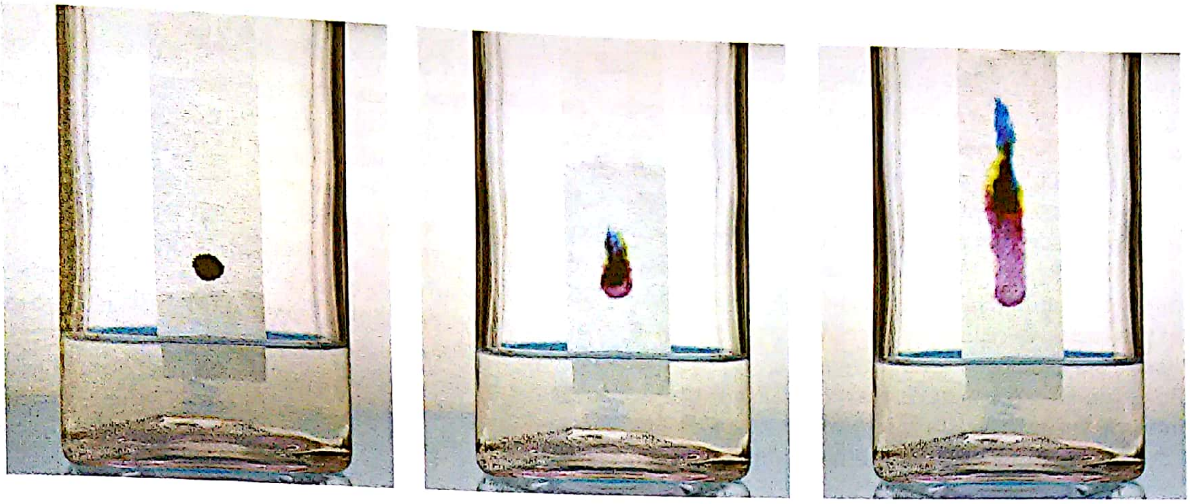


(a) (b) (c)

Figura 1.14 Separação por cromatografia de papel da tinta de caneta em dois componentes. (a) A água começa a subir no papel. (b) A água move-se acima da marca de tinta de caneta, dissolvendo seus diferentes componentes em diferentes proporções. (c) A água separou a tinta em seus diferentes componentes.

As diferentes capacidades das substâncias em aderir às superfícies de vários sólidos, como papel e amido, podem ser usadas para separar misturas. Esta é a base da cromatografia (literalmente 'a escrita das cores'), uma técnica que pode dar resultados maravilhosos e dramáticos. Um exemplo de separação cromatográfica de tinta de caneta é mostrado na Figura 1.14.

FILME
Cromatografia de papel de tinta de caneta

Um olhar mais de perto O método científico

A química é uma ciência experimental. Na atualidade, a idéia de usar experimentos para entender a natureza parece um padrão natural de pensamento para nós, mas houve uma época, antes do século XVII, que os experimentos raramente eram utilizados. Os gregos antigos, por exemplo, não contavam com eles para testar suas idéias.

Embora dois cientistas diferentes dificilmente abordem o mesmo problema exatamente do mesmo modo, existem algumas diretrizes para a prática da ciência, que vêm a ser conhecidas como **método científico**. Essas diretrizes estão esquematizadas na Figura 1.15. Começamos coletando informações, ou *dados*, observando e experimentando. Entretanto, a coleta de informações não é o objetivo final. O intuito é encontrar um padrão ou significado de regras em nossas observações e entender a origem dessas regras.

À medida que realizamos nossos experimentos, podemos começar a ver padrões que nos levem a uma *tentativa de explicação*, ou **hipótese**, que nos direciona no planejamento de experimentos posteriores. Eventualmente, podemos ser capazes de unir um grande número de informações em uma única sentença ou equação e chamá-la de lei científica. **Lei científica** *é uma sentença verbal concisa ou uma equação matemática que resume grande variedade de observações e experiências.* Temos a tendência de pensar nas leis da natureza como regras básicas segundo as quais esta opera. Entretanto, não é que a matéria obedeça às leis da natureza; mais especificamente, as leis da natureza descrevem o comportamento da matéria.

Em muitos estágios de nossos estudos, poderemos propor explicações de por que a natureza se comporta de certa maneira em particular. Se uma hipótese é suficientemente geral e é continuamente efetiva em prever fatos que ainda serão observados, é chamada de teoria ou modelo. **Teoria** *é uma explicação dos princípios gerais de certos fenômenos, com considerável evidência ou fatos para suportá-la.* Por exemplo, a teoria de Einstein sobre a relatividade foi uma maneira nova

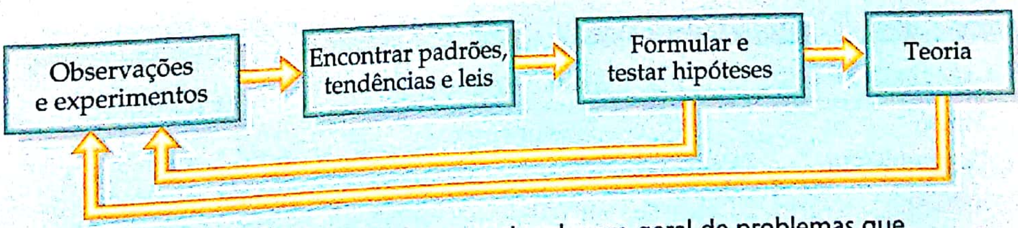


Figura 1.15 O método científico é uma abordagem geral de problemas que envolvem observar, procurar padrões nas observações, formular hipóteses para explicar as observações e testá-las em experimentos posteriores. Essas hipóteses que resistem a tais testes e mostram-se úteis em explicar ou prever um comportamento tornam-se conhecidas como teorias.

e revolucionária de se pensar sobre o espaço e o tempo. Entretanto, foi mais do que apenas uma simples hipótese porque era possível usá-la para fazer previsões que podiam ser testadas experimentalmente. Quando esses experimentos foram realizados, os resultados em geral estavam de acordo com as previsões e não eram explicados por teorias anteriores de tempo e espaço baseadas no trabalho de Newton. Portanto, a excelente teoria da relatividade foi amparada, mas não provada. Na realidade, nunca podemos provar que uma teoria está absolutamente correta.

À medida que prosseguirmos, raramente teremos a oportunidade de discutir as dúvidas, os conflitos, a discordância de pontos de vista e a revolução de percepção que nos levaram às idéias atuais. Precisamos estar atentos ao fato de que apenas porque sabemos decifrar os resultados da ciência tão eficazmente em livros não significa que o progresso científico seja regular, certo e previsível. Algumas das idéias que apresentamos neste livro levaram séculos para ser desenvolvidas e envolveram grande número de cientistas. Adquirimos nosso entendimento do mundo natural apoiando-nos nas obras dos cientistas que nos precederam. Tire vantagem desse entendimento. Conforme for estudando, exercite sua imaginação. Não tenha medo de fazer perguntas audazes quando elas vierem à sua mente. Você pode ficar encantado com o que vai descobrir.

1.4 Unidades de medida

Muitas propriedades da matéria são *quantitativas*; isto é, são associadas a números. Quando um número representa uma medida quantitativa, as unidades de grandeza devem sempre ser especificadas. Dizer que o comprimento de um lápis é 17,5 não significa nada. Dizer que é 17,5 centímetros descreve adequadamente seu comprimento. As unidades usadas em medidas científicas são as do **sistema métrico**.

O sistema métrico, desenvolvido inicialmente na França, no final do século XVIII, é usado como o sistema de medidas na maioria dos países do mundo. Vários países adotam o sistema inglês de medidas, embora o uso do sistema métrico esteja se tornando cada vez mais comum nesses países.

Unidades SI

Em 1960, chegou-se a um acordo internacional especificando uma escolha particular de unidades métricas para uso em medidas científicas. Essas unidades preferenciais são chamadas **unidades SI**, abreviatura de *Système International d'Unités*. O sistema SI tem sete *unidades básicas* das quais todas as outras são derivadas. A Tabela 1.4 relaciona essas unidades básicas e seus símbolos. Neste capítulo abordaremos as unidades básicas de comprimento, massa e temperatura.

Os prefixos são usados para indicar frações decimais ou múltiplos de várias unidades. Por exemplo, o prefixo *mili-* representa uma fração 10^{-3} da unidade: um miligrama (mg) é 10^{-3} grama (g), um milímetro (mm) é 10^{-3} metro (m) e assim por diante. Os prefixos empregados com mais freqüência em química estão relacionados na Tabela 1.5. Ao usar o sistema SI e resolver os exercícios deste livro, é preciso saber utilizar notação exponencial. Se você não está familiarizado com esse conceito ou quer revisá-lo, recorra ao Apêndice A.1.

Apesar de unidades fora do SI estarem sendo abandonadas, ainda existem algumas que são freqüentemente usadas pelos cientistas. Sempre que depararmos com uma unidade fora do SI pela primeira vez, a unidade SI correta será dada.

Comprimento e massa

A unidade SI básica de *comprimento* é o metro (m). As relações entre as unidades dos sistemas inglês e métrico que usaremos com mais freqüência neste livro estão no encarte. Na Seção 1.6 abordaremos como converter unidades do sistema inglês para o sistema métrico e vice-versa.

TABELA 1.4 Unidades SI básicas

Grandeza física	Nome da unidade	Abreviatura
Massa	Quilograma	kg
Comprimento	Metro	m
Tempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Quantidade de matéria	Mol	mol
Corrente elétrica	Ampère	A
Intensidade luminosa	Candela	cd

TABELA 1.5 Alguns prefixos usados no sistema métrico

Prefixo	Abreviatura	Significado	Exemplo
Giga	G	10^9	1 gigâmetro (Gm) = 1×10^9 m
Mega	M	10^6	1 megâmetro (Mm) = 1×10^6 m
Quilo	k	10^3	1 quilômetro (km) = 1×10^3 m
Deci	d	10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0,1 m
Centi	c	10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0,01 m
Mili	m	10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0,001 m
Micro	μ[a]	10^{-6}	1 mícron (μm) = 1×10^{-6} m
Nano	n	10^{-9}	1 nanômetro (nm) = 1×10^{-9} m
Pico	p	10^{-12}	1 picômetro (pm) = 1×10^{-12} m
Femto	f	10^{-15}	1 femtômetro (fm) = 1×10^{-15} m

[a] Essa é a letra grega mi.

Massa[1] é a medida da quantidade de material em um objeto. A unidade SI básica de massa é o quilograma (kg). Essa unidade básica é singular uma vez que usa o prefixo *quilo-*, em vez de usar somente a palavra *grama*. Obtêm-se outras unidades para massa adicionando-se prefixos à palavra *grama*.

COMO FAZER 1.2

Qual é o nome dado para a unidade que é igual a **(a)** 10^{-9} grama; **(b)** 10^{-6} segundo; **(c)** 10^{-3} metro?

Solução Em cada caso recorremos à Tabela 1.5 para encontrar o prefixo relacionado a cada fração decimal: **(a)** nanograma, ng; **(b)** microssegundo, μs; **(c)** milímetro, mm.

PRATIQUE

(a) Qual fração decimal de um segundo corresponde a um picossegundo, ps? **(b)** Expresse a medida $6{,}0 \times 10^3$ m usando um prefixo para substituir a potência de dez. **(c)** Use a notação exponencial padrão para expressar 3,76 mg em gramas.

Respostas: **(a)** 10^{-12} s; **(b)** 6,0 km; **(c)** $3{,}76 \times 10^{-3}$ g.

Temperatura

Compreendemos temperatura como a medida de calor ou frieza de um objeto. De fato, a temperatura determina a direção do fluxo de calor. O calor sempre flui espontaneamente de uma substância à temperatura mais alta para outra à temperatura mais baixa. Logo, sentimos a afluência de energia quando tocamos um objeto quente e sabemos que o objeto está à temperatura mais alta do que a de nossas mãos.

As escalas de temperatura normalmente empregadas em estudos científicos são Celsius e Kelvin. A **escala Celsius** é também empregada no dia-a-dia na maioria dos países. Ela foi originalmente baseada na atribuição de 0 °C ao ponto de congelamento da água e 100 °C ao ponto de ebulição da água no nível do mar (Figura 1.16).

A **escala Kelvin** é a escala de temperatura no SI e a unidade SI de temperatura é o kelvin (K). Historicamente, a escala Kelvin foi baseada nas propriedades dos gases; sua origem será abordada no Capítulo 10. O zero nessa escala é a temperatura mais baixa que se pode atingir, –273,15 °C, uma temperatura conhecida como *zero absoluto*. As escalas Celsius e Kelvin têm unidades de mesmo tamanho – isto é, um kelvin é do mesmo tamanho que um grau Celsius. Assim, as escalas Kelvin e Celsius relacionam-se da seguinte forma:

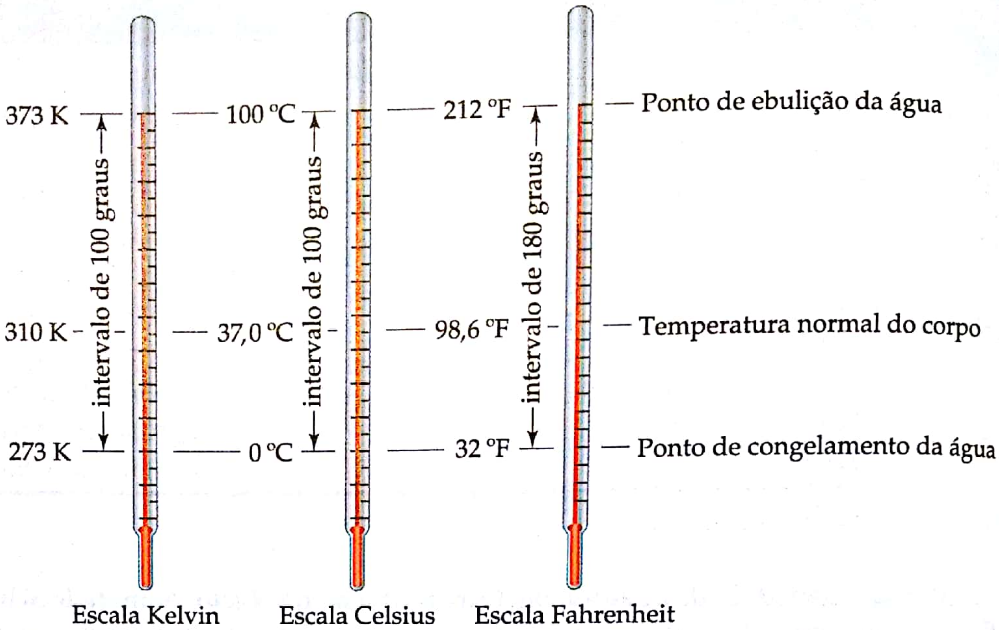
$$K = \,^\circ C + 273{,}15 \qquad [1.1]$$

O ponto de congelamento da água , 0 °C, é 273,15 K (Figura 1.16). Observe que não usamos o sinal de grau (°) com temperaturas na escala Kelvin.

A escala comum de temperatura nos Estados Unidos é a *escala Fahrenheit*, que geralmente não é empregada em estudos científicos. Na escala Fahrenheit, a água congela a 32 °F e ferve a 212 °F. As escalas Fahrenheit e Celsius relacionam-se da seguinte forma:

1 Massa e peso não são termos permutáveis e freqüentemente se pensa, de maneira equivocada, que são a mesma coisa. O peso de um objeto é a força que a massa exerce devido à gravidade. No espaço, onde as forças gravitacionais são muito fracas, um astronauta pode não ter peso, mas terá massa. Na realidade, a massa do astronauta no espaço é a mesma que se ele estivesse na Terra.

Figura 1.16 Comparação entre as escalas de temperatura Kelvin, Celsius e Fahrenheit.



$$°C = \frac{5}{9}(°F - 32) \quad \text{ou} \quad °F = \frac{9}{5}(°C) + 32 \qquad [1.2]$$

COMO FAZER 1.3

Se a previsão do tempo diz que a temperatura do dia atingirá 31 °C, qual é a temperatura prevista **(a)** em K; **(b)** em °F?

Solução **(a)** Usando a Equação 1.1, temos $K = 31 + 273 = 304$ K

(b) Usando a Equação 1.2, temos $°F = \frac{9}{5}(31) + 32 = 56 + 32 = 88$ °F

PRATIQUE

Etilenoglicol, o principal ingrediente de anticongelantes, congela a –11,5 °C. Qual o ponto de congelamento **(a)** em K; **(b)** em °F?

Respostas: **(a)** 261,7 K; **(b)** 11,3 °F.

Unidades derivadas do SI

As unidades básicas do SI que estão na Tabela 1.4 são usadas para derivar as unidades de outras quantidades. Para se fazer isso, usamos a equação que define a quantidade, substituindo as unidades básicas apropriadas. Por exemplo, a velocidade é definida como a razão da distância percorrida com o decorrer do tempo. Logo, a unidade SI para velocidade é a unidade SI de distância (comprimento) dividida pela unidade SI de tempo, m/s, que lemos 'metros por segundo'. Encontraremos, posteriormente neste livro, muitas unidades derivadas, como as de força, pressão e energia. Neste capítulo examinaremos as unidades derivadas para volume e densidade.

Volume

O *volume* de um cubo é dado por seu comprimento cúbico (comprimento)^3. Logo, a unidade básica SI de volume é o metro cúbico, ou m^3, o volume de um cubo que tem 1 m em cada aresta. Unidades menores, tais como centímetros cúbicos, cm^3 (escrito algumas vezes como *cc*), são freqüentemente usadas em química. Outra unidade de volume quase sempre usada em química é o litro (L), que é igual a um decímetro cúbico, dm^3, e ligeiramente maior que uma quarta. O litro é a primeira unidade métrica que encontramos e que *não* é uma unidade SI. Existem 1.000 mililitros (mL) em um litro (Figura 1.17), e cada mililitro tem o mesmo volume de um centímetro cúbico: 1 mL = 1 cm^3. Os termos *mililitro* e *centímetro cúbico* são permutáveis quando expressamos volume.

Os dispositivos mais comumente usados em química para medir volume estão ilustrados na Figura 1.18. Seringas, buretas e pipetas permitem verter líquidos com mais precisão do que provetas. Balões volumétricos são usados para conter volumes específicos de líquidos.

Densidade

A **densidade** é muito utilizada para caracterizar substâncias. É definida como a quantidade de massa em uma unidade de volume de substância:

$$\text{Densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \qquad [1.3]$$

A densidade de sólidos e líquidos é, em geral, expressa em unidades de gramas por centímetro cúbico (g/cm^3) ou gramas por mililitro (g/mL). As densidades de algumas substâncias comuns estão relacionadas na Tabela 1.6. O fato de a densidade da água ser igual a 1,00 g/mL não é uma coincidência; a grama foi definida originalmente como a massa de 1 mL de água à temperatura específica. Uma vez que a maioria das substâncias varia o volume quando é aquecida ou resfriada, as densidades são dependentes da temperatura. Quando relatamos densidades, a temperatura deve ser especificada. Geralmente supomos que a temperatura é 25 °C, próxima da temperatura ambiente, quando ela não é fornecida.

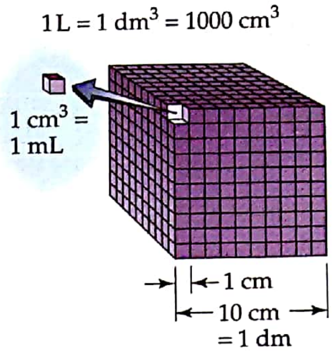


Figura 1.17 Um litro equivale a um decímetro cúbico, $1\ L = 1\ dm^3$. Cada decímetro cúbico contém 1.000 centímetros cúbicos, $1\ dm^3 = 1.000\ cm^3$. Cada centímetro cúbico é igual a um mililitro, $1\ cm^3 = 1\ mL$.

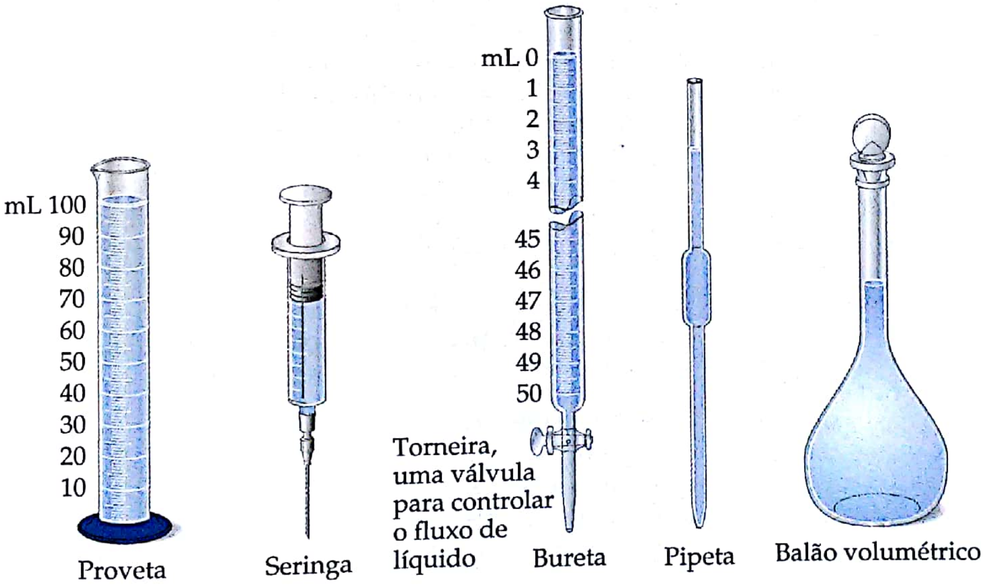


Figura 1.18 Dispositivos comuns usados em laboratórios de química para medir e verter volumes de líquidos. A proveta, seringa e bureta são usadas para verter volumes variados de líquido; a pipeta é usada para verter um volume específico de líquido. O balão volumétrico suporta um volume específico de líquido quando cheio até a marca.

TABELA 1.6 Densidades de algumas substâncias a 25 °C

Substância	Densidade (g/cm^3)
Ar	0,001
Balsa de madeira	0,16
Etanol	0,79
Água	1,00
Etilenoglicol	1,09
Açúcar refinado	1,59
Sal de cozinha	2,16
Ferro	7,9
Ouro	19,32

A química no trabalho A química no noticiário

A química é um campo muito vívido e ativo da ciência. Por fazer parte de nossa vida, surgem reportagens sobre questões relativas à química nos noticiários praticamente todos os dias. Algumas mencionam avanços recentes no desenvolvimento de novos medicamentos, materiais e processos. Outras tratam de problemas de meio ambiente e segurança pública. À medida que estudar química, esperamos que desenvolva habilidades para entender melhor o impacto dela na sua vida. Essas habilidades são necessárias para que você possa participar de discussões e debates públicos sobre questões relacionadas à química, as quais afetam sua comunidade, seu país e o mundo. Como exemplo, resumimos aqui algumas das mais recentes histórias nas quais a química toma parte.

"Células de combustível produzem energia diretamente de hidrocarbonetos"

A chegada de carros elétricos, tal como o mostrado na Figura 1.19, como um meio prático de transporte, tem sido adiada por anos devido a problemas em encontrar uma fonte de energia adequada. As baterias, que são disponíveis a um custo razoável, são muito pesadas e permitem apenas uma quilometragem limitada antes da necessidade de recarga. A célula a pilha, na qual ocorre uma reação química usada para fornecer energia elétrica diretamente, é uma alternativa para a bateria. Até o momento células a pilha eficazes necessitam de hidrogênio como combustível. O hidrogênio tem uma produção cara e estocá-lo é problemático, além de apresentar perigo potencial.

Recentemente, pesquisadores da Universidade da Pensilvânia demonstraram que combustíveis mais adequados, mais baratos e potencialmente mais seguros, como butano e óleo diesel, podem ser usados para produzir eletricidade diretamente em uma célula a pilha mais moderna. Butano e óleo diesel são constituídos de hidrocarbonetos, moléculas que contêm apenas átomos de hidrogênio e carbono. O segredo da nova tecnologia é o desenvolvimento de um novo material para eletrodos de células a pilha, o qual contém o elemento cobre, que presumivelmente ajuda a catalisar a reação eletroquímica no eletrodo.

Apesar de essa nova tecnologia parecer muito promissora, você ainda não poderá fazer seu pedido de um carro elétrico incorporando essa tecnologia. Vários problemas de engenharia e de custo precisam ser resolvidos antes de ele tornar-se uma realidade comercial. No entanto, muitas companhias automobilísticas estabeleceram como meta colocar um automóvel movido a pilha no mercado até 2004 ou um pouco antes.

"Adicionar ferro ao oceano estimula a fotossíntese"

A vida vegetal microscópica — fitoplâncton — está escassa em certas partes do oceano (Figura 1.20). Há vários anos, os cientistas propuseram que essa escassez fosse causada pela falta de nutrientes vegetais, basicamente ferro. Uma vez que o fitoplâncton absorve dióxido de carbono na fotossíntese, foi proposto também que quantidades relativamente pequenas de ferro distribuídas em regiões apropriadas dos oceanos poderiam reduzir o dióxido de carbono atmosférico, dessa forma diminuindo o aquecimento terrestre. Se o fitoplâncton for ao fundo do oceano quando morrer, o dióxido de carbono não pode retornar para a atmosfera com a decomposição dos microorganismos.

Recentemente, têm-se realizado estudos nos quais ferro foi adicionado à superfície dos oceanos do sul próximos à Antártida para estudar seu efeito no fitoplâncton. A adição de ferro resultou em aumento substancial na quantidade de fitoplâncton e no mínimo uma diminuição por um período curto na quantidade de dióxido de carbono no ar imediatamente acima deles. Esses resultados estavam compatíveis com experimentos análogos realizados anteriormente na região equatorial do Oceano Pacífico, confirmando a hipótese de que o ferro é o nutriente limitante para esses microorganismos em muitos oceanos. Entretanto, não houve aumento na quantidade de microorganismos que afundavam. Assim, esse procedimento pode ser inútil para a redução do dióxido de carbono atmosférico, por períodos longos.

"Nanotecnologia: propaganda e esperança"

Nos últimos 15 anos temos assistido a uma explosão de equipamentos relativamente baratos e técnicas para investigar e manipular materiais em escala de tamanho nanométrico. Essas capacidades têm levado a previsões otimistas de

Figura 1.19 Seção reta de um carro alimentado por células a pilha.

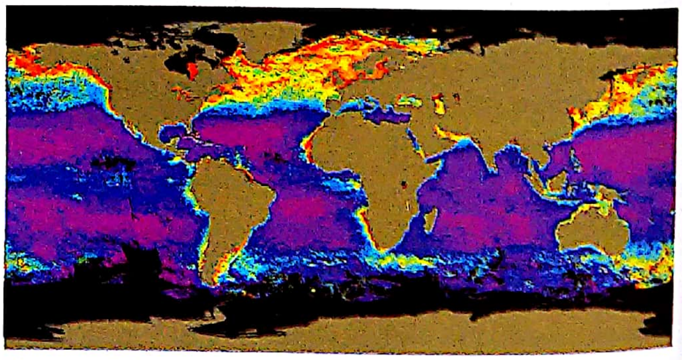


Figura 1.20 Imagem de satélite, realçada em cores, dos oceanos do globo, destacando a distribuição e a concentração de fitoplâncton. As regiões vermelha e laranja possuem a maior concentração, enquanto as regiões azul-claro e violeta-escuro apresentam as menores concentrações.

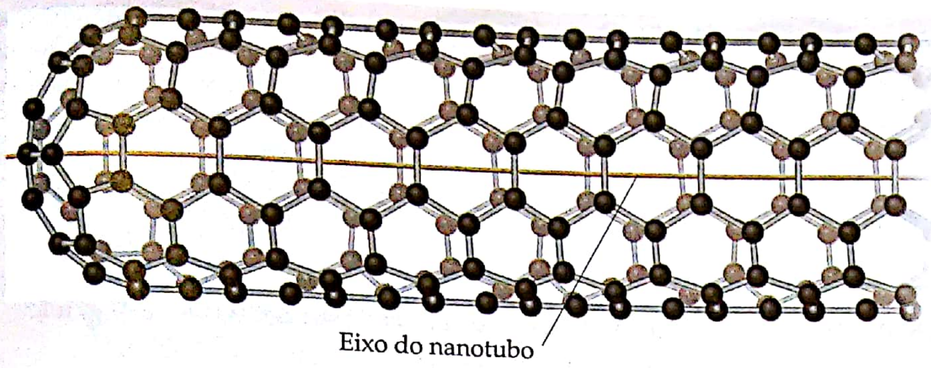


Figura 1.21 Uma seção de nanotubo de carbono. Cada interseção na rede representa um átomo de carbono unido quimicamente a três outros.

nanotecnologias futurísticas incluindo máquinas em escala molecular e robôs que podem manipular matéria com precisão atômica. Muitos acreditam que tais expectativas sejam somente alarde, enquanto outros expressam a esperança de que elas possam se concretizar.

Materiais de escala nanométrica exibem propriedades químicas e físicas diferentes de materiais volumosos. Por exemplo, o carbono pode formar estruturas tubulares como mostrado na Figura 1.21. Esses tubos, chamados de nanotubos, lembram um rolo cilíndrico de tela de arame. Quando os nanotubos são formados com perfeição, conduzem corrente elétrica como um metal.

Os cientistas têm aprendido que as propriedades elétricas e óticas de certas partículas de tamanho nanométrico podem ser harmonizadas ajustando-se seu tamanho e sua forma. Tais propriedades são, portanto, de interesse para aplicações em dispositivos óticos de armazenamento de dados e sistemas ultra-rápidos de comunicação de dados. Embora essas aplicações estejam há anos da realização comercial, elas oferecem a promessa de mudanças dramáticas não apenas no tamanho dos dispositivos eletrônicos, sensores e muitos outros itens, mas também na maneira que eles são fabricados. Sugere-se que tais dispositivos possam ser montados a partir de componentes mais simples e menores como moléculas e outras estruturas nanométricas. Esse caminho é análogo ao que a natureza utiliza para construir arquiteturas biológicas complexas.

"Em busca de uma superaspirina"

A aspirina, introduzida em 1899, foi um dos primeiros medicamentos desenvolvidos e ainda é um dos mais largamente usados. Estima-se que 20 bilhões de comprimidos de aspirina são ingeridos a cada ano nos Estados Unidos. Planejada originalmente para abrandar a dor e aliviar juntas e músculos doloridos, mostrou-se um medicamento altamente complexo, com poderes e limitações inesperados. Descobriu-se que ela reduz a incidência de ataques cardíacos e é eficaz na diminuição da incidência da doença de Alzheimer e câncer do trato digestório. Ao mesmo tempo, entretanto, a aspirina ataca o revestimento estomacal, causando sangramento ou até úlceras, e normalmente causa problemas intestinais.

Uma das formas de ação da aspirina é bloquear uma enzima (um tipo de proteína) chamada COX-2, que promove inflamação, dor e febre. Infelizmente, ela também interfere com a COX-1, uma enzima correlata que produz hormônios essenciais à saúde do estômago e dos rins. Um agente analgésico e antiinflamatório eficiente inibiria o COX-2 sem interferir com o COX-1. O formato da molécula de aspirina é mostrado na Figura 1.22 (a). A aspirina age transferindo parte da sua molécula, conhecida como grupo acetil, para o COX-2, desativando-o. Um substituto da aspirina tem de manter esse aspecto da molécula, o qual é salientado na Figura 1.22 (a). A substituição deve também manter o formato geral e o tamanho da molécula de aspirina, de tal forma a encaixar-se no espaço da enzima do mesmo modo que a aspirina.

Uma variação promissora da molécula de aspirina é mostrada na Figura 1.22 (b). A parte modificada consiste de um átomo de enxofre (amarelo) seguido por uma 'cauda' de átomos de carbonos (preto) ligados a átomos de hidrogênio (branco). Essa molécula é um inibidor em potencial de COX-2 que parece não afetar o COX-1. Essa e outras moléculas de 'superaspirina' devem passar por testes de segurança por períodos longos antes de ser colocadas nas prateleiras das farmácias, mas a tempo de substituir a aspirina e outros medicamentos antiinflamatórios não-esteróides.

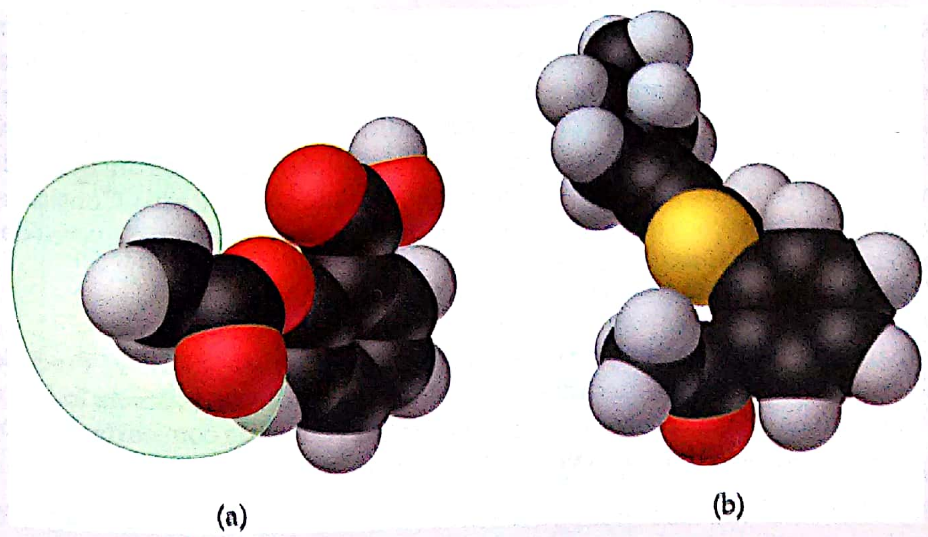


Figura 1.22 (a) Um modelo molecular da aspirina; a parte destacada da molécula é transferida quando a aspirina desativa a enzima COX-2. (b) Modelo molecular de uma nova 'superaspirina' potencial cuja estrutura molecular está relacionada com a da aspirina.

Os termos *densidade* e *peso* algumas vezes causam confusão. Quando uma pessoa diz que o ferro pesa mais que o ar normalmente quer dizer que o ferro tem uma densidade maior do que o ar; 1 kg de ar tem a mesma massa que 1 kg de ferro, mas o ferro ocupa um volume menor, por isso atribui-se a ele densidade maior. Se combinamos dois líquidos que não se misturam, o menos denso flutuará no mais denso.

COMO FAZER 1.4

(a) Se $1{,}00 \times 10^2$ g de mercúrio ocupam um volume de 7,63 cm^3, qual será sua densidade?
(b) Calcule o volume ocupado por 65,0 g de metanol líquido (álcool da madeira) sendo sua densidade 0,791 g/mL.
(c) Qual é a massa em gramas de um cubo de ouro (densidade = 19,32 g/cm^3) de arestas iguais a 2,00 cm?

Solução **(a)** Foi nos dado massa e volume, logo a Equação 1.3 fornece

$$\text{Densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{1{,}00 \times 10^2\ \text{g}}{7{,}36\ \text{cm}^3} = 13{,}6\ \text{g/cm}^3$$

(b) Resolvendo a Equação 1.3 para volume, e usando a massa e a densidade fornecidas, temos

$$\text{Volume} = \frac{\text{massa}}{\text{densidade}} = \frac{65{,}0\ \text{g}}{0{,}791\ \text{g/mL}} = 82{,}2\ \text{mL}$$

(c) Podemos calcular a massa a partir do volume do cubo e de sua densidade. O volume do cubo pode ser calculado a partir do comprimento de suas arestas:

$$\text{Volume} = (2{,}00\ \text{cm})^3 = (2{,}00)^3\ \text{cm}^3 = 8{,}00\ \text{cm}^3$$

Resolvendo a Equação 1.3 para a massa e substituindo o volume e a densidade fornecidos temos que

$$\text{Massa} = \text{volume} \times \text{densidade} = (8{,}00\ \text{cm}^3)(19{,}32\ \text{g/cm}^3) = 155\ \text{g}$$

PRATIQUE

(a) Calcule a densidade de 374,5 g de uma amostra de cobre considerando que seu volume é 41,8 cm^3. **(b)** Um estudante precisa de 15,0 g de etanol para um experimento. Se a densidade do álcool é 0,789 g/mL, de quantos mililitros de álcool ele precisa? **(c)** Qual é a massa, em gramas, de 25,0 mL de mercúrio (densidade = 13,6 g/mL)?
Respostas: **(a)** 8,96 g/cm^3; **(b)** 19,0 mL; **(c)** 340 g.

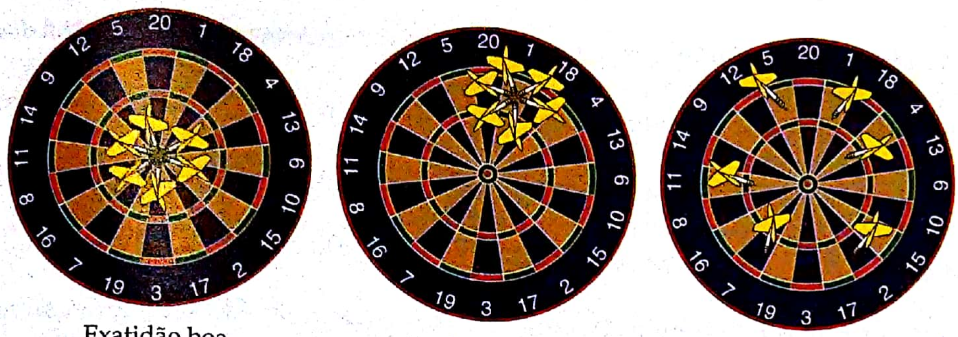
1.5 Incerteza na medida

Existem dois tipos de números em um trabalho científico: *números exatos* (aqueles cujos valores são conhecidos com exatidão) e *números inexatos* (aqueles cujos valores têm alguma incerteza). A maioria dos números exatos tem valores definidos. Por exemplo, existem exatamente 12 ovos em uma dúzia, exatamente 1.000 g em um quilograma e exatamente 2,54 cm em uma polegada. O número 1 em qualquer fator de conversão entre unidades, como em 1 m = 1.000 cm ou 1 kg = 2,2046 lb, é também um número exato. Números exatos ainda podem ser resultantes da contagem do número de objetos. Por exemplo, podemos contar o número exato de bolas de gude em um pote ou o número exato de pessoas em uma sala de aula.

Os números obtidos a partir de medidas são sempre *inexatos*. Existem sempre limitações intrínsecas nos equipamentos usados para medir grandezas (erro de equipamentos) e diferenças em medições realizadas com o mesmo instrumento por pessoas diferentes (erro humano). Suponha que dez estudantes com dez balanças diferentes recebam a mesma moeda norte-americana de dez centavos para pesar. As dez medidas variarão muito ligeiramente. As balanças podem estar calibradas de forma um pouco diferente e poderá haver diferenças na leitura que cada estudante faz da massa na balança. Contar números muito grandes de objetos geralmente acarreta erro. Considere, por exemplo, como é difícil obter exatidão nas informações do censo de uma cidade ou da contagem de votos das eleições. Lembre-se: *Sempre existem incertezas em medidas de grandezas.*

Precisão e exatidão

Os termos *precisão* e *exatidão* são normalmente usados no exame de incertezas de valores de medidas. **Precisão** é uma medida do grau de aproximação entre os valores das medidas individuais. **Exatidão** ou **acurácia** indica o grau de aproximação entre as medidas individuais e o valor correto ou 'verdadeiro'. A analogia com os dardos fincados em um alvo ilustrado na Figura 1.23 representa a diferença entre esses dois conceitos.



Exatidão boa
Boa precisão

Exatidão ruim
Boa precisão

Exatidão ruim
Precisão ruim

Figura 1.23 A distribuição de dardos em um alvo ilustra a diferença entre exatidão e precisão.

No laboratório geralmente realizamos várias 'tentativas' diferentes para um mesmo experimento. Alcançamos confiança na exatidão de nossas medidas se chegamos aproximadamente ao mesmo valor em cada uma das vezes. Entretanto, a Figura 1.23 nos lembra de que medidas precisas podem ser inexatas. Por exemplo, se uma balança muito precisa é calibrada de modo satisfatório, as massas que medimos serão constantemente altas ou baixas. Serão inexatas mesmo que sejam precisas.

Algarismos significativos

Suponha que você pese uma moeda norte-americana de dez centavos em uma balança capaz de medir até o mais próximo de 0,0001 g. Você poderá informar a massa como 2,2405 ± 0,0001 g. A notação ± (leia 'mais ou menos') expressa a incerteza de uma medida. Em muitos trabalhos científicos desprezamos a notação ± no entendimento de que existe uma incerteza de no mínimo uma unidade no último dígito da grandeza medida. Isto é, *grandezas medidas são geralmente relatadas de tal modo que apenas o último dígito seja incerto.*

A Figura 1.24 mostra um termômetro com sua coluna líquida entre as marcas da escala. Podemos ler os dígitos exatos da escala e estimar os incertos. A partir das marcas da escala, vemos que o líquido está entre 25 e 30 °C. Podemos estimar que a temperatura seja 27 °C, estando de alguma forma incertos sobre o segundo dígito de nossa medida.

Todos os dígitos de uma grandeza medida, incluindo os incertos, são chamados **algarismos significativos**. Uma medida de massa informada como 2,2 g tem dois algarismos significativos, enquanto uma massa informada como 2,2405 g tem cinco algarismos significativos. Quanto maior o número de algarismos significativos, maior é a certeza envolvida na medida.

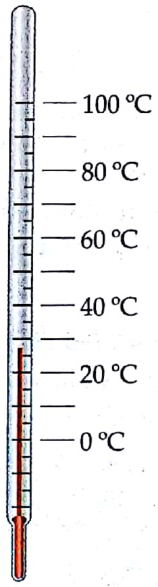


Figura 1.24 Um termômetro com marcação a cada 5 °C. A temperatura está entre 25 e 30 °C e é aproximadamente 27 °C.

COMO FAZER 1.5

Qual a diferença entre 4,0 g e 4,00 g?

Solução Muitas pessoas diriam que não há diferenças, mas um cientista perceberia a diferença no número de algarismos significativos das duas medidas. O valor 4,0 g tem dois algarismos significativos, enquanto 4,00 g tem três. Isso implica que a primeira medida tem maior incerteza. Uma massa de 4,0 g indica que a massa está entre 3,9 e 4,1 g; a massa é 4,0 ± 0,1 g. A medida de 4,00 g implica que a massa está entre 3,99 e 4,01 g; a massa é 4,00 ± 0,01 g.

PRATIQUE

Uma balança tem uma precisão de ± 0,001g. Uma amostra que pesa aproximadamente 25 g é colocada nessa balança. Quantos algarismos significativos devem ser informados para esta medida?

Resposta: 5, como na medida 24,995 g.

ATIVIDADE
Algarismos significativos

Em qualquer medida relatada apropriadamente, todos os dígitos diferentes de zero são significativos. Zeros, entretanto, podem ser usados como parte do valor medido ou meramente para alocar a vírgula. Portanto, zeros podem ou não ser significativos, dependendo de como eles aparecem no número. Os seguintes procedimentos descrevem as diferentes situações envolvendo zeros:

1. Zeros entre dígitos diferentes de zero são sempre significativos — 1.005 kg (quatro algarismos significativos); 1,03 cm (três algarismos significativos).
2. Zeros no início de um número nunca são significativos, simplesmente indicam a posição da vírgula — 0,02 g (um algarismo significativo); 0,0026 cm (dois algarismos significativos).
3. Zeros no final de um número e após a vírgula são sempre significativos — 0,0200 g (três algarismos significativos); 3,0 cm (dois algarismos significativos).
4. Quando um número termina em zeros mas não contém vírgula, os zeros podem ou não ser significativos — 130 cm (dois ou três algarismos significativos); 10.300 g (três, quatro ou cinco algarismos significativos).

O uso de notação exponencial (Apêndice A) elimina a ambigüidade em saber se os zeros no final de um número são significativos (regra 4). Por exemplo, uma massa de 10.300 g pode ser escrita em notação exponencial mostrando três, quatro ou cinco algarismos significativos:

$1{,}03 \times 10^4$ g (três algarismos significativos)

$1{,}030 \times 10^4$ g (quatro algarismos significativos)

$1{,}0300 \times 10^4$ g (cinco algarismos significativos)

Nesses números todos os zeros à direita da vírgula são significativos (regras 1 e 3). (Todo algarismo significativo vem antes do expoente; o termo exponencial não aumenta o número de algarismos significativos.)

Números exatos podem ser tratados como tendo um número infinito de algarismos significativos. Essa regra aplica-se a muitas definições entre unidades. Assim, quando dizemos "Existem 12 polegadas em 1 pé", o número 12 é exato e é desnecessário nos preocuparmos com o número de algarismos significativos nele.

COMO FAZER 1.6

Quantos algarismos significativos existem em cada um dos seguintes números (suponha que cada número é uma medida de grandeza): **(a)** 4,003; **(b)** $6{,}023 \times 10^{23}$; **(c)** 5.000?

Solução **(a)** Quatro; os zeros não são algarismos significativos. **(b)** Quatro; o termo exponencial não aumenta o número de algarismos significativos. **(c)** Um, dois, três ou quatro. Nesse caso a ambigüidade poderia ter sido evitada usando a notação exponencial. Assim 5×10^3 tem apenas um algarismo significativo, enquanto $5{,}00 \times 10^3$ tem três.

PRATIQUE

Quantos algarismos significativos existem em cada uma das seguintes medidas: **(a)** 3,549 g; **(b)** $2{,}3 \times 10^4$ cm; **(c)** 0,00134 m^3?
Respostas: **(a)** quatro; **(b)** dois; **(c)** três.

Algarismos significativos em cálculos

Ao usar medidas de grandeza nos cálculos, observe esses pontos: (1) A menor medida exata usada em um cálculo limita a certeza dos cálculos de grandeza. (2) A resposta final para qualquer cálculo deve ser dada com apenas um dígito de maior incerteza.

Para observar atentamente os algarismos significativos nos cálculos, faremos uso freqüente de duas regras. A primeira envolve multiplicação e divisão, e a segunda, adição e subtração. *Na multiplicação e divisão o resultado deve ser informado com o mesmo número de algarismos significativos da medida com o menor número de algarismos significativos.* Quando o resultado contém mais algarismos significativos que o correto, deve ser arredondado.

Por exemplo, a área de um retângulo cujas medidas dos comprimentos dos lados são 6,221 cm e 5,2 cm deve ser relatada como 32 cm^2, mesmo que a calculadora mostre que o resultado do produto de 6,221 e 5,2 tem mais dígitos:

Área = (6,221 cm)(5,2 cm) = 32,3492 $cm^2 \Rightarrow$ arredondamos para 32 cm^2

Arredondamos para dois algarismos significativos porque o menor número preciso — 5,2 cm — tem dois algarismos significativos.

Sempre que arredondar números, preste atenção no dígito mais à esquerda a ser descartado:

1. Se o número mais à esquerda a ser removido é menor que 5, o número antecedente permanece inalterado. Assim, arredondando 7,248 para dois algarismos significativos, teremos 7,2.
2. Se o dígito mais à esquerda a ser removido é maior ou igual a 5, o número precedente aumenta em 1. Arredondando 4,735 para três algarismos significativos, teremos 4,74, e arredondando 2,376 para dois algarismos significativos, teremos 2,4.

As regras usadas para determinar o número de algarismos significativos na adição e na subtração são diferentes daquelas para a multiplicação e para a divisão. *Na adição e na subtração o resultado não pode ter mais casas decimais do que a medida com o menor número de casas decimais.* No exemplo seguinte os dígitos duvidosos aparecem coloridos:

Este número limita	20,4	← uma casa decimal
o número de algarismos	1,322	← três casas decimais
significativos no resultado →	83	← nenhuma casa decimal
	104,722	← arredonda-se para 105 (zero casas decimais)

COMO FAZER 1.7

A largura, o comprimento e a altura de uma caixa são 15,5 cm, 27,3 cm e 5,4 cm, respectivamente. Calcule o volume da caixa usando o número correto de algarismos significativos em sua resposta.

Solução Determina-se o volume de uma caixa multiplicando a largura pelo comprimento e pela altura. Ao informar o resultado, podemos usar tantos algarismos significativos quantos forem os da dimensão com menos algarismos significativos, ou seja, o da altura (dois algarismos significativos):

$$\text{Volume} = \text{largura} \times \text{comprimento} \times \text{altura}$$
$$= (15{,}5\text{ cm})(27{,}3\text{ cm})(5{,}4\text{ cm}) = 2.285{,}01\text{ cm}^3 \Rightarrow 2{,}3 \times 10^3\text{ cm}^3$$

Ao usarmos uma calculadora, o mostrador fornece inicialmente 2.285,01, o qual devemos arredondar para dois algarismos significativos. Uma vez que o resultado é 2.300, ele deve ser relatado com notação exponencial padrão, $2{,}3 \times 10^3$, para indicar claramente dois algarismos significativos. Observe que arredondamos o resultado ao final do cálculo.

PRATIQUE

São necessários 10,5 s para um velocista correr 100,00 m. Calcule a velocidade média do velocista em metros por segundo e expresse o resultado com o número correto de algarismos significativos.

Resposta: 9,52 m/s (3 algarismos significativos).

COMO FAZER 1.8

Um gás a 25 °C enche um recipiente com um volume predeterminado de $1{,}05 \times 10^3\text{ cm}^3$. Pesou-se o recipiente com o gás encontrando-se uma massa de 837,6 g. O recipiente, quando vazio, tinha uma massa de 836,2 g. Qual a densidade do gás a 25 °C?

Solução Para calcular a densidade devemos saber tanto a massa quanto o volume do gás. A massa do gás é simplesmente a diferença entre as massas do recipiente cheio e vazio: (837,6 – 836,2) g = 1,4 g.

Subtraindo-se os números, determinamos o número de algarismos significativos prestando atenção nas casas decimais. A massa do gás, 1,4 g, tem apenas dois algarismos significativos, apesar de as massas do recipiente terem quatro.

Usando o volume fornecido na questão, $1{,}05 \times 10^3\text{ cm}^3$ e a definição de densidade, temos:

$$\text{Densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{1{,}4\text{ g}}{1{,}05 \times 10^3\text{ cm}^3}$$
$$= 1{,}3 \times 10^{-3}\text{ g/cm}^3 = 0{,}0013\text{ g/cm}^3$$

Ao dividir os números, determinamos o número de algarismos significativos na nossa resposta levando em consideração o número de algarismos significativos de cada parcela. Há dois algarismos significativos em nossa resposta, correspondendo ao menor número de algarismos significativos nos dois números que formam a razão.

PRATIQUE

Quantos algarismos significativos deve conter a massa de um recipiente a ser medida (com e sem gás) no "Como fazer 1.8" para que a densidade seja calculada com três algarismos significativos?

Resposta: Cinco (para que a diferença nas duas massas tenha três algarismos significativos deve haver duas casas decimais nas massas do recipiente cheio e vazio).

Quando um cálculo envolve dois ou mais passos e você escreve as respostas para os passos intermediários, é necessário manter pelo menos um dígito adicional — a mais do que o número de algarismos significativos — para as respostas intermediárias. Esse procedimento assegura que erros pequenos de arredondamento em cada passo não se somem e alterem o resultado final. Ao usar uma calculadora, você pode digitar os números um após o outro, arredondando somente a resposta final. Erros de arredondamento cumulativos podem ser responsáveis por diferenças entre os resultados que você obtém e as respostas dadas no livro para os problemas numéricos.

1.6 Análise dimensional

Em todo o livro usamos uma abordagem chamada **análise dimensional** como um apoio na resolução de problemas. Na análise dimensional incluímos as unidades durante todo o cálculo. As unidades são multiplicadas, divididas ou 'canceladas' simultaneamente. A análise dimensional nos ajudará a ter certeza que as soluções para os problemas produzirão as unidades corretas. Além disso, essa análise fornece uma maneira sistemática de resolver muitos problemas numéricos e verificar possíveis erros nas resoluções.

O elemento-chave na utilização de análise dimensional é o correto uso dos fatores de conversão de uma unidade para outra. Um **fator de conversão** é uma fração cujos numerador e denominador são as mesmas grandezas expressas em diferentes unidades. Por exemplo, 2,54 cm e 1 pol. significam o mesmo comprimento, 2,54 cm = 1 pol. Essa relação permite-nos escrever dois fatores de conversão:

$$\frac{2{,}54\ \text{cm}}{1\ \text{pol.}} \quad \text{e} \quad \frac{1\ \text{pol.}}{2{,}54\ \text{cm}}$$

Usamos o primeiro desses fatores para converter polegadas em centímetros. Por exemplo, o comprimento em centímetros de um objeto de 8,50 polegadas de comprimento é dado por:

Unidade desejada

$$\text{Número de centímetros} = (8{,}50\ \cancel{\text{pol.}})\ \frac{2{,}54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{pol.}}} = 21{,}6\ \text{cm}$$

Unidade dada

A unidade polegadas no denominador do fator de conversão cancela a unidade polegadas do valor fornecido (8,50 *polegadas*). O centímetro no numerador do fator de conversão torna-se a unidade da resposta final. Uma vez que o numerador e o denominador de um fator de conversão são iguais, multiplicar qualquer grandeza pelo fator de conversão é equivalente a multiplicá-lo pelo número 1 sem ocorrer nenhuma mudança intrínseca no valor da grandeza. O comprimento 8,50 polegadas é o mesmo que 21,6 cm.

Em geral , iniciamos qualquer conversão examinando as unidades dos dados fornecidos e as unidades desejadas. A seguir nos perguntamos quais fatores de conversão temos disponíveis para levar-nos da unidade da grandeza fornecida para a que desejamos. Quando multiplicamos certa quantidade pelo fator de conversão, as unidades multiplicam-se e dividem-se como a seguir:

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

Se a unidade desejada não foi obtida nos cálculos, significa que existe um erro em algum lugar. Uma verificação cuidadosa das unidades em geral revela a razão de tal erro.

COMO FAZER 1.9

Se uma mulher tem massa de 115 lb, qual é sua massa em gramas? (Use a relação entre as unidades dada no encarte deste livro.)

Solução Uma vez que queremos passar de lb para g, procuramos uma relação entre essas unidades de massa. Recorrendo ao encarte do livro temos 1lb = 453,6 g. A fim de converter libras em gramas, escrevemos o fator de conversão com gramas no numerador e libras no denominador:

$$\text{Massa em gramas} = (115\ \cancel{\text{lb}})\left(\frac{453{,}6\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{lb}}}\right) = 5{,}22 \times 10^4\ \text{g}$$

A resposta pode ser dada com apenas três algarismos significativos, o número de algarismos significativos em 115 lb.