

A.33 Tem sido dito ironicamente que o único exercício que algumas pessoas fazem é levar um garfo à boca. Qual é a energia gasta para levantar um garfo cheio, de massa total 40,0 g, até a altura de 0,50 m, 30 vezes durante uma refeição?

A.34 Calcule a energia liberada quando um elétron é trazido do infinito até a distância de 53 pm de um próton. (Esta é a distância mais provável de se encontrar um elétron em um átomo de hidrogênio.) A energia liberada quando um elétron e um próton formam um átomo de hidrogênio é 13,6 elétrons-volt (eV; 1 eV = $1,602 \times 10^{-19}$ J). Explique a diferença.

A.35 A expressão $E_p = mgh$ aplica-se somente nas vizinhanças da superfície da Terra. A expressão geral para a energia potencial de uma massa m à distância R do centro da Terra (de massa m_T) é

$E_p = -Gm_T m/R$. Escreva $R = R_T + h$, em que R_T é o raio da Terra, e mostre que quando $h \ll R_T$ essa expressão geral se reduz ao caso especial e encontre uma expressão para g . Você vai precisar usar a expansão $(1 + x)^{-1} = 1 - x + \dots$.

A.36 A expressão para a energia potencial de Coulomb é muito semelhante à expressão da energia potencial gravitacional geral, dada no Exercício A.35. Será que existe uma expressão semelhante a $E_p = mgh$, a mudança de energia potencial quando um elétron muito afastado de um próton se aproxima até uma distância h pequena? Encontre a expressão da forma $E_p = egh$, com uma expressão apropriada para g , usando o mesmo procedimento do Exercício A.35.

B ELEMENTOS E ÁTOMOS

A ciência é a busca da simplicidade. Embora a complexidade do mundo pareça ilimitada, ela tem origem na simplicidade fundamental que a ciência busca descrever. A contribuição da química para essa busca é mostrar como tudo que nos cerca – montanhas, árvores, pessoas, computadores, cérebros, concreto, oceanos – é, de fato, constituído por um punhado de entidades simples.

Os gregos antigos tinham a mesma ideia. Eles pensavam que havia quatro elementos – terra, ar, fogo e água – que podiam produzir todas as outras substâncias quando combinados nas proporções corretas. Seu conceito de elemento é semelhante ao nosso, mas, sabemos agora, com base em experimentos, que existem na realidade mais de 100 elementos que – em várias combinações – compõem toda a matéria da Terra (Fig. B.1).



FIGURA B.1 Amostras de elementos comuns. Em sentido horário, a partir do bromo, líquido de cor marrom-avermelhada, estão o mercúrio, líquido prateado e os sólidos iodo, cádmio, fósforo vermelho e cobre.

B.1 Átomos

Os gregos perguntavam-se o que aconteceria se eles dividissem a matéria em pedaços cada vez menores. Haveria um ponto no qual teriam de parar, porque os pedaços não teriam mais as mesmas propriedades do conjunto, ou eles poderiam continuar indefinidamente? Sabemos hoje que existe um ponto em que temos de parar. Em outras palavras, a matéria é feita de partículas inimaginavelmente pequenas. A menor partícula possível de um elemento é chamada de **átomo**. A história do desenvolvimento do modelo moderno do átomo é uma excelente ilustração de como os modelos científicos são construídos e revisados e continua no Capítulo 1.

O primeiro argumento convincente em favor dos átomos foi apresentado, em 1807, pelo professor de escola elementar e químico inglês John Dalton (Fig. B.2). Ele mediu muitas vezes a razão entre as massas dos elementos que se combinam para formar as substâncias a que chamamos de “compostos” (veja a Seção C) e verificou que as razões entre as massas mostravam uma tendência. Ele encontrou, por exemplo, 8 g de oxigênio para cada 1 g de hidrogênio em todas as amostras de água que estudou, mas que em outro composto

B.1 Átomos

B.2 Modelo nuclear

B.3 Isótopos

B.4 Organização dos elementos

O Apêndice 2D lista os nomes e os símbolos químicos de todos os elementos e dá a origem dos seus nomes.

O nome *átomo* vem do grego e significa “não divisível”.



FIGURA B.2 John Dalton (1766-1844), o professor inglês que usou medidas experimentais para sustentar que a matéria é formada por átomos.

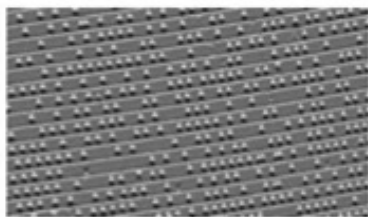


FIGURA B.3 Átomos individuais podem ser vistos como protuberâncias sobre a superfície de um sólido a partir de uma técnica chamada microscopia de varredura por tunelamento (MVT). Esta imagem mostra quanta informação pode ser armazenada nos átomos. As esferas amarelas são átomos de silício distribuídos em uma superfície formada por átomos de ouro e silício em um arranjo que pode ser lido por um microscópio MVT. Estas pequenas filas podem levar a um meio de armazenamento de densidade muito alta.

dos dois elementos (peróxido de hidrogênio), havia 16 g de oxigênio para cada 1 g de hidrogênio. Dados desse tipo levaram Dalton a desenvolver sua hipótese atômica:

- 1 Todos os átomos de um dado elemento são idênticos.
- 2 Os átomos de elementos diferentes têm massas diferentes.
- 3 Um composto utiliza uma combinação específica de átomos de mais de um elemento.
- 4 Em uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos, porém trocam de parceiros para produzir novas substâncias.

Como veremos na Seção B.3, a primeira suposição de Dalton teve de ser modificada porque hoje sabemos que os átomos de um elemento não são idênticos porque podem ter massa ligeiramente diferentes.

Atualmente, a instrumentação de que dispomos fornece evidências muito mais diretas da existência dos átomos do que Dalton dispunha (Fig. B.3). Não existem mais dúvidas de que os átomos existem e que eles são as unidades que formam os elementos. Na verdade, os químicos usam a existência dos átomos para definir o elemento: um elemento é uma substância composta por um único tipo de átomo. Até 2008, 112 elementos haviam sido descobertos ou criados, mas em alguns casos somente em quantidades muito pequenas. Assim, quando o elemento 110 foi fabricado, somente dois átomos do elemento foram produzidos e, mesmo assim, eles duraram uma pequena fração de segundo antes de se desintegrar.

Toda a matéria é feita de várias combinações de formas simples da matéria, chamadas elementos químicos. Um elemento é uma substância formada por um único tipo de átomo.

B.2 Modelo nuclear

Desenvolveremos o modelo moderno de um átomo no Capítulo 1. No momento, tudo que precisamos saber é que, de acordo com o modelo nuclear corrente, um átomo é formado por um núcleo com carga positiva, que é responsável por quase toda a sua massa, cercado por elétrons com carga negativa (representados por e^-). Em comparação com o tamanho do núcleo (diâmetro de cerca de 10^{-14} m), o espaço ocupado pelos elétrons é enorme (diâmetro de cerca de 10^{-9} , cem mil vezes maior). Se o núcleo de um átomo tivesse o tamanho de uma mosca no centro de um campo de beisebol, então o espaço ocupado pelos elétrons vizinhos seria aproximadamente igual ao tamanho do estádio inteiro (Fig. B.4).

A carga positiva do núcleo cancela exatamente a carga negativa dos elétrons circundantes. Em consequência, o átomo é eletricamente neutro (sem carga). Como cada elétron tem uma carga negativa, para cada um deles deve existir uma partícula com uma carga positiva dentro do núcleo. Essas partículas com carga positiva são chamadas de prótons (representados por p) e suas propriedades estão listadas na Tabela B.1. Um próton é praticamente 2 mil vezes mais pesado do que um elétron.

O número de prótons do núcleo atômico de um elemento é chamado de número atômico, Z , do elemento. Assim, por exemplo, para o hidrogênio, $Z = 1$, o que nos diz que o núcleo de um átomo de hidrogênio tem um próton. O hélio tem $Z = 2$; logo, seu núcleo contém dois prótons. Henry Moseley, um jovem cientista britânico, foi o primeiro a determinar números atômicos com precisão, pouco tempo antes de ser morto em ação na Primeira Guerra Mundial. Moseley sabia que, quando os elementos são bombardeados com elétrons rápidos, eles emitem raios X. Ele descobriu que as propriedades dos raios X emitidos por um elemento dependem de seu número atômico, e estudando os raios X de muitos elementos foi capaz de determinar seus valores de Z . Desde então, os cientistas determinaram o número atômico de todos os elementos conhecidos (veja a lista de elementos no final do livro).

Os avanços tecnológicos da eletrônica, no início do século XX, levaram à invenção do espectrômetro de massas, um instrumento que permite a determinação da massa de um átomo (Fig. B.5). Os espectrômetros de massas serão descritos com mais detalhes na Técnica Principal 6, no fim do Capítulo 18. A espectrometria de massas já foi usada na determinação das massas dos átomos de todos os elementos. Sabemos agora, por exemplo, que a massa de um átomo de hidrogênio é $1,67 \times 10^{-27}$ kg e que a de um átomo de carbono é $1,99 \times 10^{-26}$ kg. As massas dos átomos mais pesados não passam de 5×10^{-25} kg, aproximadamente. Sabendo a massa de um átomo, podemos determinar o número desses



FIGURA B.4 Imagine uma mosca no centro deste estádio: seria esse o tamanho relativo do núcleo de um átomo se o átomo fosse ampliado até o tamanho do estádio.

átomos em uma dada massa do elemento, simplesmente dividindo a massa da amostra pela massa de um átomo.

EXEMPLO B.1

Cálculo do número de átomos de uma amostra

Quantos átomos existem em uma amostra de carbono de massa 10,0 g?

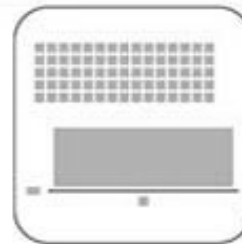
Anteçipe Como os átomos são muito pequenos, devemos esperar um número muito grande.

PLANEJE É preciso dividir a massa da amostra pela massa de um átomo.

RESOLVA A massa de um átomo de carbono é $1,99 \times 10^{-26}$ kg (dada no texto).

De $N = (\text{massa da amostra})/(\text{massa de um átomo})$,

$$N = \frac{\overbrace{10,0 \text{ g}}^{10,0 \text{ g}}}{1,99 \times 10^{-26} \text{ kg}} = 5,03 \times 10^{23}$$



Avalie Como antecipamos, o número de átomos, $5,03 \times 10^{23}$, é muito grande.

Uma nota em boa prática: Observe que tivemos de converter a unidade de massa que foi dada (gramas para a amostra) em unidades que se cancelam (aqui, quilogramas). É sempre prudente converter todas as unidades nas unidades básicas SI.

Teste B.1A A massa de um átomo de ferro é $9,29 \times 10^{-26}$ kg. Quantos átomos de ferro existem em um ímã de ferro cuja massa é 25,0 g?

[Resposta: $2,69 \times 10^{23}$]

Teste B.1B Um garimpeiro que procurava ouro em um riacho do Alasca coletou 12,3 g de peças finas de ouro conhecidas como "pó de ouro". A massa de um átomo de ouro é $3,27 \times 10^{-25}$. Quantos átomos de ouro ele coletou?

No modelo nuclear do átomo, a carga positiva e quase toda a massa estão concentradas no pequeno núcleo e os elétrons com carga negativa que o rodeiam tomam quase todo o espaço. O número atômico é o número de prótons do núcleo.

B.3 Isótopos

Como frequentemente acontece na ciência, uma técnica nova e mais precisa leva a uma descoberta muito importante. Quando os cientistas usaram os primeiros espectrômetros de massas, eles descobriram – o que causou surpresa – que nem todos os átomos de um elemento têm a mesma massa. Em uma amostra de neônio perfeitamente puro, por exemplo, a maior parte dos átomos tem $3,32 \times 10^{-26}$ kg, isto é, cerca de 20 vezes a massa do átomo de hidrogênio. Alguns átomos de neônio, entretanto, são cerca de 22 vezes mais pesados do que o hidrogênio e, outros, cerca de 21 vezes mais (Fig. B.6). Os três tipos de átomos têm o mesmo número atômico e são, sem nenhuma dúvida, átomos de neônio.

A observação de que existem diferenças de massa entre os átomos de um elemento ajudou os cientistas a refinar o modelo nuclear. Eles perceberam que o núcleo atômico deve conter outras partículas subatômicas além dos prótons e propuseram que ele também deve conter partículas eletricamente neutras, chamadas de nêutrons (representados por n). Como os nêutrons não têm carga, sua presença não afeta a carga do núcleo nem o número de elétrons do átomo. Entretanto, eles aumentam substancialmente a massa do núcleo, e, por isso, um número diferente de nêutrons no núcleo dá origem a átomos de massas diferentes, mesmo que os átomos pertençam ao mesmo elemento. Como podemos ver na Tabela B.1, nêutrons e prótons são partículas muito semelhantes, exceto pela carga. Eles são conhecidos como núcleons.

O número total de prótons e nêutrons de um núcleo é chamado de número de massa, A , do átomo. Um núcleo que tem número de massa A é cerca de A vezes mais pesado do que um átomo de hidrogênio, cujo núcleo tem um só próton. Portanto, se sabemos que um

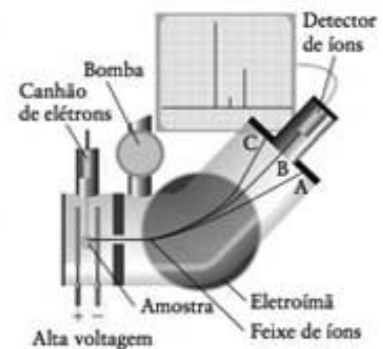


FIGURA B.5 Um espectrômetro de massas é usado para medir as massas dos átomos. Os elétrons saem do canhão de átomos e são acelerados por um campo magnético por uma diferença de potencial. Usa-se uma bomba para remover o ar. À medida que muda a intensidade do campo magnético, o caminho dos íons acelerados movimenta-se de A para C. Quando o caminho está em B, o detector de íons manda um sinal para o registrador. A massa do íon é proporcional à intensidade de campo magnético necessária para mover o feixe até a posição correta para acertar o detector.

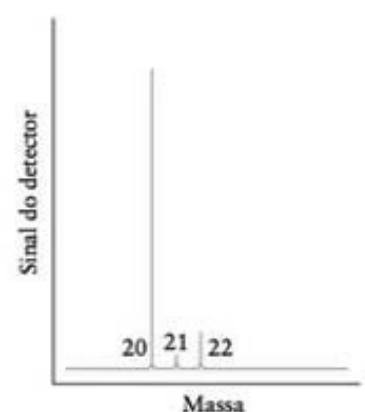


FIGURA B.6 Espectro de massas do neônio. A localização dos picos no eixo x dá a massa dos átomos e as intensidades dão o número relativo de átomos com cada massa.

Outro nome, mais adequado, para o número de massa é número de núcleons.

TABELA B.1 Propriedades das partículas subatômicas

Partícula	Símbolo	Carga*	Massa
elétron	e^-	-1	$9,109 \times 10^{-31}$
próton	p	+1	$1,673 \times 10^{-27}$
nêutron	n	0	$1,675 \times 10^{-27}$

*As cargas são dadas como múltiplos da carga de um próton, que, em unidades SI, vale $1,602 \times 10^{-19}$ C (veja o Apêndice 1B).

átomo é um certo número de vezes mais pesado do que um átomo de hidrogênio, podemos deduzir o número de massa do átomo. Por exemplo, como a espectrometria de massas mostra que existem três tipos de átomos de neônio que são 20, 21 e 22 vezes mais pesados do que um átomo de hidrogênio, podemos inferir que os números de massa dos três tipos de átomos de neônio são 20, 21 e 22. Como, para cada um deles, $Z = 10$, esses átomos de neônio devem conter 10, 11 e 12 nêutrons, respectivamente (Fig. B.7).

Os átomos que têm o mesmo número atômico (e pertencem ao mesmo elemento) e diferentes números de massa são chamados de **isótopos** do elemento. Todos os isótopos de um elemento têm exatamente o mesmo número atômico; logo, eles têm o mesmo número de prótons e elétrons. Um isótopo é nomeado escrevendo-se seu número de massa após o nome do elemento, como em neônio-20, neônio-21 e neônio-22. Seu símbolo é obtido escrevendo-se o número de massa como um sobrescrito à esquerda do símbolo químico do elemento, como em ^{20}Ne , ^{21}Ne e ^{22}Ne . Ocasionalmente, coloca-se o número atômico do elemento como um subscrito à esquerda, como na Figura B.7.

Como os isótopos de um elemento têm o mesmo número de prótons e o mesmo número de elétrons, eles têm essencialmente as mesmas propriedades físicas e químicas. Entretanto, as diferenças de massa entre os isótopos do hidrogênio são comparáveis à massa atômica, o que leva a diferenças consideráveis em algumas propriedades físicas e pequenas variações de algumas propriedades químicas. O hidrogênio tem três isótopos (Tabela B.2). O mais comum (^1H) não tem nêutrons; logo, o núcleo é formado por um próton isolado. Os outros dois isótopos são menos comuns, mas são tão importantes em química e física nuclear que recebem nomes e símbolos especiais. O isótopo que tem um nêutron (^2H) é chamado de *deutério* (D) e o outro, com dois nêutrons (^3H), de *trítio* (T).

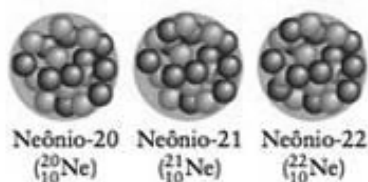


FIGURA B.7 Os núcleos de diferentes isótopos do mesmo elemento têm o mesmo número de prótons, mas número diferente de nêutrons. Estes três diagramas mostram a composição dos núcleos dos três isótopos do neônio. Nesta escala, o átomo deveria ter 1 km de diâmetro. Estes diagramas não têm o objetivo de mostrar como os prótons e os nêutrons estão arranjados dentro do núcleo.

Teste B.2A Quantos prótons, nêutrons e elétrons existem em (a) um átomo de nitrogênio-15; (b) um átomo de ferro-56?

[Resposta: (a) 7, 8, 7; (b) 26, 30, 26]

Teste B.2B Quantos prótons, nêutrons e elétrons existem em (a) um átomo de oxigênio-16; (b) um átomo de urânio-236?

Os isótopos de um elemento têm o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa. Seus núcleos têm o mesmo número de prótons, mas número diferente de nêutrons.

B.4 Organização dos elementos

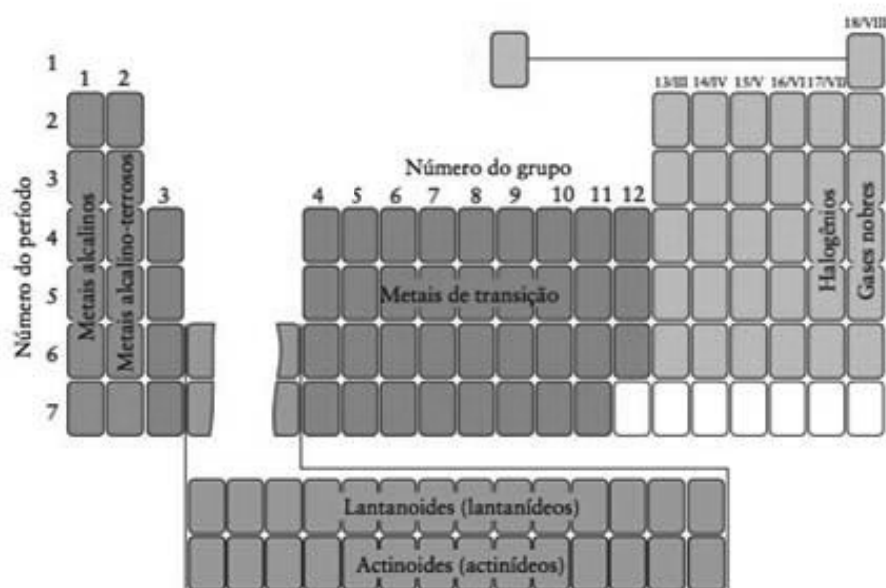
Existem 112 elementos conhecidos, dos quais 88 ocorrem em quantidades significativas na Terra e são considerados como naturais. À primeira vista, a ideia de ter de aprender suas

TABELA B.2 Alguns isótopos de elementos comuns

Elemento	Símbolo	Número atômico, Z	Número de massa, A	Abundância (%)
hidrogênio	^1H	1	1	99,985
deutério	^2H ou D	1	2	0,015
trítio	^3H ou T	1	3	—*
carbono-12	^{12}C	6	12	98,90
carbono-13	^{13}C	6	13	1,10
oxigênio-16	^{16}O	8	16	99,76

*Radioativo, vida curta.

O nome *isótopo* vem das palavras gregas para “o mesmo lugar”.



propriedades pode parecer impossível. A tarefa se torna mais fácil – e mais interessante – devido a uma das mais importantes descobertas da história da química. Os químicos descobriram que, ao serem listados na ordem crescente do número atômico e arranjados em linhas contendo um certo número deles, os elementos formam famílias cujas propriedades têm tendências regulares. O arranjo dos elementos que mostra as relações entre famílias é chamado de Tabela Periódica (ela está impressa no começo deste livro e repetida, de forma esquemática, na Fig. B.8).

As colunas verticais da Tabela Periódica são chamadas de **grupos**. Esses grupos identificam as principais famílias dos elementos. As colunas mais altas (Grupos 1, 2 e 13/III até 18/VIII) são chamadas de **grupos principais** da Tabela. As linhas horizontais são chamadas de **períodos** e são numeradas de cima para baixo. As quatro regiões retangulares da Tabela são chamadas de **blocos s, p, d e f**. Os membros do bloco d, com a exceção dos elementos do Grupo 12 (o grupo do zinco), são chamados de **metais de transição**. Como veremos, esses elementos têm caráter de transição entre os metais do bloco s, que reagem vigorosamente, e os metais menos reativos do lado esquerdo do bloco p. Os membros do bloco f, que aparecem na parte inferior da tabela principal (para economizar espaço), são os **metais de transição internos**. A linha superior desse bloco, começando pelo lantânio (elemento 57), do Período 6, inclui os **lantanoídes** (conhecidos tradicionalmente como “lantanídeos”), e a linha inferior, começando pelo actínio (elemento 89), do Período 7, são os **actinoídes** (conhecidos mais comumente como “actinídeos”).

Alguns dos grupos principais têm nomes especiais que refletem as propriedades comuns dos elementos daquele grupo. Os elementos do Grupo 1 são chamados de **metais alcalinos**. São, todos, metais macios e brilhantes que fundem em temperaturas baixas. Todos produzem hidrogênio em contato com a água (Fig. B.9) – o lítio moderadamente, mas crescendo em violência à medida que descemos no grupo. Os elementos cálcio (Ca), estrôncio (Sr) e bário (Ba), do Grupo 2, são chamados de **metais alcalino-terrosos**, mas o nome é frequentemente estendido aos demais membros do grupo. Os metais do Grupo 2 têm muitas propriedades em comum com os metais do Grupo 1, mas suas reações são menos vigorosas.

No lado extremo direito da Tabela, no Grupo 18/VIII, estão os elementos conhecidos como **gases nobres**. Eles têm esse nome porque se combinam com muito poucos elementos – eles são quimicamente neutros. De fato, até a década de 1960, eles eram conhecidos como “gases inertes”, porque se pensava que não se combinavam com elemento algum. Os elementos do Grupo 18/VIII são gases incolores e inodoros. Os vizinhos dos gases nobres são os **halogênios** do Grupo 17/VII. Muitas das propriedades dos halogênios mostram variações regulares, do flúor (F) ao cloro (Cl), ao bromo (Br) e ao iodo (I). O flúor, por exemplo, tem cor amarelo-pálida e é um gás quase incolor; o cloro é um gás amarelo-esverdeado; o bromo, um líquido marrom-avermelhado; e o iodo, um sólido roxo-escuro

FIGURA B.8 Estrutura da Tabela Periódica, com os nomes de algumas regiões e grupos. Os grupos são as colunas verticais, numeradas de 1 a 18. Os períodos são as linhas horizontais, numeradas de 1 a 7 (o Período 1 é a linha superior – hidrogênio e hélio, e não está numerada na figura). Os elementos do grupo principal são os dos Grupos 1, 2 e 13-18, juntamente com o hidrogênio. Os Grupos 1 e 2 formam o bloco s; os Grupos 3-12, o bloco d; e os Grupos 13-18, o bloco p.

A história da descoberta das relações periódicas por Dmitri Mendeleev pode ser encontrada no Quadro 1.2.

Em algumas versões da Tabela Periódica, você poderá encontrar uma notação diferente para os grupos, com os gases nobres colocados no Grupo VIII, VIIIA ou VIIIB. Essas alternativas estão na tabela impressa, no começo deste livro.

Em algumas versões da Tabela Periódica, os lantanoides começam no lantânio (elemento 57) e, os actinoídes, no actínio (elemento 89).



FIGURA B.9 Os metais alcalinos reagem com a água, produzindo o gás hidrogênio e calor. O potássio reage vigorosamente, produzindo tanto calor que o hidrogênio produzido incendeia-se.



FIGURA B.10 Os halogênios são elementos coloridos. Da esquerda para a direita: o cloro é um gás amarelo-esverdeado; o bromo é um líquido marrom-avermelhado (seu vapor preenche o frasco); e o iodo é um sólido roxo-escuro (observe os pequenos cristais).

(Fig. B.10). Todos os halogênios ocorrem, na forma elementar, como moléculas diatômicas: F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 .

No topo da Tabela Periódica, sozinho, está o hidrogênio. Algumas Tabelas colocam o hidrogênio no Grupo 1; outras, no Grupo 17/VII; e outras, ainda, em ambos os grupos. Nós vamos tratá-lo como um elemento muito especial e não o colocaremos em nenhum grupo.

Os metais são, em sua maioria, sólidos. Somente dois elementos (mercúrio e bromo) são líquidos nas temperaturas comuns e somente 11 são gases. Os elementos são classificados como metais, não metais e metaloides:

Um metal conduz eletricidade, tem brilho, é maleável e dúctil.

Um não metal não conduz eletricidade e não é maleável nem dúctil.

Um metaloide tem a aparência e algumas propriedades de metal, mas se comporta quimicamente como um não metal, dependendo das condições.

Uma substância maleável (da palavra latina para “martelo”) pode ser martelada até transformar-se em folhas finas (Fig. B.11). Uma substância dúctil (da palavra latina para “alongamento”) pode ser alongada em fios. O cobre, por exemplo, é um metal. Ele conduz eletricidade, tem brilho quando polido e é maleável. É tão dúctil que é facilmente transformado em fios. O enxofre, por outro lado, é um não metal. Esse sólido quebradiço amarelo não conduz eletricidade e não pode ser transformado em folhas finas por pressão, nem em fios. As distinções entre metais e metaloides e entre metaloides e não metais não são muito precisas (e nem sempre são feitas), mas os sete elementos mostrados na Figura B.12, na diagonal entre os metais, à esquerda, e os não metais, à direita, são frequentemente considerados metaloides.

A Tabela Periódica é um sumário muito útil das propriedades dos elementos. Mesmo se nunca tivéssemos ouvido falar do ósmio (Os), poderíamos olhar a Tabela Periódica e ver que ele é um metal, porque fica à esquerda dos metaloides (todos os elementos do bloco d são metais). Semelhantemente, mesmo se os químicos não tivessem investigado as reações do radônio (Rn) – que é um gás radioativo perigoso –, poderíamos antecipar que ele se parece com os demais gases nobres, particularmente com o seu vizinho imediato do Grupo 18/VIII, o xenônio (Xe), e forma muito poucos compostos. À medida que você trabalhar



FIGURA B.11 Todos os metais podem ser deformados por marteladas. O ouro chega a formar uma folha tão fina que a luz pode atravessá-la. Aqui, é possível ver a luz de uma chama através da folha de ouro.

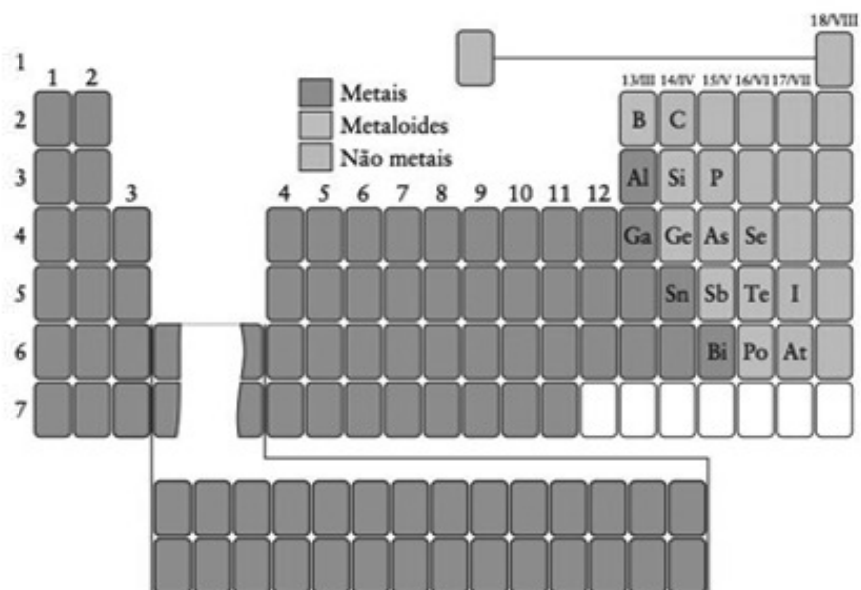


FIGURA B.12 Localização dos sete elementos comumente chamados de metaloides: esses elementos têm características de metais e de não metais. Outros elementos, notadamente o berílio e o bismuto, são algumas vezes incluídos nessa classificação. O boro (B), embora não tenha a aparência de um metal, é incluído porque se parece quimicamente com o silício (Si).

com este texto e encontrar um novo elemento, é uma boa ideia ir buscá-lo na Tabela Periódica, identificar seus vizinhos e tentar prever suas propriedades.

A Tabela Periódica é um arranjo dos elementos que reflete suas relações de família. Os membros do mesmo grupo normalmente mostram a mesma tendência nas propriedades.

CONHECIMENTOS QUE VOCÊ DEVE DOMINAR

- 1 Descrever a estrutura de um átomo.
- 2 Encontrar o número de átomos em uma dada massa de um elemento (Exemplo B.1).
- 3 Encontrar o número de nêutrons, prótons e elétrons de um isótopo (Teste B.2).
- 4 Descrever a organização da Tabela Periódica e as características dos elementos em diferentes regiões da Tabela.

EXERCÍCIOS

B.1 A massa de um átomo de berílio é $1,50 \times 10^{-26}$ kg. Quantos átomos de berílio existem em 0,210 g de um filme de berílio usado como janela de tubos de raios X?

B.2 A massa de um átomo de flúor é $3,16 \times 10^{-26}$ kg. Quantos átomos de flúor estão presentes em um tanque de 3,50 L de gás flúor? A densidade do gás flúor no tanque é $0,777 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

B.3 Dê o número de prótons, nêutrons e elétrons de um átomo de (a) boro-11; (b) ^{10}B ; (c) fósforo-31; (d) ^{238}U .

B.4 Dê o número de prótons, nêutrons e elétrons de um átomo de (a) trítio, ^3H ; (b) ^{69}Ga ; (c) selênio-79; (d) ^{247}Cm .

B.5 Identifique o isótopo que tem átomos com (a) 117 nêutrons, 77 prótons e 77 elétrons; (b) 12 nêutrons, 10 prótons e 10 elétrons; (c) 28 nêutrons, 23 prótons e 23 elétrons.

B.6 Identifique o isótopo que tem átomos com (a) 106 nêutrons, 76 prótons e 76 elétrons; (b) 30 nêutrons, 28 prótons e 28 elétrons; (c) 21 nêutrons, 20 prótons e 20 elétrons.

B.7 Complete a seguinte tabela:

Elemento	Símbolo	Prótons	Nêutrons	Elétrons	Número de massa
	^{36}Cl				
		30			65
			20	20	
lantânio			80		

B.8 Complete a seguinte tabela:

Elemento	Símbolo	Prótons	Nêutrons	Elétrons	Número de massa
ósmio					190
	^{120}Sn				
		74			184
			30	25	

B.9 (a) Que características têm em comum os átomos de argônio-40, potássio-40 e cálcio-40? (b) Em que eles são diferentes? (Pense nos números e tipos de partículas subatômicas.)

B.10 (a) Que características têm em comum os átomos de manganês-55, ferro-56 e níquel-58? (b) Em que eles são diferentes? (Pense nos números de cada tipo de partícula subatômica.)

B.11 Determine a fração da massa total de um átomo de ^{56}Fe que é decorrente dos (a) nêutrons; (b) prótons; (c) elétrons. (d) Qual é a massa de prótons de um automóvel de 1,000 t? Suponha que a massa total do veículo é devido ao ^{56}Fe .

B.12 (a) Determine o número total de prótons, nêutrons e elétrons de uma molécula de tetrafluoreto de carbono, CF_4 , supondo que todos os átomos são dos isótopos mais estáveis dos elementos. (b) Qual é a massa total de prótons, nêutrons e elétrons de uma molécula de tetrafluoreto de carbono? Calcule as três massas.

B.13 Nomeie os elementos (a) Sc; (b) Sr; (c) S; (d) Sb. Verifique seus números de grupo na Tabela Periódica. Identifique cada um como metal, não metal ou metaloide.

B.14 Nomeie os elementos (a) P (b) Pr; (c) Po; (d) Pd. Verifique seus números de grupo na Tabela Periódica. Identifique cada um como metal, não metal ou metaloide.

B.15 Escreva o símbolo do (a) estrôncio; (b) xenônio; (c) silício. Classifique cada um deles como metal, não metal ou metaloide.

B.16 Escreva o símbolo do (a) tálio; (b) európio; (c) cádmio. Classifique cada um deles como metal, não metal ou metaloide.

B.17 Liste os nomes, os símbolos e os números atômicos dos halogênios. Identifique o estado físico normal de cada um.

B.18 Liste os nomes, os símbolos e os números atômicos dos metais alcalinos. Caracterize suas reações com a água e descreva a tendência de seus pontos de fusão.

B.19 Identifique na Tabela Periódica o bloco a que pertencem os seguintes elementos: (a) zircônio, (b) As, (c) Ta, (d) bário, (e) Si, (f) cobalto.

B.20 Descreva três propriedades físicas típicas dos (a) metais; (b) não metais.

B.21 Identifique o elemento que tem átomos com 118 nêutrons e número de massa 200 e determine o número de seu grupo na Tabela Periódica. O elemento é um metal, um não metal ou um metaloide?

B.22 Identifique o elemento que tem átomos com 74 nêutrons e número de massa 127 e determine o número de seu grupo na Tabela Periódica. O elemento é um metal, um não metal ou um metaloide?