}$
B	$4,80 \times 10^{-8}$
C	$2,88 \times 10^{-8}$
D	$8,64 \times 10^{-8}$

- (a) Se todas as gotas tiverem o mesmo tamanho, qual cairá mais lentamente através do aparelho? (b) A partir desses dados, qual a melhor escolha para a carga do elétron em *warmombs*? (c) Com base na resposta do item (b), quantos elétrons existem em cada gota? (d) Qual é o fator de conversão entre *warmombs* e coulombs?
- 2.69** O que é radioatividade? Mostre se você concorda ou discorda da seguinte afirmação, e dê suas razões: a descoberta da radioatividade por Henri Becquerel mostra que o átomo não é indivisível como se acreditou por tanto tempo.
- 2.70** Como Rutherford interpretou as seguintes observações feitas durante seus experimentos de dispersão de partículas  $\alpha$ ? (a) A maioria das partículas  $\alpha$  não é muito desviada quando passava pela película de ouro. (b) Poucas partículas  $\alpha$  eram desviadas com um ângulo muito

- grande. (c) Quais diferenças você esperaria se fosse usado uma película de berílio em vez de uma película de ouro no experimento de dispersão de partículas  $\alpha$ ?
- [2.71] Uma partícula  $\alpha$  é o núcleo de um átomo de  $^4\text{He}$ . (a) Quantos prótons e nêutrons existem em uma partícula  $\alpha$ ? (b) Que força mantém os prótons e nêutrons juntos em uma partícula  $\alpha$ ? (c) Qual é a carga, em unidades de carga eletrônica, em uma partícula  $\alpha$ ? (d) A relação carga-massa de uma partícula  $\alpha$  é  $4,8224 \times 10^4 \text{ C/g}$ . Baseado na carga da partícula, calcule sua massa em gramas e em  $u$ . (e) Usando os dados da Tabela 2.1, compare sua resposta ao item (d) com a soma das massas de uma partícula subatômica individual. Você pode explicar a diferença na massa? (Se não, abordaremos tais diferenças de massa com mais detalhes no Capítulo 21.)
- 2.72 A abundância natural do  $^3\text{He}$  é 0,000137%. (a) Quantos prótons, nêutrons e elétrons existem em um átomo de  $^3\text{He}$ ? (b) Com base na soma das massas de suas partículas subatômicas, qual você espera ser mais pesado, um átomo de  $^3\text{He}$  ou um de  $^3\text{H}$  (também chamado de *trítio*)? (c) Com base em sua resposta para o item (b), que precisão seria necessária para um espectrômetro de massa ser capaz de diferenciar entre os picos relativos ao  $^3\text{He}^+$  e  $^3\text{H}^+$ ?
- 2.73 Um cubo de ouro que tem 1,00 cm de lado tem massa de 19,3 g. Um único átomo de ouro tem massa de 197,0  $u$ . (a) Quantos átomos de ouro há nesse cubo? (b) A partir da informação dada, calcule o diâmetro em Å de um único átomo de ouro. (c) Quais suposições você fez para chegar à resposta do item (b)?
- 2.74 O diâmetro do átomo de rubídio é 4,95 Å. Consideraremos duas maneiras diferentes de colocar os átomos em uma superfície. No arranjo A, todos os átomos estão alinhados uns com os outros. O arranjo B é chamado arranjo de *empacotamento denso* porque os átomos situam-se nas *depressões* formadas pela fileira de átomos anterior:



- (a) Usando o arranjo A, quantos átomos de Rb poderiam ser colocados em uma superfície quadrática que tem 1,0 cm de lado? (b) Quantos átomos de Rb poderiam ser colocados em uma superfície quadrática de 1,0 cm de lado usando o arranjo B? (c) Qual o fator de aumento no número de átomos quando se muda do arranjo B para o arranjo A? Se passarmos para três dimensões, qual arranjo levaria a uma maior densidade para o metal Rb?
- 2.75 (a) Aceitando as dimensões do núcleo e do átomo mostradas na Figura 2.12, qual fração do *volume* de um átomo é ocupada pelo núcleo? (b) Usando a massa do próton da Tabela 2.1 e admitindo que seu diâmetro é  $1,0 \times 10^{-15} \text{ m}$ , calcule a densidade de um próton em  $\text{g/cm}^3$ .

- 2.76 O elemento oxigênio tem três isótopos naturais, com 8, 9 e 10 nêutrons no núcleo, respectivamente. (a) Escreva os símbolos químicos completos para esses três isótopos. (b) Descreva as semelhanças e diferenças entre os três tipos de átomos de oxigênio.
- 2.77 Os químicos normalmente usam o termo *massa atômica* em vez de *massa atômica média*. Mencionamos no texto que o último termo é mais correto. Considerando as unidades de peso e massa, você pode explicar por que esse termo é mais correto?
- 2.78 O gálio constitui-se de dois isótopos naturais com massas de 68,926 e 70,925  $u$ . (a) Quantos prótons e quantos nêutrons existem no núcleo de cada isótopo? Escreva o símbolo atômico completo para cada um, mostrando o número atômico e o número de massa. (b) A massa atômica média do gálio é 69,72  $u$ . Calcule a abundância de cada isótopo.
- [2.79] Usando uma referência apropriada como, por exemplo, o *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, procure as seguintes informações para o níquel: (a) o número de isótopos conhecidos; (b) as massas atômicas (em  $u$ ) e a abundância dos cinco isótopos mais abundantes.
- [2.80] Existem dois isótopos diferentes para os átomos de bromo. Sob condições normais, bromo elementar consiste de moléculas de  $\text{Br}_2$  (Figura 2.19) e a massa de uma molécula de  $\text{Br}_2$  é a soma das massas de dois átomos em uma molécula. O espectro de massa de  $\text{Br}_2$  consiste de três picos:

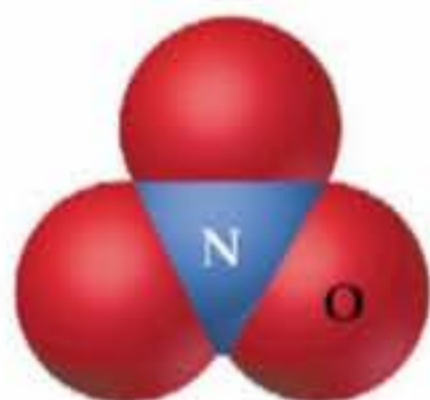
Massa ( $u$ )	Tamanho relativo
157,836	0,2569
159,834	0,4999
161,832	0,2431

- (a) Qual a origem de cada pico (qual a constituição de cada isótopo)? (b) Qual a massa de cada isótopo? (c) Determine a massa molecular média de uma molécula de  $\text{Br}_2$ . (d) Determine a massa atômica média de um átomo de bromo. (e) Calcule as abundâncias dos dois isótopos.
- 2.81 É comum em espectrometria de massa admitir que a massa de um cátion é igual à massa do átomo que lhe deu origem. (a) Usando os dados da Tabela 2.1, determine o número de algarismos significativos que deve ser relatado antes que a diferença nas massas de  $^1\text{H}$  e  $^1\text{H}^+$  seja considerável. (b) Qual porcentagem da massa de um átomo de  $^1\text{H}$  o elétron representa?
- 2.82 *Bronze* é uma liga metálica geralmente usada para aplicações decorativas e em escultura. Um bronze típico compõe-se de cobre, estanho e zinco com quantidades inferiores de fósforo e chumbo. Localize cada um desses cinco elementos na tabela periódica, escreva seus símbolos e identifique o grupo da tabela periódica ao qual eles pertencem.
- 2.83 A partir da seguinte lista de elementos — Ar, H, Ga, Al, Ca, Br, Ge, K, O — escolha aquele que melhor se encaixa em cada descrição; use cada elemento apenas uma vez: (a) metal alcalino; (b) metal alcalino terroso; (c) gás nobre; (d) halogênio; (e) metalóide; (f) não-metal listado no grupo 1A; (g) metal que forma um íon

3+; (h) não-metal que forma um íon 2-; (i) elemento parecido com o alumínio.

2.84 Os primeiros átomos de seabórgio (Sg) foram identificados em 1974. O isótopo de Sg com maior meia-vida tem um número de massa de 266. (a) Quantos prótons, elétrons e nêutrons existem no nuclídeo de  $^{266}\text{Sg}$ ? (b) Os átomos de Sg são muito instáveis e torna-se difícil estudar as propriedades desse elemento. Baseado na posição do Sg na tabela periódica, com qual elemento ele mais se parece em suas propriedades químicas?

2.85 Entre as estruturas moleculares aqui apresentadas, identifique a que corresponde a cada uma das seguintes espécies: (a) gás cloro; (b) propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ; (c) íon nitrato; (d) trióxido de enxofre; (e) cloreto de metila,  $\text{CH}_3\text{Cl}$ .



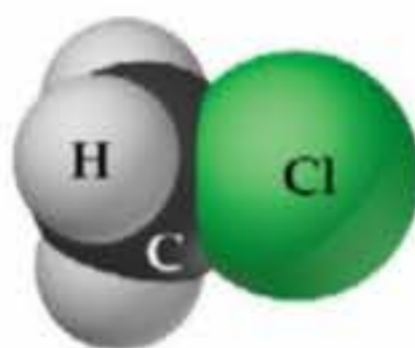
(i)



(ii)



(iii)



(iv)



(v)

2.86 Preencha as lacunas da seguinte tabela:

Símbolo	$^{102}\text{Ru}^{3+}$				Ce
Prótons		34	76		
Nêutrons		46	116	74	82
Elétrons		36		54	
Carga líquida			2+	1-	3+

2.87 Dê o nome dos seguintes óxidos. Considerando que os compostos são iônicos, que carga está associada ao elemento metálico em cada caso? (a)  $\text{NiO}$ ; (b)  $\text{MnO}_2$ ; (c)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ; (d)  $\text{MoO}_3$ .

2.88 O ácido iódico tem fórmula molecular  $\text{HIO}_3$ . Escreva as fórmulas para os seguintes: (a) ânion iodato; (b) ânion periodato; (c) ânion hipoidito; (d) ácido hipoidoso; (e) ácido periódico.

2.89 Os elementos em um mesmo grupo da tabela periódica frequentemente formam oxianions com a mesma fórmula geral. Os ânions também recebem os nomes de maneira análoga. Baseado nessas observações, sugira uma fórmula química ou nome, como apropriado, para cada um dos seguintes íons: (a)  $\text{BrO}_4^-$ ; (b)  $\text{SeO}_3^{2-}$ ; (c) íon arsenato; (d) íon hidrogenotelurato.

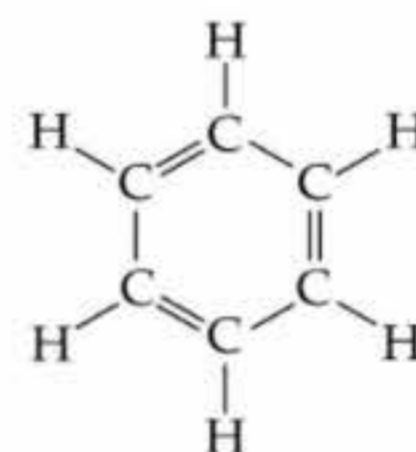
2.90 Dê os nomes químicos de cada um dos seguintes compostos comuns: (a)  $\text{NaCl}$  (sal de cozinha); (b)  $\text{NaHCO}_3$  (bicarbonato de sódio); (c)  $\text{NaOCl}$  (presente em vários alvejantes); (d)  $\text{NaOH}$  (soda cáustica); (e)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  (sais aromáticos); (f)  $\text{CaSO}_4$  (gesso calcinado).

2.91 Muitas substâncias comuns têm nomes vulgares e não sistemáticos. Para cada uma das seguintes, dê o nome sistemático correto: (a) salitre,  $\text{KNO}_3$ ; (b) barrilha,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; (c) cal,  $\text{CaO}$ ; (d) ácido muriático,  $\text{HCl}$ ; (e) sal de Epsom,  $\text{MgSO}_4$ ; (f) leite de magnésia,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

2.92 Muitos íons e compostos têm nomes muito parecidos e existe grande possibilidade de confundi-los. Escreva as fórmulas químicas corretas para distingui-los: (a) sulfeto de cálcio e hidrogenossulfeto de cálcio; (b) ácido bromídrico e ácido brômico; (c) nitreto de alumínio e nitrito de alumínio; (d) óxido de ferro(II) e óxido de ferro(III); (e) amônia e íon amônio; (f) sulfito de potássio e bissulfito de potássio; (g) cloreto mercurioso e cloreto mercúrico; (h) ácido clórico e ácido perclórico.

[2.93] Usando o *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, encontre a densidade, o ponto de fusão e o ponto de ebulição para (a)  $\text{PF}_3$ ; (b)  $\text{SiCl}_4$ ; (c) etanol,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

2.94 Hidrocarbonetos aromáticos são hidrocarbonetos derivados do benzeno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ). A fórmula estrutural para o benzeno é a seguinte:



(a) Qual é a fórmula mínima do benzeno? (b) O benzeno é um alcano? Explique resumidamente sua resposta. (c) O álcool derivado do benzeno, chamado *fenol*, é usado como desinfetante e anestésico tópico. Proponha uma fórmula estrutural para o fenol e determine sua fórmula molecular.

[2.95] O benzeno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ , veja o exercício anterior) contém 0,9226 g de carbono por grama de benzeno; a massa restante é hidrogênio. A tabela a seguir lista o conteúdo de carbono por grama de substância para vários outros hidrocarbonetos aromáticos:

Hidrocarboneto aromático	Gramas de carbono por grama de hidrocarboneto
Xileno	0,9051
Bifenil	0,9346
Mesitileno	0,8994
Tolueno	0,9125

(a) Para o benzeno, calcule a massa de H que combina com 1 g de C. (b) Para os hidrocarbonetos listados na tabela, calcule a massa de H que combina com 1 g de C. (c) Comparando os resultados do item (b) com os do item (a), determine as razões dos menores números de átomos de hidrogênio por átomo de carbono para os hidrocarbonetos na tabela. (d) Escreva as fórmulas mínimas para os hidrocarbonetos na tabela.

2.96 O composto *ciclo-hexano* é um alcano no qual seis átomos de carbono formam um ciclo. A fórmula estrutural incompleta é a seguinte:



(a) Complete a fórmula estrutural para o ciclo-hexano. (b) A fórmula molecular do ciclo-hexano é a mesma do *n*-hexano, na qual os átomos de carbono estão em uma linha reta? Se possível, comente sobre a razão de quaisquer diferenças. (c) Proponha uma fórmula estrutural para o *ciclo-hexanol*, o álcool derivado do ciclo-hexano. (d) Proponha uma fórmula estrutural para o *ciclo-hexeno*, que tem uma ligação dupla carbono-carbono. Ele tem a mesma fórmula molecular do ciclo-hexano?

2.97 A tabela periódica ajuda a organizar o comportamento químico dos elementos. Por meio de discussão de sala de aula ou como um pequeno trabalho, descreva como a tabela periódica é organizada e cite tantas maneiras quantas você possa imaginar nas quais a posição de um elemento na tabela relaciona-se com suas propriedades químicas e físicas.