

Introdução

1

- 1.1 O Estudo da Química 2
Como Estudar Química
- 1.2 O Método Científico 2
- 1.3 Classificação da Matéria 4
Substâncias e Misturas • Elementos e Compostos
- 1.4 Propriedades Físicas e Químicas da Matéria 7
- 1.5 Medidas 8
Unidades SI • Massa e Peso • Volume • Densidade • Escalas de Temperatura
- 1.6 Trabalhando com Números 13
Notação Científica • Algarismos Significativos • Exatidão e Precisão
- 1.7 Análise Dimensional na Resolução de Problemas 18
Um lembrete sobre Resolução de Problemas

Conceitos Essenciais

- **O Estudo da Química** A Química trata das propriedades da matéria e das transformações que ela sofre. Elementos e compostos são substâncias que participam das transformações químicas.
- **Propriedades Químicas e Físicas** Para caracterizarmos uma substância, precisamos conhecer suas propriedades físicas, que podem ser observadas sem que ocorra mudança de sua identidade, e suas propriedades químicas, que são observadas somente quando ocorrem modificações químicas.
- **Medidas e Unidades** A Química é uma ciência quantitativa e requer medidas. Geralmente, a cada quantidade medida (por exemplo: massa, volume, densidade e temperatura) associa-se uma unidade. As unidades usadas em química baseiam-se no sistema internacional (SI) de unidades.
- **Trabalhando com Números** A notação científica é usada para expressar números grandes e pequenos, e cada número em uma medida deve indicar os dígitos significativos, denominados algarismos significativos.
- **Cálculos em Química** Uma maneira simples e eficiente de efetuar cálculos em química é a análise dimensional. Neste procedimento, monta-se uma equação de tal modo que todas as unidades se cancelam, exceto aquelas que devem permanecer na resposta final.



Metal sódio reagindo com gás cloro para formar cloreto de sódio, ou sal de cozinha. A Química trata das propriedades da matéria e das transformações que ela sofre.

1.1 O Estudo da Química

Seja ou não este o seu primeiro curso de química, certamente você deve ter algumas idéias a respeito da natureza desta ciência e do que fazem os químicos. Provavelmente você deve pensar que a química é praticada em um laboratório por uma pessoa de jaleco branco estudando o que acontece em tubos de ensaio. Essa descrição é aceitável até certo ponto. A Química é, basicamente, uma ciência experimental e boa parte do conhecimento vem da pesquisa realizada em laboratório. Além disso, o químico de hoje pode usar um computador para estudar a estrutura microscópica e as propriedades químicas das substâncias, ou empregar equipamentos eletrônicos sofisticados para analisar poluentes emitidos por automóveis ou substâncias tóxicas presentes no solo. Muitas fronteiras na biologia e na medicina estão sendo exploradas em nível de átomos e moléculas — as unidades estruturais em que se baseia o estudo da química. Os químicos participam no desenvolvimento de novos fármacos e de produtos agrícolas. Mais ainda, os químicos estão buscando soluções para o problema da poluição ambiental e para a substituição das fontes de energia. A maioria das atividades industriais, não importa quais sejam seus produtos, depende da química. Por exemplo, os químicos desenvolveram polímeros (moléculas muito grandes) que as indústrias usam para fabricar uma ampla variedade de produtos, que incluem vestuário, utensílios de cozinha, órgãos artificiais e brinquedos. Na verdade, em razão das suas aplicações diversas, a química é freqüentemente denominada como “ciência central”.

Como Estudar Química

Comparada com outros assuntos, tem-se a noção de que a química é mais difícil que outras matérias, pelo menos em nível introdutório. Uma justificativa para essa percepção é o fato de a química possuir um vocabulário muito especializado. Estudar química é como aprender uma nova linguagem. Além disso, alguns conceitos são abstratos. Mas, com esforço, você poderá concluir o curso com sucesso — e verá que estudar química é também muito agradável. Damos aqui algumas sugestões para ajudá-lo a adquirir bons hábitos de estudo e aproveitar ao máximo o conteúdo deste livro:

- Freqüente as aulas regularmente e faça anotações com atenção.
- Se possível, sempre revise os tópicos que aprendeu no mesmo dia em que foram abordados na aula. Use este livro para complementar suas anotações.
- Pense criticamente. Pergunte a si mesmo se você realmente entendeu o significado de um termo ou o uso de uma equação. Uma boa maneira de testar o seu nível de compreensão é explicar o conceito a um colega de classe ou a alguma outra pessoa.
- Não hesite em fazer perguntas ao seu professor ou monitor da disciplina para esclarecer dúvidas ou solicitar ajuda.

Você verá que a química é muito mais do que números, fórmulas e teorias abstratas. É uma disciplina lógica com idéias e aplicações muito interessantes.

1.2 O Método Científico

Todas as ciências, incluindo as ciências sociais, empregam variações do que é denominado *método científico*, uma *abordagem sistemática à investigação científica*. Por exemplo, um psicólogo que queira saber o efeito do ruído na capacidade das pessoas em aprender química e um químico interessado em medir a quantidade de calor liberada pela combustão do hidrogênio no ar seguirão quase o mesmo procedimento na realização das suas investigações. O primeiro passo é definir cuidadosamente o problema. O segundo inclui a realização de experimentos, fazendo observações cuidadosas e regis-

trando informações, ou *resultados*, sobre o sistema — a parte do universo que está sendo investigada. (Nos exemplos citados, os sistemas são: um grupo de pessoas, que o psicólogo estudará, e uma mistura de hidrogênio e ar.)

Os resultados obtidos em uma investigação podem ser tanto *qualitativos*, que consistem em observações gerais sobre o sistema, quanto *quantitativos*, que compreendem números obtidos em várias medidas do sistema. Os químicos geralmente usam símbolos padronizados e equações no registro de suas medidas e observações. Essa forma de representação não apenas simplifica o processo de manutenção dos registros, como também proporciona uma base comum para a comunicação com outros químicos. A Figura 1.1 resume os passos principais do processo de investigação.

Depois de completar os experimentos e registrar os dados, o próximo passo no método científico é a interpretação, ou seja, o cientista vai tentar explicar o fenômeno observado. Com base nos dados obtidos, o pesquisador formula uma *hipótese*, ou uma explicação para um dado conjunto de observações. Outros experimentos são, então, planejados para testar quantas vezes forem possíveis a validade da hipótese, e o processo se repete.

Após a coleta de grande quantidade de dados, torna-se desejável, com frequência, resumir a informação de maneira concisa, na forma de uma lei. Em ciência, *lei* é um enunciado verbal ou matemático, conciso, que trata de uma relação entre fenômenos, e que é sempre invariável nas mesmas condições. Por exemplo, de acordo com a segunda lei do movimento de Sir Isaac Newton, da qual talvez você se recorde da ciência do ensino médio, a força é igual ao produto da massa pela aceleração ($F = ma$). De acordo com essa lei, um aumento no valor da massa ou da aceleração de um objeto sempre resultará em um aumento proporcional do valor da força do objeto, e uma diminuição da massa ou da aceleração sempre resultará em uma diminuição da força.

As hipóteses que sobrevivem a vários testes experimentais para comprovar suas validades podem evoluir para teorias. Uma *teoria* é um princípio unificador que explica um conjunto de fatos e/ou as leis que neles se baseiam. As teorias também são constantemente testadas. Se uma teoria for refutada por um experimento, terá de ser eliminada, ou então modificada de modo que se torne consistente com as observações experimentais. Comprovar ou refutar uma teoria pode demorar anos ou até séculos, em parte porque a tecnologia necessária pode não estar disponível. A teoria atômica, que estudaremos no Capítulo 2, é um desses casos. Foram necessários mais de dois mil anos para elaborar esse princípio fundamental da química, proposto por Demócrito, um antigo filósofo grego.

Raramente o progresso científico ocorre em rígidas etapas. Algumas vezes, a lei pode preceder a teoria; outras, acontece o contrário. Dois cientistas podem começar a trabalhar em um projeto exatamente com o mesmo objetivo, mas terminar com abordagens totalmente diferentes. Eles podem ser conduzidos a direções muito diferentes, afinal, como para qualquer pessoa, seu modo de pensar e de trabalhar é influenciado por sua experiência e personalidade.

Embora o crédito da formulação de uma teoria ou de uma lei muitas vezes seja atribuído a um único indivíduo, as grandes descobertas, em geral, resultam de contribuições cumulativas e da experiência de muitos indivíduos que nelas trabalharam. Há, naturalmente, um elemento de sorte envolvido nas descobertas científicas, mas diz-se que “a sorte favorece uma mente preparada”. É preciso ser uma pessoa atenta e bem treinada para reconhecer o significado de uma descoberta acidental e tirar vantagem disso. É freqüente o público tomar conhecimento dos avanços científicos mais espetaculares. Para cada história de sucesso, todavia, há centenas de casos em que cientistas passaram anos trabalhando em projetos que não foram bem-sucedidos. Resultados positivos foram obtidos depois de muitos erros e de forma tão lenta que passaram despercebidos. No entanto, mesmo os insucessos contribuem de alguma maneira para um conhecimento cada vez maior sobre o universo físico. É o amor pela pesquisa que mantém muitos cientistas no laboratório.

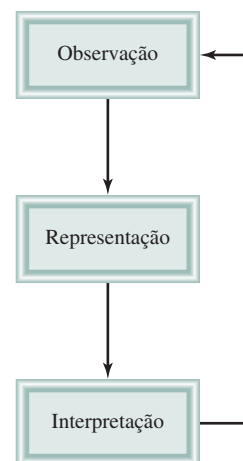


Figura 1.1

Os três níveis de estudo da química e as suas relações: a observação trata de eventos do mundo macroscópico; átomos e moléculas constituem o mundo microscópico. A representação é uma simplificação científica para descrever um experimento usando símbolos e equações químicas. Os químicos usam o seu conhecimento de átomos e moléculas para explicar um fenômeno observado.

化学

“Estudo das transformações”
é o significado dos caracteres
chineses para Química.

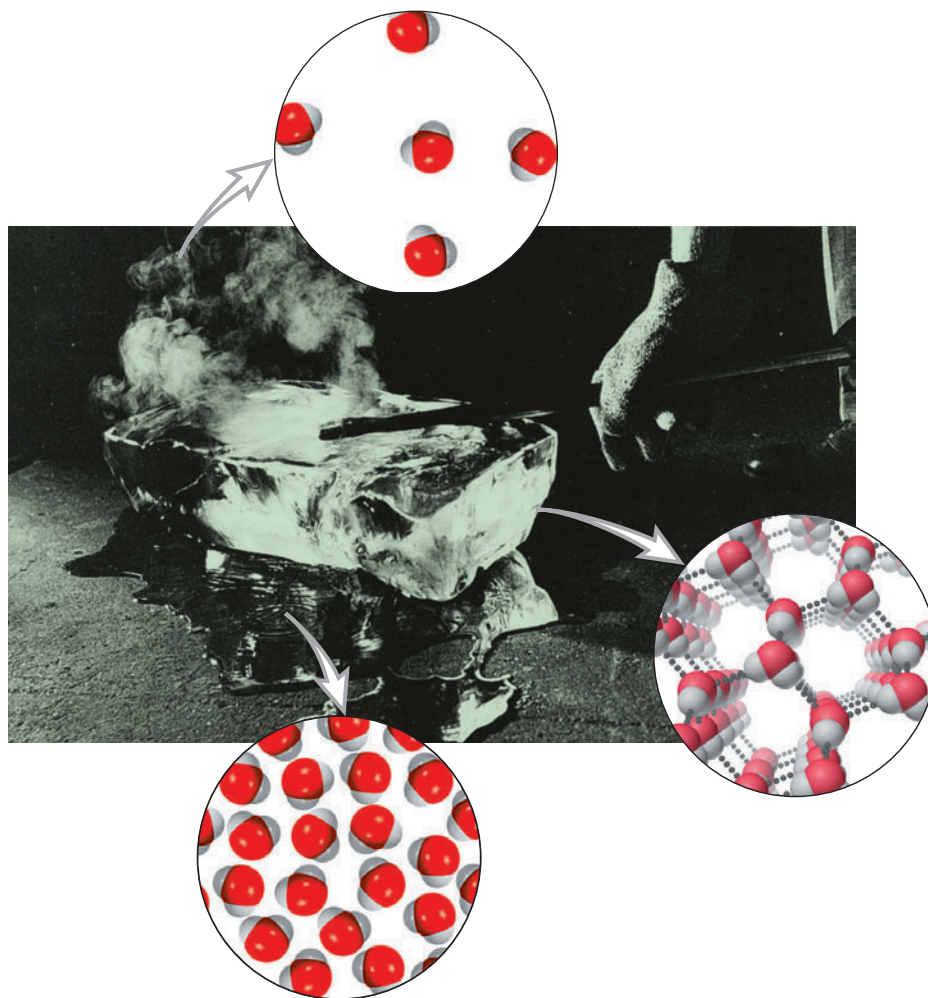
1.3 Classificação da Matéria

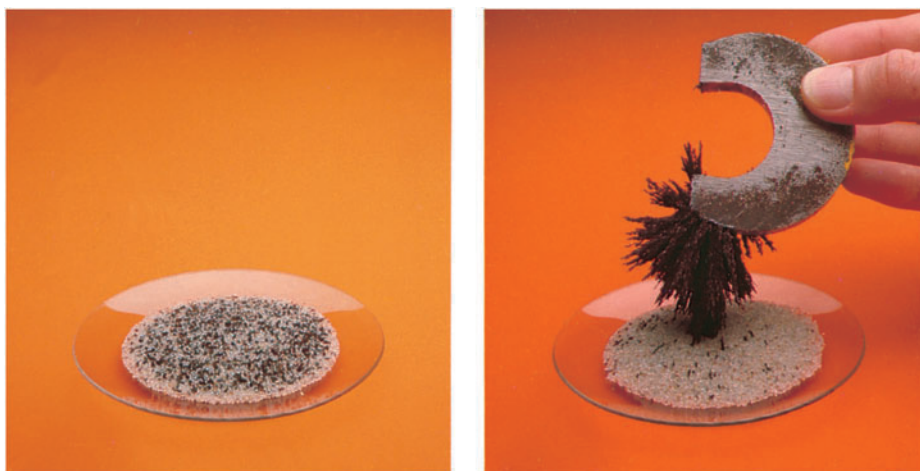
Matéria é tudo aquilo que ocupa espaço e tem massa. A **química** trata do estudo da matéria e das transformações que ela sofre. Toda matéria, pelo menos em princípio, pode existir em três estados: sólido, líquido e gasoso. Sólidos são objetos rígidos com formas definidas. Os líquidos são menos rígidos que os sólidos e são fluidos, sendo capazes de fluir e assumir a forma dos recipientes que os contêm. Os gases são fluidos como os líquidos mas, diferentemente desses, podem se expandir indefinidamente.

Os três estados da matéria podem ser interconvertidos sem que haja mudança na composição da substância. Com aquecimento, um sólido (por exemplo, gelo) irá fundir-se para formar um líquido (a água). (A temperatura em que essa transição ocorre é denominada *ponto de fusão*.) Posterior aquecimento irá converter o líquido em gás. (Essa conversão ocorre no *ponto de ebulição* do líquido.) Por outro lado, sob resfriamento, um gás se condensa em líquido. Quando o líquido é resfriado, congela na forma sólida. A Figura 1.2 mostra os três estados da água. Dentre as substâncias comuns, a água apresenta propriedades peculiares, uma vez que as moléculas no estado líquido estão mais próximas entre elas do que no estado sólido.

Figura 1.2

Os três estados da matéria. Uma barra de ferro quente transforma gelo em água e vapor.





(a)

(b)

Figura 1.3

(a) A mistura contém limalha de ferro e areia. (b) Um ímã separa a limalha de ferro da mistura. A mesma técnica é usada, em uma escala maior, para separar o ferro e o aço de objetos não magnéticos como o alumínio, o vidro e os plásticos.

Substâncias e Misturas

Uma **substância** é uma forma de matéria que tem uma composição definida (constante) e propriedades características. Exemplos de substâncias são: a água, a prata, o etanol, o sal (cloreto de sódio) e o dióxido de carbono. As substâncias diferem umas das outras quanto à composição, e podem ser identificadas pelo aspecto, odor, sabor e outras propriedades. Atualmente, mais de 20 milhões de substâncias são conhecidas e a lista cresce rapidamente.

Uma **mistura** é uma combinação de duas ou mais substâncias em que estas conservam as suas identidades características. Alguns exemplos são o ar, as bebidas refrigerantes, o leite e o cimento. As misturas não têm uma composição constante. Por isso, amostras de ar coletadas em várias cidades certamente terão composições diferentes em decorrência das diferenças de altitude, poluentes e assim por diante.

As misturas podem ser homogêneas ou heterogêneas. Ao colocar uma colher de açúcar em água, o açúcar se dissolve e a composição da mistura, após suficiente agitação, é a mesma em toda a extensão da solução. Essa solução é uma **mistura homogênea**. Se areia for misturada com limalha de ferro, contudo, os grãos de areia e as limalhas de ferro mantêm-se separados (Figura 1.3). Esse tipo de mistura, em que a composição não é uniforme, é chamado de **mistura heterogênea**. Ao se adicionar óleo à água, obtém-se outra mistura heterogênea porque a composição do líquido resultante não é constante.

Qualquer mistura, homogênea ou heterogênea, pode ser criada e depois separada, por meios físicos, nos seus componentes puros sem que ocorra alteração na identidade desses componentes. Assim, o açúcar pode ser recuperado de uma solução aquosa por aquecimento e evaporação da água até à secura. A condensação do vapor de água permite recuperar esse outro componente. Para separarmos a mistura ferro-areia, podemos usar um ímã para isolar a limalha de ferro, pois a areia não é atraída por esse (veja a Figura 1.3b). Depois da separação, os componentes da mistura terão a mesma composição e propriedades que tinham no início.

Elementos e Compostos

Uma substância pode ser constituída por um elemento ou um composto. Um **elemento** é uma substância que não pode ser separada em substâncias mais simples por processos químicos. Até agora, foram identificados 115 elementos. (Veja a lista dos elementos no início do livro.)



Interatividade:
Substâncias e Misturas.
Centro de Aprendizagem
Online, Interativo.



Interatividade:
Elementos. Centro de
Aprendizagem Online,
Interativo.

TABELA 1.1 Alguns Elementos Comuns e os Seus Símbolos

Nome	Símbolo	Nome	Símbolo	Nome	Símbolo
Alumínio	Al	Flúor	F	Oxigênio	O
Arsênio	As	Ouro	Au	Fósforo	P
Bário	Ba	Hidrogênio	H	Platina	Pt
Bromo	Br	Iodo	I	Potássio	K
Cálcio	Ca	Ferro	Fe	Silício	Si
Carbono	C	Chumbo	Pb	Prata	Ag
Cloro	Cl	Magnésio	Mg	Sódio	Na
Crômio	Cr	Mercúrio	Hg	Enxofre	S
Cobalto	Co	Níquel	Ni	Estanho	Sn
Cobre	Cu	Nitrogênio	N	Zinco	Zn

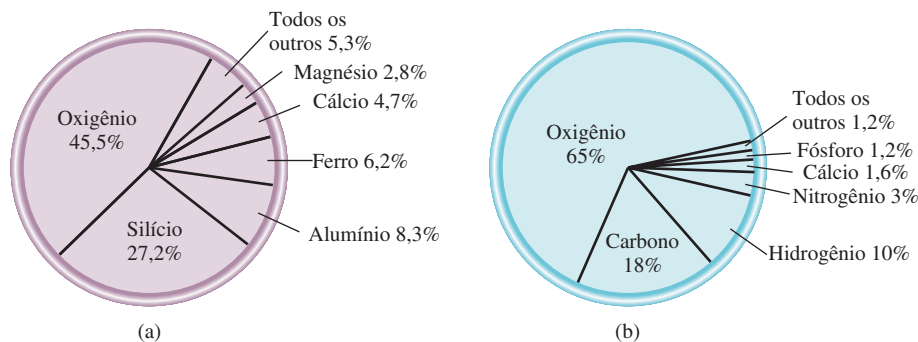
Os químicos usam símbolos do alfabeto para representar os elementos. A primeira letra do símbolo é *sempre* maiúscula e a segunda, *minúscula*. Por exemplo, Co é o símbolo do elemento cobalto, enquanto CO é a fórmula da molécula do monóxido de carbono que é constituída pelos elementos carbono e oxigênio. A Tabela 1.1 mostra os nomes e os símbolos de alguns elementos mais comuns. Os símbolos de alguns elementos são derivados do latim — por exemplo, Au de *aurum* (ouro), Fe de *ferrum* (ferro) e Na de *natrium* (sódio) —, enquanto a maior parte deles vem do inglês.

A Figura 1.4 mostra os elementos mais abundantes na crosta terrestre e no corpo humano. Como se pode observar, apenas cinco elementos (oxigênio, silício, alumínio, ferro e cálcio) constituem mais do que 90% da crosta da Terra. Desses cinco elementos, somente o oxigênio está entre os mais abundantes nos sistemas vivos.

A maior parte dos elementos pode interagir com um ou mais outros elementos para formar compostos. Podemos definir um **composto** como *uma substância composta de átomos de dois ou mais elementos quimicamente unidos em proporções fixas*. O hidrogênio gasoso, por exemplo, queima em presença de gás oxigênio para formar a água, um composto que tem propriedades bastante diferentes daquelas dos materiais iniciais. A água é constituída por duas partes de hidrogênio e uma parte de oxigênio. Essa composição não se altera, quer a água venha de uma torneira na sua casa, do rio Yang-tze na China ou de uma calota de gelo de Marte. Diferentemente das misturas, os compostos somente podem ser separados em seus componentes puros por processos químicos.

Figura 1.4

(a) Abundância natural dos elementos em percentagem de massa. Por exemplo, a abundância do oxigênio é de 45,5%. Isso significa que em uma amostra de 100 g da crosta terrestre há, em média, 45,5 g do elemento oxigênio. (b) Abundância dos elementos no corpo humano em percentagem de massa.



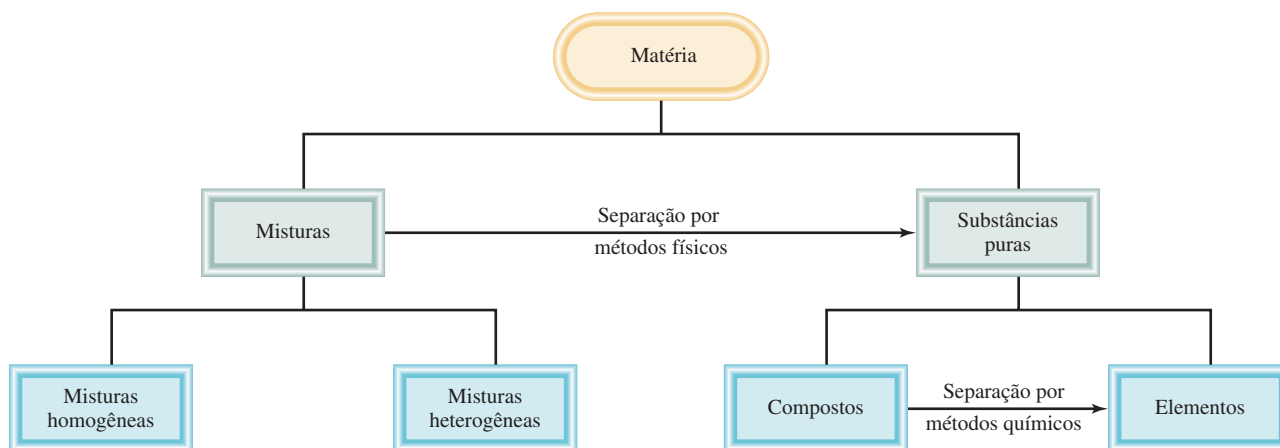


Figura 1.5 A classificação da matéria.

As relações entre os elementos, compostos e outras categorias de matéria estão resumidas na Figura 1.5.

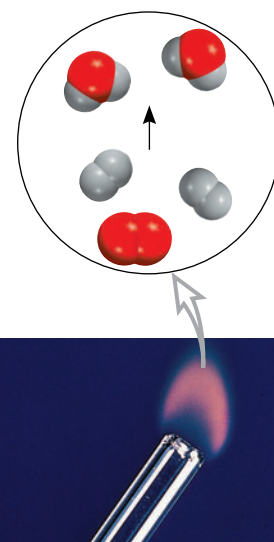
1.4 Propriedades Físicas e Químicas da Matéria

As substâncias são identificadas pelas suas propriedades, bem como pelas suas composições. A cor, o ponto de fusão, o ponto de ebulição, e a densidade são propriedades físicas. Uma **propriedade física** pode ser medida e observada sem que haja alteração na composição ou na identidade de uma substância. Por exemplo, podemos medir o ponto de fusão do gelo aquecendo um bloco de gelo e registrando a temperatura na qual ele se converte em água. A água difere do gelo apenas na aparência, não na composição, logo essa é uma transformação física; podemos congelar a água e recuperar o gelo na forma original. Portanto, o ponto de fusão de uma substância é uma propriedade física. Do mesmo modo, quando dizemos que o gás hélio é mais leve que o ar, estamos nos referindo a uma propriedade física.

Por outro lado, a afirmação “O hidrogênio queima em presença do gás oxigênio para formar água” descreve uma **propriedade química** do hidrogênio, porque para observar esta propriedade temos de realizar uma transformação química, nesse caso, a combustão. Depois da transformação, as substâncias originais, o hidrogênio e o oxigênio gasosos, terão desaparecido e uma substância química diferente — água — terá se formado. Não é possível recuperar o hidrogênio nem o oxigênio a partir da água recorrendo a uma transformação física, como ebulição ou congelamento.

Sempre que cozinhamos um ovo, realizamos uma transformação química. Quando submetidas a uma temperatura de cerca de 100°C, a gema e a clara do ovo sofrem mudanças que alteram não só seus aspectos físicos, mas também sua constituição química. Ao ser ingerido, o ovo novamente é transformado, em nosso organismo, por substâncias denominadas *enzimas*. O processo de digestão é outro exemplo de transformação química. O que acontece durante esse processo depende das propriedades químicas, das enzimas específicas e também do tipo de alimento.

Todas as propriedades mensuráveis da matéria podem ser classificadas em duas categorias: propriedades extensivas e propriedades intensivas. O valor medido de uma **propriedade extensiva** depende da quantidade de matéria considerada. Massa, comprimento e volume são propriedades extensivas. Mais matéria significa mais massa. Os valores da mesma propriedade extensiva podem ser somados. Por exemplo, duas moedas de cobre terão uma massa total que é igual à soma das massas de cada moeda; o volume total de água em dois béqueres é igual à soma dos volumes de água contidos em cada um deles.



Hidrogênio queima no ar para formar água.

O valor medido de uma *propriedade intensiva* não depende da quantidade de matéria considerada. A temperatura é uma propriedade intensiva. Vamos supor que tenhamos dois béqueres com água a mesma temperatura. Se juntarmos os conteúdos de água dos dois béqueres em um béquer maior, a temperatura da água neste béquer será a mesma que aquelas dos béqueres separados. Ao contrário da massa e do volume, a temperatura e outras propriedades intensivas, tais como ponto de fusão, ponto de ebulição e densidade, não são aditivas.

1.5 Medidas

O estudo da química depende muito da realização de medidas. Por exemplo, os químicos usam medidas para comparar propriedades de diferentes substâncias e para avaliar modificações ocorridas em um experimento. Alguns instrumentos comuns permitem-nos medir propriedades de uma substância: a régua mede comprimento; a bureta, a pipeta, a proveta e o balão volumétrico medem volume (Figura 1.6); a balança mede massa; o termômetro, temperatura. Esses instrumentos servem para medidas de *propriedades macroscópicas*, que podem ser determinadas diretamente. As *propriedades microscópicas*, na escala atômica ou molecular, têm de ser determinadas por métodos indiretos, como veremos no Capítulo 2.

Uma quantidade medida é geralmente escrita na forma de um número acompanhado de uma unidade apropriada. Dizer que a distância de carro entre São Paulo e Rio de Janeiro por determinado caminho é 429 não tem qualquer significado. Temos de especificar que a distância é de 429 quilômetros. Na ciência, as unidades são essenciais para expressar corretamente as medidas.

Unidades SI

Durante muitos anos os cientistas registraram as medidas em *unidades métricas*, que estão relacionadas em termos decimais, isto é, por potências de 10. Contudo, em 1960, a Conferência Geral de Pesos e Medidas, autoridade internacional em unidades, propôs um sistema métrico revisto denominado *Sistema Internacional de Unidades* (abrevia-



Interatividade:
Unidades Básicas do SI
Centro de Aprendizagem
Online, Interativo.

Figura 1.6

Alguns instrumentos para medidas de volume comuns em um laboratório de química. Esses instrumentos não estão em escala proporcional uns em relação aos outros. Discutiremos a utilização desses instrumentos de medida no Capítulo 4.

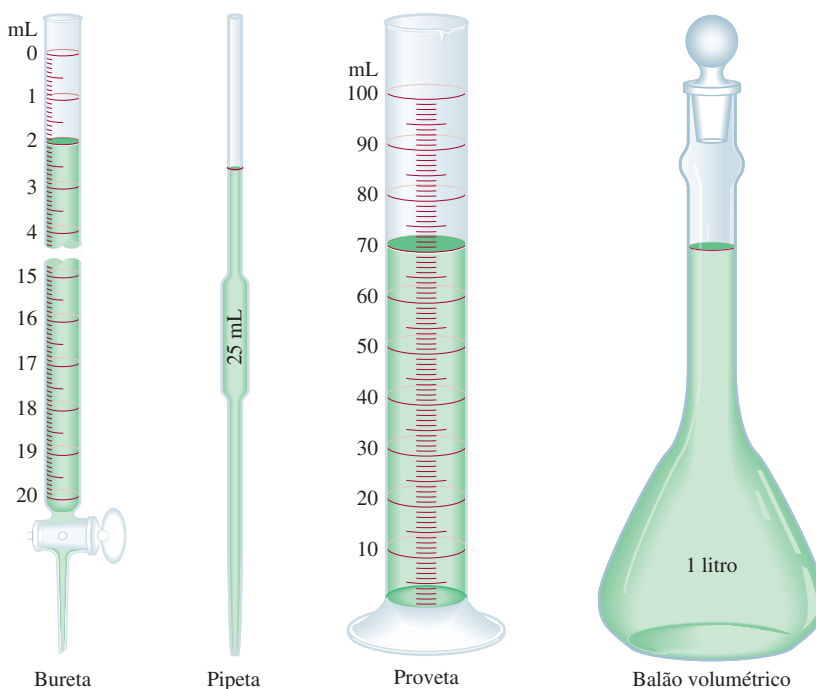


TABELA 1.2 Unidades Básicas SI

Nome da Grandeza Básica	Nome da Unidade	Símbolo
Comprimento	metro	m
Massa	quilograma	kg
Tempo	segundo	s
Corrente elétrica	ampére	A
Temperatura	kelvin	K
Quantidade de substância	mol	mol
Intensidade luminosa	candela	cd

damente **SI**, do francês *Système International d'Unités*). A Tabela 1.2 apresenta as sete unidades básicas do SI. Todas as outras unidades de medidas podem ser derivadas dessas unidades básicas. Tal como as unidades métricas, as unidades SI modificam-se em termos decimais por uma série de prefixos, como mostra a Tabela 1.3. Neste livro, usaremos unidades métricas e também SI.

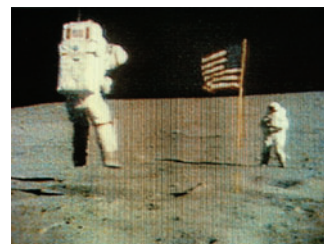
As medidas que utilizaremos com frequência no nosso estudo de química incluem o tempo, a massa, o volume, a densidade e a temperatura.

Massa e Peso

Massa é uma medida da quantidade de matéria em um objeto. Os termos “massa” e “peso” são muitas vezes usados indistintamente, embora, estritamente falando, se refiram a grandezas diferentes. Em termos científicos, **peso** é a força que a gravidade exerce em um objeto. Uma maçã que cai de uma árvore é atraída pela gravidade da Terra. A massa da maçã é constante e não depende da sua localização, mas o peso depende. Por exemplo, à superfície da Lua, a maçã pesaria apenas um sexto do que pesa na Terra, porque a massa da Lua é menor. Isso explica por que os astronautas são capazes de pular com relativa facilidade apesar de suas roupas e de seus equipamentos



Interatividade:
Prefixos das Unidades
Centro de Aprendizagem
Online, Interativo.



Astronauta pulando na superfície da Lua.

TABELA 1.3 Os Prefixos Usados com as Unidades SI

Prefixo	Símbolo	Significado	Exemplo
Tera-	T	1.000.000.000.000 ou 10^{12}	1 terâmetro (Tm) = 1×10^{12} m
Giga-	G	1.000.000.000 ou 10^9	1 gigâmetro (Gm) = 1×10^9 m
Mega-	M	1.000.000 ou 10^6	1 megâmetro (Mm) = 1×10^6 m
Quilo-	k	1.000 ou 10^3	1 quilômetro (km) = 1×10^3 m
Deci-	d	1/10 ou 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0,1 m
Centi-	c	1/100 ou 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0,01 m
Mili-	m	1/1.000 ou 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0,001 m
Micro-	μ	1/1.000.000 ou 10^{-6}	1 micrômetro (μ m) = 1×10^{-6} m
Nano-	n	1/1.000.000.000 ou 10^{-9}	1 nanômetro (nm) = 1×10^{-9} m
Pico-	p	1/1.000.000.000.000 ou 10^{-12}	1 picômetro (pm) = 1×10^{-12} m

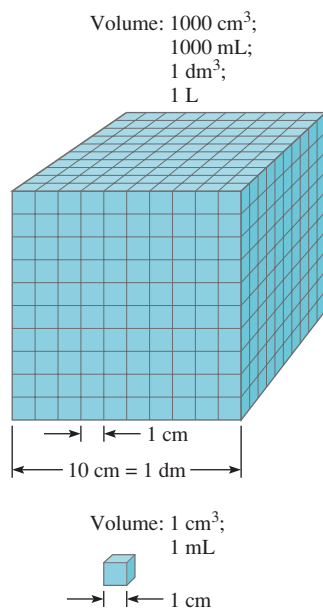


Figura 1.7
Comparação de dois volumes, 1 mL e 1.000 mL.

volumosos. A massa de um objeto pode ser facilmente determinada com uma balança, e, estranhamente, esse processo é denominado pesagem.

A unidade básica SI da massa é o *quilograma* (kg), mas em química o uso da unidade menor, *grama* (g), é mais conveniente:

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

Volume

Volume é o *comprimento (m) elevado ao cubo*, assim a unidade SI correspondente é o *metro cúbico* (m³). No entanto, os químicos trabalham em geral com volumes muito menores como o centímetro cúbico (cm³) e o decímetro cúbico (dm³):

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Outra unidade de volume comum, que não pertence ao SI, é o litro (L). Um *litro* é o volume ocupado por um decímetro cúbico. Os químicos geralmente usam as unidades L e mL para líquidos. Um litro é igual a 1.000 mililitros (mL) ou 1.000 centímetros cúbicos:

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$= 1000 \text{ cm}^3$$

$$= 1 \text{ dm}^3$$

e um mililitro é igual a um centímetro cúbico:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

A Figura 1.7 compara as dimensões relativas dos dois volumes.



Interatividade:
Densidade
Centro de Aprendizagem
Online, Interativo

TABELA 1.4

Densidades de Algumas Substâncias a 25° C

Substância	Densidade (g/cm ³)
Ar	0,001
Etanol	0,79
Água	1,00
Mercúrio	13,6
Sal de cozinha	2,2
Ferro	7,9
Ouro	19,3
Ósmio*	22,6

*Ósmio (Os) é o elemento mais denso conhecido.

Densidade

Densidade é a massa de um objeto dividida pelo seu volume:

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

ou

$$d = \frac{m}{V} \quad (1.1)$$

onde *d*, *m* e *V* representam a densidade, a massa e o volume, respectivamente. Observe que a densidade é uma propriedade intensiva que não depende da quantidade de massa presente. Para dado material, *V* aumenta com o aumento de *m*, assim a razão da massa pelo volume é sempre a mesma.

A unidade derivada do SI para a densidade é o quilograma por metro cúbico (kg/m³). Essa unidade é relativamente grande para a maior parte das aplicações químicas. Por isso, é comum usar gramas por centímetro cúbico (g/cm³) e o seu equivalente, gramas por mililitro (g/mL) para as densidades de sólidos e de líquidos. A Tabela 1.4 traz a densidade de algumas substâncias.

EXEMPLO 1.1

O ouro é um metal precioso quimicamente inerte. É usado essencialmente em joalheria, em próteses dentárias e em equipamentos eletrônicos. Um pedaço de lingote de ouro com a massa de 301 g tem um volume de 15,6 cm³. Calcule a densidade do ouro.

Solução Dados a massa e o volume, pede-se para calcular a densidade. Portanto, com base na Equação 1.1, podemos escrever

$$\begin{aligned} d &= \frac{m}{V} \\ &= \frac{301 \text{ g}}{15,6 \text{ cm}^3} \\ &= 19,3 \text{ g/cm}^3 \end{aligned}$$

Exercício Um pedaço de platina metálica de densidade igual a 21,5 g/cm³ ocupa o volume de 4,49 cm³. Qual é a sua massa?



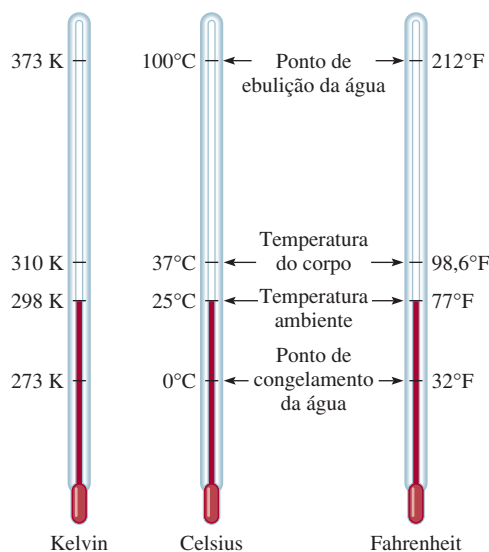
Barras de ouro.

Problemas semelhantes: 1.17, 1.18.

Escalas de Temperatura

Há três escalas de temperatura em uso, atualmente. As suas unidades são °F (graus Fahrenheit), °C (graus Celsius) e K (kelvin). A escala Fahrenheit define os pontos de congelamento e de ebulição normais da água como exatamente iguais a 32°F e 212°F, respectivamente. Na escala Celsius o intervalo entre o ponto de congelamento (0°C) e o ponto de ebulição (100°C) da água é de 100 graus. Como se pode observar na Tabela 1.2, *kelvin* é a unidade SI básica de temperatura; é a escala de temperatura absoluta. Por absoluto entende-se que o zero na escala kelvin, representado por 0 K, é a temperatura mais baixa que se pode atingir, em teoria. Por outro lado, os valores 0°F e 0°C têm base no comportamento de uma substância escolhida arbitrariamente — a água. A Figura 1.8 compara as três escalas de temperatura.

Observe que a escala kelvin não tem o sinal de grau. As temperaturas expressas em kelvin, também, nunca podem ser negativas.

**Figura 1.8**

Comparação entre as três escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit e a escala absoluta (kelvin). Note que há 100 divisões, ou 100 graus, entre o ponto de congelamento e o ponto de ebulição da água na escala Celsius e há 180 graus entre os mesmos limites de temperatura na escala Fahrenheit. A escala Celsius foi inicialmente chamada de escala centígrada.

Um grau na escala Fahrenheit corresponde a apenas 100/180, ou 5/9, de um grau na escala Celsius. Para convertermos graus Fahrenheit em Celsius, escrevemos

$$?^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \times \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}} \quad (1.2)$$

A equação seguinte é usada para converter graus Celsius em Fahrenheit:

$$?^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F} \quad (1.3)$$

As escalas Celsius e kelvin têm unidades de igual magnitude: isto é, um grau Celsius é equivalente a um kelvin. Estudos experimentais mostraram que o zero absoluto na escala Kelvin é equivalente a $-273,15^{\circ}\text{C}$ na escala Celsius. Assim, podemos usar a equação seguinte para converter graus Celsius em kelvin:

$$? \text{ K} = (^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}\text{C}) \frac{1 \text{ K}}{1^{\circ}\text{C}} \quad (1.4)$$



A solda é muito usada na fabricação de circuitos eletrônicos.

EXEMPLO 1.2

(a) A solda é uma liga de estanho e chumbo usada em circuitos eletrônicos. Determinada solda tem um ponto de fusão de 224°C . Qual é a sua temperatura de fusão em graus Fahrenheit? (b) O hélio possui o ponto de ebulição mais baixo dentre todos os elementos: -452°F . Converta essa temperatura a graus Celsius. (c) O mercúrio, único metal que existe no estado líquido à temperatura ambiente, funde-se a $-38,9^{\circ}\text{C}$. Converta o valor de seu ponto de fusão a kelvin.

Solução Os três itens requerem que convertamos escalas de temperatura, logo, vamos precisar das Equações (1.2), (1.3) e (1.4). Lembre-se de que a temperatura mais baixa na escala Kelvin é zero (0 K); portanto, ela nunca pode ser negativa.

(a) Para fazer essa conversão, escrevemos:

$$\frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (224^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F} = 435^{\circ}\text{F}$$

(b) Aqui, temos

$$(-452^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \times \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}} = -269^{\circ}\text{C}$$

(c) O ponto de fusão do mercúrio em kelvin é dado por

$$(-38,9^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}\text{C}) \times \frac{1 \text{ K}}{1^{\circ}\text{C}} = 234,3 \text{ K}$$

Exercício Converta (a) $327,5^{\circ}\text{C}$ (o ponto de fusão do chumbo) a graus Fahrenheit; (b) $172,9^{\circ}\text{F}$ (o ponto de ebulição do etanol) a graus Celsius; e (c) 77 K , o ponto de ebulição do nitrogênio líquido, a graus Celsius.

Adição e Subtração

Para somarmos ou subtrairmos usando a notação científica, em primeiro lugar, devemos escrever cada quantidade — digamos, N_1 e N_2 — com o mesmo expoente n . Depois combinamos N_1 e N_2 ; os expoentes mantêm-se os mesmos. Consideremos os exemplos seguintes:

$$\begin{aligned}(7,4 \times 10^3) + (2,1 \times 10^3) &= 9,5 \times 10^3 \\(4,31 \times 10^4) + (3,9 \times 10^3) &= (4,31 \times 10^4) + (0,39 \times 10^4) \\ &= 4,70 \times 10^4 \\(2,22 \times 10^{-2}) - (4,10 \times 10^{-3}) &= (2,22 \times 10^{-2}) - (0,41 \times 10^{-2}) \\ &= 1,81 \times 10^{-2}\end{aligned}$$

Multiplificação e Divisão

Para multiplicarmos números expressos em notação científica devemos multiplicar N_1 e N_2 do modo usual, porém, *somar* os expoentes. Para dividirmos usando a notação científica, dividimos N_1 e N_2 normalmente e *subtraímos* os expoentes. Os exemplos, a seguir, mostram como se realizam essas operações:

$$\begin{aligned}(8,0 \times 10^4) \times (5,0 \times 10^2) &= (8,0 \times 5,0)(10^{4+2}) \\ &= 40 \times 10^6 \\ &= 4,0 \times 10^7 \\(4,0 \times 10^{-5}) \times (7,0 \times 10^3) &= (4,0 \times 7,0)(10^{-5+3}) \\ &= 28 \times 10^{-2} \\ &= 2,8 \times 10^{-1} \\ \frac{6,9 \times 10^7}{3,0 \times 10^{-5}} &= \frac{6,9}{3,0} \times 10^{7-(-5)} \\ &= 2,3 \times 10^{12} \\ \frac{8,5 \times 10^4}{5,0 \times 10^9} &= \frac{8,5}{5,0} \times 10^{4-9} \\ &= 1,7 \times 10^{-5}\end{aligned}$$

Algarismos Significativos

Com exceção dos casos em que todos os números são inteiros (por exemplo quando se conta o número de alunos em uma sala de aula), muitas vezes é impossível obter o valor exato da quantidade em estudo. Por isso, é importante apontar a margem de erro em uma medida indicando claramente o número de **algarismos significativos**, ou seja, *os dígitos que têm significado em uma quantidade medida ou calculada*. Quando se usam algarismos significativos, o último dígito é incerto. Por exemplo, podemos medir o volume de determinada quantidade de líquido utilizando uma proveta cuja escala nos dá uma incerteza de 1 mL na medida. Se o volume observado é igual a 6 mL, então o volume real está no intervalo entre 5 mL e 7 mL. Esse volume do líquido é representado como (6 ± 1) mL. Nesse caso, há apenas um algarismo significativo (o dígito 6) que apresenta incerteza de mais ou menos 1 mL. Para maior exatidão, podemos usar uma proveta com divisões menores, de modo que o volume medido tenha uma incerteza de apenas 0,1 mL. Nesse caso, se o volume observado para o líquido é igual a 6,0 mL, o valor real fica entre 5,9 mL e 6,1 mL e podemos expressar a quantidade como $(6,0 \pm 0,1)$ mL. Podemos melhorar ainda mais o instrumento de medida e obter mais algarismos significativos, porém, em todos os casos, o último dígito é sempre incerto; a grandeza dessa incerteza depende do instrumento de medida utilizado.

A Figura 1.9 mostra uma balança moderna. Balanças como esta estão disponíveis em muitos laboratórios de química geral; elas nos permitem medir a massa de objetos com quatro casas decimais. Portanto, a massa medida terá tipicamente quatro algarismos significativos (por exemplo, 0,8642 g) ou mais (por exemplo, 3,9745 g). Se observarmos atentamente o número de algarismos significativos de uma medida como a massa, teremos a certeza de que os cálculos envolvendo os dados refletirão a precisão da medida.

Orientação para o Uso de Algarismos Significativos

Em trabalhos de natureza científica, devemos ter cuidado para escrever o número correto de algarismos significativos. De modo geral, é bastante fácil determiná-lo com base nas seguintes regras:

1. Qualquer dígito diferente de zero é significativo. Assim, 845 cm tem três algarismos significativos; 1,234 kg tem quatro algarismos significativos e assim por diante.
2. Os zeros entre dígitos diferentes de zero são significativos. Desse modo, 606 m contém três algarismos significativos; 40.501 kg possui cinco algarismos significativos e assim por diante.
3. Os zeros à esquerda do primeiro dígito diferente de zero não são significativos. A função deles é indicar a posição da vírgula decimal. Por exemplo, 0,08 L tem um algarismo significativo; 0,0000349 g possui três algarismos significativos e assim por diante.
4. Se um número for maior que 1, todos os zeros à direita da vírgula contam como algarismos significativos. Portanto, 2,0 mg possui dois algarismos significativos; 40,062 mL contém cinco algarismos significativos e 3,040 dm contém quatro algarismos significativos. Se um número for inferior a 1, então apenas os zeros que estão no fim do número e os zeros que estão entre dígitos diferentes de zero são significativos. Isso quer dizer que 0,090 kg contém dois algarismos significativos; 0,3005 L possui quatro algarismos significativos; 0,00420 min contém três algarismos significativos e assim por diante.
5. Para números que não contêm vírgulas, os zeros finais (isto é, os zeros que estão depois do último dígito diferente de zero) podem ou não ser significativos. Dessa maneira, 400 cm pode ter um algarismo significativo (o dígito 4), dois algarismos significativos (40) ou três algarismos significativos (400). Não podemos saber qual das situações é a correta sem mais informações. Usando a notação científica, contudo, podemos evitar a ambigüidade o número 400 pode ser expresso como 4×10^2 para um algarismo significativo; $4,0 \times 10^2$ para dois algarismos significativos ou $4,00 \times 10^2$ para três algarismos significativos.

EXEMPLO 1.3

Determine o número de algarismos significativos das seguintes medidas: (a) 478 cm, (b) 6,01 g; (c) 0,825 m; (d) 0,043 kg; (e) $1,310 \times 10^{22}$ átomos; (f) 7.000 mL.

Solução (a) Três, porque todos os dígitos são diferentes de zero. (b) Três, pois os zeros entre dígitos diferentes de zero são significativos. (c) Três, visto que os zeros à esquerda do primeiro dígito diferente de zero não contam como algarismos significativos. (d) Dois, pela mesma razão do item (c). (e) Quatro, porque o número é maior que 1 e, portanto, todos os zeros escritos à direita da vírgula contam como algarismos significativos. (f) Esse é um caso ambíguo. O número de algarismos significativos pode ser quatro ($7,000 \times 10^3$), três ($7,00 \times 10^3$), dois ($7,0 \times 10^3$) ou um (7×10^3). Esse exemplo ilustra a necessidade de usar a notação científica para indicar o número correto de algarismos significativos.

Exercício Determine o número de algarismos significativos em cada uma das medidas seguintes: (a) 24 mL; (b) 3.001 g; (c) $0,0320 \text{ m}^3$; (d) $6,4 \times 10^4$ moléculas; (e) 560 kg.



Figura 1.9
Balança de prato simples.

Um segundo conjunto de regras especifica como lidar com os algarismos significativos em cálculos.

1. Na adição e na subtração, o resultado não pode ter mais dígitos à direita da vírgula que qualquer um dos números originais. Considere três exemplos:

$$\begin{array}{r} 89,332 \\ + 1,1 \quad \leftarrow \text{um dígito depois da vírgula} \\ \hline 90,432 \quad \leftarrow \text{arredonda para } 90,4 \\ 2,097 \\ - 0,12 \quad \leftarrow \text{dois dígitos depois da vírgula} \\ \hline 1,977 \quad \leftarrow \text{arredonda para } 1,98 \end{array}$$

Para o arredondamento devemos proceder da seguinte maneira. Se o primeiro dígito do conjunto que será arredondado for menor que 5, simplesmente eliminamos os dígitos que o seguem. Assim, 8,724 é arredondado para 8,72 se quisermos apenas duas casas decimais. Se o dígito que segue o primeiro do conjunto for igual ou maior que 5, adicionamos 1 ao primeiro dígito. Dessa forma, 8,727 é arredondado para 8,73 e 0,425 para 0,43.

2. Na multiplicação e na divisão, o número de algarismos significativos no produto final ou no quociente é determinado pelo número original que tem o *menor* número de algarismos significativos. Os exemplos seguintes ilustram essa regra:

$$2,8 \times 4,5039 = 12,61092 \quad \leftarrow \text{arredonda para } 13$$

$$\frac{6,85}{112,04} = 0,0611388789 \quad \leftarrow \text{arredonda para } 0,0611$$

3. Lembre-se de que os *números exatos* obtidos de definições (como 1 pé = 12 pol, em que 12 é um número exato) ou da contagem de objetos podem ser considerados com um número infinito de algarismos significativos.

EXEMPLO 1.4

Realize as seguintes operações aritméticas indicando o número correto de algarismos significativos: (a) 11.254,1 g + 0,1983 g; (b) 66,59 L - 3,113 L; (c) 8,16 m × 5,1355; (d) 0,0154 kg ÷ 88,3 mL; (e) 2,64 × 10³ cm + 3,27 × 10² cm.

Solução Na adição e na subtração, o número de casas decimais no resultado é determinado pelo número que possui menos algarismos significativos. O mesmo acontece na multiplicação e na divisão.

$$(a) \begin{array}{r} 11.254,1 \text{ g} \\ + 0,1983 \text{ g} \\ \hline 11.254,2983 \text{ g} \quad \leftarrow \text{arredonda para } 11.254,3 \text{ g} \end{array}$$

$$(b) \begin{array}{r} 66,59 \text{ L} \\ - 3,113 \text{ L} \\ \hline 63,477 \text{ L} \quad \leftarrow \text{arredonda para } 63,48 \text{ L} \end{array}$$

$$(c) 8,16 \text{ m} \times 5,1355 = 41,90568 \text{ m} \quad \leftarrow \text{arredonda para } 41,9 \text{ m}$$

$$(d) \frac{0,0154 \text{ kg}}{88,3 \text{ mL}} = 0,000174405436 \text{ kg/mL} \quad \leftarrow \text{arredonda para } 0,000174 \text{ kg/mL} \\ \text{ou } 1,74 \times 10^{-4} \text{ kg/mL}$$

(Continua)

- (e) Primeiro convertemos $3,27 \times 10^2$ cm em $0,327 \times 10^3$ cm e depois efetuamos a adição ($2,64$ cm + $0,327$ cm) $\times 10^3$. Seguindo o procedimento apresentado em (a), obtemos o resultado $2,97 \times 10^3$ cm.

Exercício Efetue as seguintes operações aritméticas e arredonde os resultados para o número de algarismos significativos adequado: (a) $26,5862$ L + $0,17$ L; (b) $9,1$ g - $4,682$ g; (c) $7,1 \times 10^4$ dm \times $2,2654 \times 10^2$ dm; (d) $6,54$ g \div $86,5542$ mL; (e) $(7,55 \times 10^4$ m) - $(8,62 \times 10^3$ m).

Problemas semelhantes: 1.29, 1.30.

O processo de arredondamento que apresentamos aplica-se a cálculos que envolvem apenas uma operação. Para uma *cadeia de cálculos*, isto é, cálculos que envolvem mais de uma etapa, usamos um procedimento diferente. Considere o seguinte cálculo em duas etapas:

Primeira etapa: $A \times B = C$

Segunda etapa: $C \times D = E$

Suponhamos que $A = 3,66$, $B = 8,45$ e $D = 2,11$. O arredondamento de C para três ou quatro algarismos significativos, leva a números diferentes de E :

Método 1	Método 2
$3,66 \times 8,45 = 30,9$	$3,66 \times 8,45 = 30,93$
$30,9 \times 2,11 = 65,2$	$30,93 \times 2,11 = 65,3$

Se tivéssemos feito a conta $3,66 \times 8,45 \times 2,11$ na máquina de calcular sem arredondar o resultado parcial, teríamos obtido $E = 65,3$. O procedimento recomendado neste livro é o seguinte: para as etapas intermediárias manteremos um dígito adicional além dos algarismos significativos. Isso garante que pequenos erros provenientes de arredondamentos em cada etapa não se somem, afetando o resultado final.

Exatidão e Precisão

Na discussão sobre medidas e algarismos significativos é útil distinguir entre *exatidão e precisão*. **Exatidão** nos dá uma idéia da aproximação entre a medida efetuada e o verdadeiro valor da grandeza medida. Para um cientista, existe uma distinção entre exatidão e precisão. **Precisão** refere-se ao grau de aproximação entre duas ou mais medidas de uma mesma grandeza (Figura 1.10).

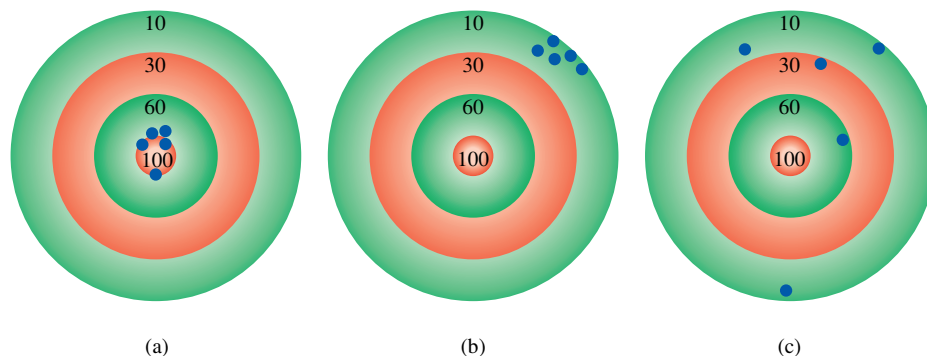


Figura 1.10 A distribuição dos dardos em um alvo mostra a diferença entre precisão e exatidão (a) Boa exatidão e boa precisão. (b) Pouca exatidão e boa precisão. (c) Pouca exatidão e pouca precisão. Os pontos mostram as posições dos dardos.

A diferença entre *exatidão* e *precisão* é sutil, mas importante. Suponha, por exemplo, que seja solicitado a três estudantes que determinem a massa de um pedaço de fio de cobre. Os resultados de duas pesagens sucessivas por aluno são

	Aluno A	Aluno B	Aluno C
	1,964 g	1,972 g	2,000 g
	<u>1,978 g</u>	<u>1,968 g</u>	<u>2,002 g</u>
Valor médio	1,971 g	1,970 g	2,001 g

A massa real do fio é de 2,000 g. Os resultados do Aluno B são mais *precisos* que os do Aluno A (1,972 g e 1,968 g apresentam menor desvio em relação a 1,970 g do que 1,964 g e 1,978 g em relação a 1,971 g), mas nenhum dos conjuntos é muito *exato*. Os resultados do Aluno C não são só os mais *precisos*, bem como os mais *exatos*, porque o valor médio está mais próximo do valor real. Geralmente as medidas que apresentam grande *exatidão* são também muito *precisas*. Entretanto, medidas muito *precisas* não garantem resultados *exatos*. Por exemplo, uma régua mal calibrada ou uma balança defeituosa podem fornecer leituras *precisas*, porém *erradas*.

1.7 Análise Dimensional na Resolução de Problemas



Interatividade:
Análise Dimensional/
Método Factor-Label
Centro de Aprendizagem
Online, Interativo

A realização de medidas cuidadosas e o uso adequado dos algarismos significativos, juntamente com cálculos corretos, levarão a resultados numéricos *exatos*. Mas, para terem significado, esses devem ser expressos nas unidades adequadas. O procedimento usado para converter unidades na resolução de problemas químicos chama-se *análise dimensional* (também denominado *método factor-label*). A análise dimensional, técnica simples e que exige pouca memorização, baseia-se na relação entre unidades diferentes que exprimem a mesma quantidade física. Por exemplo, sabemos que a unidade monetária “real” é diferente da unidade “centavo”. Contudo, 1 real é *equivalente* a 100 centavos porque ambos representam a mesma quantidade de dinheiro; isto é,

$$1 \text{ real} = 100 \text{ centavos}$$

Essa equivalência permite-nos escrever o fator de conversão

$$\frac{1 \text{ real}}{100 \text{ centavos}}$$

se quisermos converter centavos para reais. Inversamente, o fator de conversão

$$\frac{100 \text{ centavos}}{1 \text{ real}}$$

permite-nos converter reais em centavos. Um fator de conversão é, portanto, uma fração cujo numerador e denominador são a mesma quantidade expressa em unidades diferentes.

Agora considere o problema

$$? \text{ centavos} = 2,46 \text{ reais}$$

Como essa é uma conversão de real para centavo, escolhamos o fator de conversão que tem a unidade “real” no denominador (para cancelar os “reais” de 2,46 reais) e escrevemos

$$2,46 \text{ reais} \times \frac{100 \text{ centavos}}{1 \text{ real}} = 246 \text{ centavos}$$

Note que o fator de conversão 100 centavos/1 real contém números exatos, e deste modo não afeta o número de algarismos significativos no resultado final.

Consideremos, a seguir, a conversão de 57,8 m para centímetros. Esse problema pode ser expresso como

$$? \text{ cm} = 57,8 \text{ m}$$

Por definição,

$$1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$$

Como estamos convertendo “m” em “cm”, escolhemos o fator de conversão que contém metros no denominador,

$$\frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}}$$

e escrevemos a conversão como

$$\begin{aligned} ? \text{ cm} &= 57,8 \text{ m} \times \frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}} \\ &= 5780 \text{ cm} \\ &= 5,78 \times 10^3 \text{ cm} \end{aligned}$$

Observe que a notação científica é usada para indicar que a resposta possui três algarismos significativos. Mais uma vez, o fator de conversão $1 \text{ cm}/1 \times 10^{-2} \text{ m}$ contém números exatos; portanto, não afeta o número de algarismos significativos do resultado.

Em geral, para aplicarmos a análise dimensional, utilizamos a relação

$$\text{quantidade dada} \times \text{fator de conversão} = \text{quantidade desejada}$$

e as unidades cancelam-se da seguinte forma:

$$\cancel{\text{unidade dada}} \times \frac{\text{unidade desejada}}{\cancel{\text{unidade dada}}} = \text{unidade desejada}$$

Na análise dimensional, as unidades são transportadas ao longo de toda a seqüência de cálculos. Dessa forma, se a equação estiver correta, todas as unidades serão canceladas, exceto a desejada. Se não for esse o caso, então deve-se ter cometido algum tipo de erro, o qual pode ser detectado revendo a resolução.

Um Lembrete sobre Resolução de Problemas

A esta altura, você já deve ter aprendido o que é notação científica, algarismos significativos e análise dimensional, os quais o ajudarão na resolução de problemas numéricos. A química é uma ciência experimental, e muitos dos seus problemas são de natureza quantitativa. A chave do sucesso na resolução de problemas é a prática. Assim como um maratonista não pode se preparar para uma corrida simplesmente lendo livros sobre corridas e um violinista não pode ter sucesso em um concerto limitando-se a memorizar a partitura, você não pode estar seguro de seu conhecimento sobre química sem resolver problemas. Os passos seguintes vão ajudá-lo a melhorar sua capacidade de resolver problemas numéricos.

1. Leia a pergunta com atenção. Compreenda a informação dada e o que é pedido para resolver. Frequentemente é útil fazer um esquema que possa ajudá-lo a visualizar a situação.

- Encontre a equação apropriada que relacione a informação dada e a quantidade desconhecida. Às vezes, a resolução de problemas pode envolver mais que um passo, e você pode ter de consultar tabelas não fornecidas no problema. A análise dimensional é muitas vezes necessária para fazer conversões.
- Verifique na sua resposta se o sinal, as unidades e os algarismos significativos estão corretos.
- Um aspecto importante na resolução de problemas é a capacidade de julgar se a resposta é razoável. É relativamente fácil detectar um sinal errado ou unidades incorretas. Mas se um número (digamos 8) fosse colocado incorretamente no denominador e não no numerador, o resultado seria um valor muito pequeno ainda que o sinal e as unidades da quantidade calculada estivessem corretos.
- Uma forma de conferir rapidamente a resposta é estabelecer uma estimativa em “números redondos”. A idéia aqui é arredondar os números para simplificar a aritmética. Essa é uma aproximação útil porque a conta pode ser facilmente efetuada sem o uso de calculadora. A resposta obtida não será exata, contudo, estará próxima da correta.

EXEMPLO 1.5

O consumo médio diário de glicose (uma forma de açúcar) por uma pessoa é de 0,0833 libras (lb). Qual é a massa em miligramas (mg)? (1 lb = 453,6 g.)

Estratégia O problema pode ser expresso da seguinte maneira:

$$? \text{ mg} = 0,0833 \text{ lb}$$

A relação entre libras e gramas é dada no problema. Essa relação vai permitir a conversão de libras em gramas. É necessária uma conversão métrica de gramas a miligramas (1 mg = 1×10^{-3} g). Identifique os fatores de conversão apropriados para cancelar libras e gramas e obter a unidade miligramas na sua resposta.

Solução A seqüência de conversões é

libras \longrightarrow gramas \longrightarrow miligramas

Usando os seguintes fatores de conversão

$$\frac{453,6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \quad \text{e} \quad \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \text{ g}}$$

obtemos a resposta em um único passo:

$$? \text{ mg} = 0,0833 \text{ lb} \times \frac{453,6 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{lb}}} \times \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \cancel{\text{g}}} = 3,78 \times 10^4 \text{ mg}$$

Verificação Fazendo uma estimativa grosseira, temos que 1 lb é aproximadamente 500 g e que 1 g = 1.000 mg. Logo, 1 lb é aproximadamente 5×10^5 mg. Arredondando 0,0833 lb para 0,1 lb, obtemos 5×10^4 mg, que está próximo do resultado obtido.

Exercício Um rolo de papel alumínio tem massa de 1,07 kg. Qual é a massa em libras?

Problema semelhante: 1.37(a).

Como os Exemplos 1.6 e 1.7 ilustram, os fatores de conversão podem ser elevados ao quadrado ou ao cubo na análise dimensional.

EXEMPLO 1.6

Um adulto normal tem 5,2 L de sangue. Qual é o volume do sangue em m^3 ?

Estratégia O problema pode ser esquematizado como

$$? \text{ m}^3 = 5,2 \text{ L}$$

Quantos fatores de conversão serão necessários para este problema? Lembre-se de que $1 \text{ L} = 1.000 \text{ cm}^3$ e que $1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$.

Solução Aqui precisamos de dois fatores de conversão: um para converter litros em cm^3 e outro para converter centímetros em metros:

$$\frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \text{ e } \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}}$$

Como o segundo fator de conversão lida com comprimento (cm e m) e queremos obter o volume, devemos elevá-lo ao cubo para dar

$$\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \times \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \times \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} = \left(\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \right)^3$$

Isso significa que $1 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$. Agora, podemos escrever

$$? \text{ m}^3 = 5,2 \text{ L} \times \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \times \left(\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \right)^3 = 5,2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Verificação Dos fatores de conversão usados, podemos observar que $1 \text{ L} = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$. Portanto, 5 L de sangue seria igual a $5 \times 10^{-3} \text{ m}^3$, valor este que se aproxima da resposta obtida.

Exercício O volume de uma sala é $1,08 \times 10^8 \text{ dm}^3$. Qual é o volume em m^3 ?

Problema semelhante: 1.38(g).

EXEMPLO 1.7

A densidade da prata é $10,5 \text{ g/cm}^3$. Converta-a para unidades de kg/m^3 .

Estratégia O problema pode ser esquematizado como

$$? \text{ kg/m}^3 = 10,5 \text{ g/cm}^3$$

São necessários dois fatores de conversão para este problema: $\text{g} \rightarrow \text{kg}$ e $\text{cm}^3 \rightarrow \text{m}^3$. Lembre-se de que $1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g}$ e $1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$.

Solução No Exemplo 1.6 vimos que $1 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$. Os fatores de conversão são

$$\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \text{ e } \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3}$$

Finalmente,

$$\begin{aligned} ? \text{ kg/m}^3 &= \frac{10,5 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3} = 10.500 \text{ kg/m}^3 \\ &= 1,05 \times 10^4 \text{ kg/m}^3 \end{aligned}$$

Verificação Como $1 \text{ m}^3 = 1 \times 10^6 \text{ cm}^3$, esperaríamos que a massa de 1 m^3 fosse muito superior à de 1 cm^3 . Logo, a resposta é razoável.

Exercício A densidade do metal mais leve, o lítio (Li), é $5,34 \times 10^2 \text{ kg/m}^3$. Converta-a a g/cm^3 .



Uma moeda de prata.

Problema semelhante: 1.39.

• Resumo de Fatos e Conceitos

1. O método científico é uma abordagem sistemática à investigação e começa com a coleta de informações por meio de observações e de medidas. No processo, formulam-se e testam-se hipóteses, leis e teorias.
2. Os químicos estudam a matéria e as substâncias que a compõem. Todas as substâncias, em princípio, podem existir em três estados: sólido, líquido e gasoso. A interconversão entre esses estados pode ser realizada com a mudança da temperatura.
3. Os elementos são as substâncias químicas mais simples. Os compostos são formados pela combinação de átomos de diferentes elementos. As substâncias apresentam propriedades físicas e químicas que lhe são características. As primeiras podem ser observadas sem mudanças nas identidades das substâncias. Já as segundas são observadas quando ocorrem mudanças de identidade nas substâncias.
4. Em todas as ciências, inclusive na química, as unidades SI são usadas para expressar quantidades físicas. Os números descritos em notação científica têm a forma $N \times 10^n$, em que N é um número entre 1 e 10, e n é um número inteiro positivo ou negativo. A notação científica nos ajuda a lidar com quantidades muito grandes e muito pequenas. O número de algarismos significativos indica a exatidão da medida.
5. No método *factor-label* usado para resolver problemas, as unidades são multiplicadas, divididas ou canceladas como se fossem quantidades algébricas. A obtenção de unidades corretas no resultado final garante que o cálculo foi realizado adequadamente.

• Palavras-chave

Algarismos significativos, p. 14	Litro, p. 10	Precisão, p. 17	Qualitativa, p. 3
Composto, p. 6	Massa, p. 9	Propriedade extensiva, p. 7	Quantitativa, p. 3
Densidade, p. 10	Matéria, p. 4	Propriedade física, p. 7	Química, p. 4
Elemento, p. 5	Método científico, p. 2	Propriedade intensiva, p. 8	Sistema Internacional de Unidades (SI), p. 8
Exatidão, p. 17	Mistura heterogênea, p. 5	Propriedade macroscópica, p. 8	Substância, p. 5
Hipótese, p. 3	Mistura homogênea, p. 5	Propriedade microscópica, p. 8	Teoria, p. 3
Kelvin, p. 11	Mistura, p. 5	Propriedade química, p. 7	Volume, p. 10
Lei, p. 3	Peso, p. 9		

• Questões e Problemas

Definições Básicas

Questões de Revisão

- 1.1 Defina os seguintes termos: (a) matéria, (b) massa, (c) peso, (d) substância, (e) mistura.
- 1.2 Quais dessas afirmações é cientificamente correta?
“A massa do aluno é 56 kg.”
“O peso do aluno é 56 kg.”
- 1.3 Dê um exemplo de mistura homogênea e de mistura heterogênea.
- 1.4 Qual a diferença entre uma propriedade física e uma propriedade química?
- 1.5 Dê um exemplo de propriedade intensiva e de propriedade extensiva.
- 1.6 Defina esses termos: (a) elemento, (b) composto.

Problemas

- 1.7 Responda se as afirmações a seguir descrevem propriedades físicas ou químicas. (a) Gás oxigênio sofre combustão. (b) Fertilizantes ajudam a aumentar a produção agrícola. (c) A água entra em ebulição abaixo de 100°C no topo de uma montanha. (d) Chumbo é mais denso do que alumínio. (e) Urânio é um elemento radioativo.
- 1.8 Responda se as afirmações a seguir descrevem mudança física ou química. (a) Gás hélio dentro de um balão tende a vazar após poucas horas. (b) O feixe de luz de uma lanterna vai diminuindo e finalmente se apaga. (c) Suco de laranja congelado é reconstituído por adição de água. (d) O crescimento das plantas depende da energia do sol em um processo denominado fotossíntese. (e) O

sal contido em uma colher é dissolvido em uma tigela de sopa.

- 1.9 Quais das seguintes propriedades são intensivas e quais são extensivas? (a) comprimento, (b) volume, (c) temperatura, (d) massa.
- 1.10 Quais das seguintes propriedades são intensivas e quais são extensivas? (a) área, (b) cor, (c) densidade.
- 1.11 Classifique cada uma destas substâncias como elemento ou composto: (a) hidrogênio, (b) água, (c) ouro, (d) açúcar.
- 1.12 Classifique cada uma destas substâncias como elemento ou composto: (a) cloreto de sódio (sal de cozinha), (b) hélio, (c) álcool, (d) platina.

Unidades

Questões de Revisão

- 1.13 Dê os nomes das unidades básicas SI para os seguintes termos: (a) comprimento, (b) área, (c) volume, (d) massa, (e) tempo, (f) força, (g) energia, (h) temperatura.
- 1.14 Escreva os números representados pelos prefixos seguintes: (a) mega-, (b) quilo-, (c) deci-, (d) centi-, (e) mili-, (f) micro-, (g) nano-, (h) pico-.
- 1.15 Defina densidade. Quais as unidades que os químicos geralmente usam para a densidade? A densidade é uma propriedade intensiva ou extensiva?
- 1.16 Descreva as equações para conversão de graus nas escalas Celsius a Fahrenheit e Fahrenheit a Celsius.

Problemas

- 1.17 Uma esfera de chumbo tem massa igual a $1,20 \times 10^4$ g, e seu volume é $1,05 \times 10^3$ cm³. Calcule a densidade do chumbo.
- 1.18 Mercúrio é o único metal líquido à temperatura ambiente. Sua densidade é 13,6 g/mL. Quantos gramas de mercúrio vão ocupar um volume de 95,8 mL?
- 1.19 (a) Normalmente o corpo humano pode suportar uma temperatura de 105°F por um curto período, sem danos permanentes no cérebro ou em outros órgãos vitais. Qual é o valor dessa temperatura em graus Celsius? (b) O etilenoglicol é um composto orgânico líquido, usado como anticongelante nos radiadores dos carros, e congela a $-11,5^\circ\text{C}$. Calcule a temperatura de congelamento em graus Fahrenheit. (c) A temperatura na superfície do Sol é cerca de 6.300°C . Qual é a temperatura em graus Fahrenheit? (d) A temperatura de combustão do papel é 451°F. Qual é a temperatura em graus Celsius?
- 1.20 (a) Converta as seguintes temperaturas para kelvin: (i) 113°C , o ponto de fusão do enxofre, (ii) 37°C , a temperatura corporal normal, (iii) 357°C , o ponto de ebulição do mercúrio. (b) Converta as temperaturas seguintes a graus Celsius: (i) 77 K, o ponto de ebulição do nitrogênio líquido, (ii) 4,2 K, o ponto de ebulição do hélio líquido, (iii) 601 K, o ponto de fusão do chumbo.

Notação Científica

Problemas

- 1.21 Escreva os números seguintes em notação científica: (a) 0,000000027, (b) 356, (c) 0,096.
- 1.22 Escreva os números seguintes em notação científica: (a) 0,749, (b) 802,6, (c) 0,000000621.
- 1.23 Converta para notação não científica: (a) $1,52 \times 10^4$, (b) $7,78 \times 10^{-8}$.
- 1.24 Transforme em notação não científica: (a) $3,256 \times 10^{-5}$, (b) $6,03 \times 10^6$.
- 1.25 Expresse os resultados dos cálculos seguintes em notação científica:
 - (a) $145,75 + (2,3 \times 10^{-1})$
 - (b) $79.500 \div (2,5 \times 10^2)$
 - (c) $(7,0 \times 10^{-3}) - (8,0 \times 10^{-4})$
 - (d) $(1,0 \times 10^4) \times (9,9 \times 10^6)$
- 1.26 Expresse os resultados dos cálculos seguintes em notação científica:
 - (a) $0,0095 + (8,5 \times 10^{-3})$
 - (b) $653 \div (5,75 \times 10^{-8})$
 - (c) $850.000 - (9,0 \times 10^5)$
 - (d) $(3,6 \times 10^{-4}) \times (3,6 \times 10^6)$

Algarismos Significativos

Problemas

- 1.27 Qual é o número de algarismos significativos em cada uma das grandezas seguintes? (a) 4.867 milhas, (b) 56 mL, (c) 60.104 t, (d) 2.900 g.
- 1.28 Qual é o número de algarismos significativos em cada uma das grandezas seguintes? (a) 40,2 g/cm³, (b) 0,0000003 cm, (c) 70 min, (d) $4,6 \times 10^{19}$ átomos.
- 1.29 Realize as operações seguintes como se fossem cálculos de resultados experimentais e escreva a resposta nas unidades corretas e com o número certo de algarismos significativos:
 - (a) $5,6792 \text{ m} + 0,6 \text{ m} + 4,33 \text{ m}$
 - (b) $3,70 \text{ g} - 2,9133 \text{ g}$
 - (c) $4,51 \text{ cm} \times 3,6666 \text{ cm}$
- 1.30 Realize as operações seguintes como se fossem cálculos de resultados experimentais e indique a resposta nas unidades corretas e com o número certo de algarismos significativos:
 - (a) $7,310 \text{ km} \div 5,70 \text{ km}$
 - (b) $(3,26 \times 10^{-3} \text{ mg}) - (7,88 \times 10^{-5} \text{ mg})$
 - (c) $(4,02 \times 10^6 \text{ dm}) + (7,74 \times 10^7 \text{ dm})$

Análise Dimensional

Problemas

- 1.31 Realize as conversões seguintes: (a) 22,6 m para decímetros, (b) 25,4 mg para quilogramas.

- 1.32 Faça as conversões seguintes: (a) 242 lb para miligramas, (b) 68,3 cm³ para metros cúbicos.
- 1.33 O preço do ouro em um determinado dia de 2004 foi de \$ 315 por onça troy. Qual foi o preço de 1,00 g de ouro naquele dia (1 onça troy = 31,03 g).
- 1.34 Quantos segundos há em um ano solar (365,24 dias)?
- 1.35 Quantos minutos demora a luz do Sol a chegar à Terra? (A distância do Sol à Terra é de 93 milhões de milhas; a velocidade da luz é igual a $3,00 \times 10^8$ m/s.)
- 1.36 Um corredor lento percorre 1 milha em 13 min. Calcule a velocidade em (a) pol/s, (b) m/min, (c) km/h. (1 mi = 1.609 m; 1 pol (polegada) = 2,54 cm).
- 1.37 Realize as conversões: (a) Uma pessoa com 6,0 pés (ft) de altura pesa 168 kg (lb). Determine a altura dessa pessoa em metros e o seu peso em quilogramas. (1 lb = 453,6 g; 1 m = 3,28 pés). (b) O limite de velocidade em vigor em alguns estados é de 55 milhas por hora. Qual é o limite de velocidade em quilômetros por hora? (c) A velocidade da luz é $3,00 \times 10^{10}$ cm/s. Quantas milhas a luz percorre em 1 hora? (d) Chumbo é uma substância tóxica. A quantidade “normal” de chumbo no sangue de um ser humano é cerca de 0,40 parte por milhão (isto é, 0,40 g de chumbo por um milhão de gramas de sangue). Um valor de 0,80 parte por milhão (ppm) é considerado perigoso. Quantas gramas de chumbo existem em $6,0 \times 10^3$ g de sangue (a quantidade de sangue de um adulto normal) se o conteúdo em chumbo for de 0,62 ppm?
- 1.38 Faça as conversões seguintes: (a) 1,42 ano-luz para quilômetros (um ano-luz é uma medida astronômica de distância — a distância percorrida pela luz em um ano, ou 365 dias; (b) 32,4 jardas para centímetros; (c) $3,0 \times 10^{10}$ cm/s para pés/s; (d) 47,4°F para graus Celsius; (e) -273,15°C (a temperatura mais baixa) para graus Fahrenheit; (f) 71,2 cm³ para m³; 7,2 m³ para litros.
- 1.39 O alumínio é um metal leve (densidade = 2,70 g/cm³) usado na construção de aeronaves, cabos de transmissão de alta voltagem, latas de bebidas e chapas. Qual é a sua densidade em kg/m³?
- 1.40 A densidade do gás amônia, em certas condições, é 0,625 g/L. Calcule essa densidade em g/cm³.

Problemas Adicionais

- 1.41 Quais das afirmações seguintes descrevem propriedades físicas e quais descrevem propriedades químicas? (a) O ferro tende a enferrujar. (b) Em regiões industrializadas, a água da chuva tende a ser ácida. (c) As moléculas de hemoglobina têm cor vermelha. (d) Quando se deixa um copo com água ao Sol, a água desaparece gradualmente. (e) O dióxido de carbono do ar é convertido em moléculas mais complexas pelas plantas durante a fotossíntese.
- 1.42 Em 2004 cerca de 87,0 bilhões de libras de ácido sulfúrico foram produzidas nos Estados Unidos. Converta essa grandeza para toneladas.
- 1.43 Suponha que foi desenvolvida uma nova escala de temperatura na qual o ponto de fusão (-117,3°C) e o ponto de

ebulição (78,3°C) do etanol são considerados 0°S e 100°S, respectivamente, em que S é o símbolo da nova escala de temperatura. Deduza uma equação que relacione as leituras nessa escala com as leituras na escala Celsius. Qual seria a leitura nesse termômetro a 25°C?

- 1.44 Para determinar a densidade de uma barra de seção retangular de um metal, um aluno fez as seguintes medidas: comprimento = 8,53 cm; largura = 2,4 cm; altura = 1,0 cm; massa = 52,7064 g. Calcule a densidade do metal com o número correto de algarismos significativos.
- 1.45 Calcule a massa de: (a) uma esfera de ouro com 10,0 cm de raio [o volume de uma esfera de raio r é $V = (\frac{4}{3})\pi r^3$; a densidade do ouro é 19,3 g/cm³], (b) um cubo de platina de aresta 0,040 mm (densidade da platina = 21,4 g/cm³), (c) 50,0 mL de etanol (densidade do etanol = 0,798 g/mL)
- 1.46 Um tubo de vidro cilíndrico com o comprimento de 12,7 cm é preenchido com mercúrio. A massa de mercúrio necessária para encher o tubo é 105,5 g. Calcule o diâmetro interno do tubo. (Densidade do mercúrio = 13,6 g/mL.)
- 1.47 Para determinar o volume de um balão (de vidro), procedeu-se da seguinte maneira. O balão foi pesado seco e depois preenchido com água. As massas do balão vazio e cheio de água forem de 56,12 g e 87,39 g, respectivamente, e a densidade da água for de 0,9976 g/cm³; calcule o volume do balão em cm³.
- 1.48 Um objeto de prata (Ag) metálica com a massa de 194,3 g é colocado em uma proveta contendo 242,0 mL de água. O volume final observado é de 260,5 mL. Com esses dados calcule a densidade da prata.
- 1.49 O experimento descrito no Problema 1.48 é uma forma rudimentar mas conveniente de determinar a densidade de alguns sólidos. Descreva um experimento semelhante que lhe permitisse determinar a densidade do gelo. Especifique quais seriam os requisitos do líquido usado no seu experimento.
- 1.50 A velocidade do som no ar à temperatura ambiente é cerca de 343 m/s. Calcule essa velocidade em milhas por hora.
- 1.51 Os termômetros normalmente usados em residências permitem a leitura dentro de $\pm 0,1^\circ\text{F}$, mas aqueles usados nos consultórios médicos são mais exatos ($\pm 0,1^\circ\text{C}$). Expresse o percentual de erro em graus Celsius esperado para cada um desses termômetros para uma temperatura corporal de 38,9°C.
- 1.52 Um termômetro marca $24,2^\circ\text{C} \pm 0,1^\circ\text{C}$. Calcule o valor dessa temperatura em graus Fahrenheit. Qual é a incerteza?
- 1.53 A vanilina (usada para dar sabor a sorvetes de baunilha e a outros alimentos) é uma substância cujo aroma é detectado pelo nariz humano em quantidades ínfimas. O limite de detecção é $2,0 \times 10^{-11}$ g por litro de ar. Considerando o preço de 50 g de vanilina igual a R\$ 270, determine o custo da quantidade mínima de vanilina necessária para que o seu aroma seja detectado em um hangar para aeronaves de grande porte cujo volume é 5×10^7 pés³.

- 1.54 Um adulto em repouso necessita de 240 mL de oxigênio puro/min e respira cerca de 12 vezes por minuto. Se o ar inalado contiver 20% de oxigênio por volume e o ar exalado 16%, qual será o volume de ar inspirado de cada vez? (Suponha que o volume inalado seja equivalente ao do ar exalado.)
- 1.55 O volume total de água do mar é $1,5 \times 10^{21}$ L. Admita que a água do mar contenha 3,1% de cloreto de sódio por massa e que a sua densidade seja 1,03 g/mL. Calcule a massa total de cloreto de sódio em quilogramas e em toneladas. (1 t = 2.000 lb; 1 lb = 453,6 g.)
- 1.56 O magnésio (Mg) é um metal valioso usado em ligas, em baterias e na fabricação de produtos químicos. É obtido geralmente a partir da água do mar, que contém cerca de 1,3 g de Mg para cada quilograma de água. Calcule o volume de água do mar (em litros) necessário para extrair $8,0 \times 10^4$ toneladas de Mg. (Densidade da água do mar = 1,03 g/mL.)
- 1.57 Pede-se a um estudante para comprovar se um determinado cadinho é de platina pura. Ele pesa o cadinho primeiro em ar e depois suspenso em água (densidade = $0,9986 \text{ g/cm}^3$). As leituras são 860,2 g e 820,2 g, respectivamente. Com base nessas medidas e sabendo que a densidade da platina é $21,45 \text{ g/cm}^3$, qual deveria ser a sua conclusão? (*Sugestão:* Um objeto suspenso em um fluido sofre uma impulsão igual à massa de líquido deslocado pelo objeto. Despreze a impulsão no ar.)
- 1.58 A que temperatura um termômetro graduado em graus Celsius é igual à de um graduado em graus Fahrenheit?
- 1.59 A área da superfície e a profundidade média do oceano Pacífico são de $1,8 \times 10^8 \text{ km}^2$ e $3,9 \times 10^3 \text{ m}$, respectivamente. Calcule o volume de água desse oceano em litros.
- 1.60 A percentagem de erro é, muitas vezes, expressa como o valor absoluto da diferença entre o valor real e o valor experimental, dividida pelo valor real:
 Percentual de erro =
$$\frac{|\text{valor real} - \text{valor experimental}|}{|\text{valor real}|} \times 100\%$$
 em que as linhas verticais indicam valores absolutos. Calcule a percentagem de erro das seguintes medidas: (a) a densidade experimental do álcool (etanol) igual a $0,802 \text{ g/mL}$. (Valor real: $0,798 \text{ g/mL}$.) (b) Uma análise indicou que a massa de ouro em um brinco é de $0,837 \text{ g}$. (Valor real: $0,864 \text{ g}$.)
- 1.61 O ósmio (Os) é o elemento mais denso conhecido (densidade = $22,57 \text{ g/cm}^3$). Calcule a massa, em quilogramas, de uma esfera de ósmio com 15 cm de diâmetro (aproximadamente o tamanho de uma *laranja*). Veja o Problema 1.45 para calcular o volume de uma esfera.
- 1.62 Um volume de 1,0 mL de água do mar contém cerca de $4,0 \times 10^{-12} \text{ g}$ de ouro. O volume total de água oceânica é $1,5 \times 10^{21} \text{ L}$. Calcule a quantidade total de ouro (em gramas) presente na água do mar e o valor desse ouro, supondo que o preço do ouro seja de \$ 350 por onça. Com tanto ouro por aí, por que ninguém enriqueceu extraindo ouro do oceano?

- 1.63 A fina camada exterior da Terra, denominada crosta, contém apenas 0,50% da massa terrestre total e, no entanto, é a fonte de quase todos os elementos (a atmosfera fornece elementos como o oxigênio, nitrogênio e outros gases). O silício (Si) é o segundo elemento mais abundante da crosta terrestre (27,2% em massa). Calcule a massa de silício em quilogramas existente na crosta da Terra. (A massa da Terra é $5,9 \times 10^{21} \text{ t}$. 1 t = 2.000 lb; 1 lb = 453,6 g.)
- 1.64 O diâmetro de um átomo de cobre (Cu) é aproximadamente $1,3 \times 10^{-10} \text{ m}$. Quantas vezes um fio de cobre de 10 cm terá de ser dividido, até que fique reduzido a dois átomos de cobre separados? (Suponha que existam ferramentas adequadas para esse procedimento e que os átomos de cobre estejam alinhados e em contato uns com os outros.) Arredonde sua resposta para um número inteiro.
- 1.65 Um litro de gasolina no motor de um automóvel produz em média 9,5 kg de dióxido de carbono, um gás que promove o efeito estufa, isto é, o aquecimento da atmosfera terrestre. Calcule a produção anual de dióxido de carbono em quilogramas, para 40 milhões de carros percorrendo cada 5.000 milhas com um consumo de 20 milhas por litro.
- 1.66 Uma chapa de alumínio (Al) tem uma área total de 1.000 pés^2 e uma massa de 3,636 g. Qual é a espessura da folha em milímetros? (Densidade do Al = $2,699 \text{ g/cm}^3$.)
- 1.67 O cloro é usado para desinfetar piscinas. A concentração estabelecida para isso é 1 ppm de cloro ou 1 g de cloro por milhão de gramas de água. Calcule o volume de solução de cloro (em mililitros) que a dona de uma piscina deve usar, se a solução contiver 6,0% de cloro em massa e houver 2×10^4 galões de água na piscina. (1 galão = 3,79 L; densidade dos líquidos = $1,0 \text{ g/mL}$.)
- 1.68 A fluoretação é o processo de adicionar compostos de flúor à água para consumo de modo que evite a cárie dentária. Basta uma concentração de 1 ppm para esse propósito (1 ppm significa uma parte por milhão, ou 1 g de flúor para um milhão de gramas de água). O composto normalmente usado para a fluoretação é o fluoreto de sódio, que também é adicionado a alguns cremes dentais. Calcule a quantidade necessária, por ano, de fluoreto de sódio em quilogramas em uma cidade com 50.000 habitantes se o consumo diário de água por pessoa for de 150 galões. Qual é a percentagem de fluoreto de sódio “desperdiçada” se cada pessoa utilizar apenas 6,0 L de água por dia para beber e cozinhar? (O fluoreto de sódio contém 45,0% em massa de flúor. 1 galão = 3,79 L. 1 ano = 365 dias. Densidade da água = $1,0 \text{ g/mL}$.)
- 1.69 Na conservação de águas em reservatórios, os químicos espalham uma película fina de material inerte sobre a superfície da água para reduzir sua velocidade de evaporação. O pioneiro dessa técnica foi Benjamin Franklin há três séculos. Franklin verificou que 0,10 mL de óleo podia espalhar-se sobre uma área de 40 m^2 na superfície da água. Considerando que o óleo forme uma *monocamada*, isto é, uma camada com a espessura de uma molécula, calcule o comprimento de cada molécula de óleo em nanômetros (1 nm = $1 \times 10^{-9} \text{ m}$).

- 1.70 Os feromônios são substâncias secretadas por fêmeas de várias espécies de insetos para atrair os machos. Tipicamente, $1,0 \times 10^{-8}$ g de feromônio são suficientes para alcançar todos os machos em um raio de 0,50 mi. Calcule a densidade do feromônio (em gramas por litro) em um volume circular de ar com um raio de 800 m e uma altura de 1.220 cm.
- 1.71 Uma companhia de gás em Massachussetts cobra US\$ 1,30 por $1,50 \text{ pé}^3$ de gás natural. (a) Converta esse custo para dólares por litro de gás. (b) Se for necessário $0,304 \text{ pé}^3$ de gás para ferver 1 litro de água, partindo da temperatura ambiente (25°C), quanto custará ferver 2,1 L de água contida em uma chaleira?

• Problemas Especiais

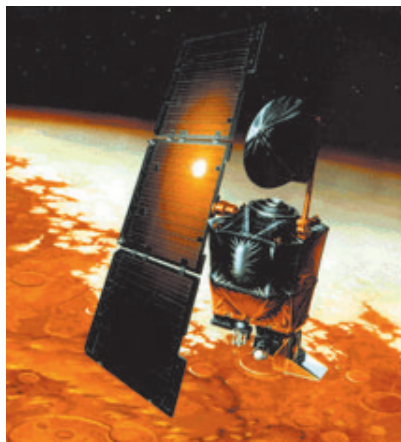
- 1.72 Os dinossauros dominaram a vida na Terra durante milhões de anos e depois desapareceram de repente. Para resolver o mistério, os paleontologistas estudaram fósseis e esqueletos encontrados em rochas em várias camadas da crosta terrestre. As suas descobertas permitiram-lhes fazer um mapa com as espécies que existiam na Terra em períodos geológicos específicos. Também mostraram que não havia esqueletos de dinossauros em rochas formadas imediatamente após o período Cretáceo, que aconteceu há cerca de 65 milhões de anos. Admite-se, portanto, que os dinossauros foram extintos a cerca de 65 milhões de anos.

Entre as várias hipóteses levantadas para explicar o seu desaparecimento duas se destacam: uma ruptura da cadeia alimentar e uma alteração drástica do clima causada por erupções vulcânicas violentas. Contudo, não havia provas convincentes de qualquer das hipóteses até 1977. Então, um grupo de paleontologistas que trabalhava na Itália obteve alguns dados intrigantes em uma escavação próxima de Gubbio. A análise química de uma camada de argila depositada por cima de sedimentos formados no período Cretáceo (e, portanto, uma camada que registra acontecimentos ocorridos *depois* do período Cretáceo) apresentava um conteúdo surpreendentemente elevado do elemento irídio (Ir). O irídio é muito raro na crosta da Terra, mas é relativamente abundante em asteróides.

Essa investigação levou à hipótese de que a extinção dos dinossauros teria ocorrido da seguinte maneira. Para justificar a quantidade de irídio encontrada, os cientistas sugeriram que um asteróide grande, com vários quilômetros de diâmetro teria atingido a Terra próximo do tempo em que os dinossauros desapareceram. O impacto do asteróide na superfície da Terra deve ter sido tão violento que, literalmente, vaporizou grande quantidade de rochas, terrenos e outros materiais. A poeira e detritos resultantes flutuaram no ar e bloquearam a luz do sol durante meses, talvez anos. Na ausência de luz solar abundante, as plantas não podiam crescer, e o registro fóssil confirma que muitos tipos de plantas, de fato, desapareceram nessa época. Conseqüentemente, é claro, muitos animais que se alimentavam de plantas morreram e, por sua vez, os animais

carnívoros começaram a passar fome. A diminuição de fontes alimentares afetou, obviamente, os animais grandes que necessitam de grandes quantidades de alimentos. Portanto, os enormes dinossauros desapareceram em razão da falta de comida.

- (a) Como o estudo da extinção dos dinossauros ilustra o método científico?
- (b) Sugira duas maneiras de testar a hipótese.
- (c) Na sua opinião, justifica-se a referência à explicação do asteróide como a teoria da extinção dos dinossauros?
- (d) As provas existentes sugerem que cerca de 20% da massa do asteróide, após atravessar as camadas superiores da atmosfera, converteu-se em poeira e se espalhou uniformemente por toda a Terra. Essa poeira correspondia a cerca de $0,02 \text{ g/cm}^2$ da superfície terrestre. Provavelmente o asteróide teria uma densidade de cerca de 2 g/cm^3 . Calcule a massa em quilogramas e em toneladas) do asteróide e seu raio em metros, admitindo que era uma esfera. (A área da Terra é $5,1 \times 10^{14} \text{ m}^2$; $1 \text{ lb} = 453,6 \text{ g}$.) (Fonte: *Consider a Spherical Cow — A Course in Environmental Problem Solving*. Mill Valley, CA: J. Harte, University Science Books, 1988. Reprodução autorizada.)



Conceito artístico sobre Orbitador Climático do planeta Marte.

1.73 O Orbitador Climático de Marte, que deveria ser o primeiro satélite climático do planeta vermelho, foi destruído pelo aquecimento quando entrava na atmosfera de Marte em 1999. A perda da espaçonave foi causada pela falha em converter unidades de medida inglesas em unidades SI no software de navegação. Os engenheiros que construíram a espaçonave especificaram a sua impulsão em libras, que é uma unidade inglesa. Os cientistas da Nasa presumiram que os dados recebidos tinham

sido expressos em newtons (N). Expressa como uma unidade de força, 1 lb é a força da atração gravitacional sobre um objeto com essa massa, e $1 \text{ N} = 1 \text{ kg m/s}^2$. Qual é a relação entre essas duas unidades de força, ou seja, libra e newton? Por que a espaçonave entrou em Marte em uma órbita muito mais baixa do que a planejada? [1 lb = 0,4536 kg; aceleração da gravidade (g) = $9,81 \text{ m/s}^2$. Segunda lei de movimento de Newton? força = massa \times aceleração.]

• Respostas dos Exercícios

1.1 96,5 g. **1.2** (a) 621,5°F, (b) 78,3°C, (c) -196°C .

1.3 (a) Dois, (b) quatro, (c) três, (d) dois, (e) três ou dois.

1.4 (a) 26,76 L, (b) 4,4 g, (c) $1,6 \times 10^7 \text{ dm}^2$,

(d) 0,0756 g/mL, (e) $6,69 \times 10^4 \text{ m}$. **1.5** 2,36 lb.

1.6 $1,08 \times 10^5 \text{ m}^3$. **1.7** $0,534 \text{ g/cm}^3$.