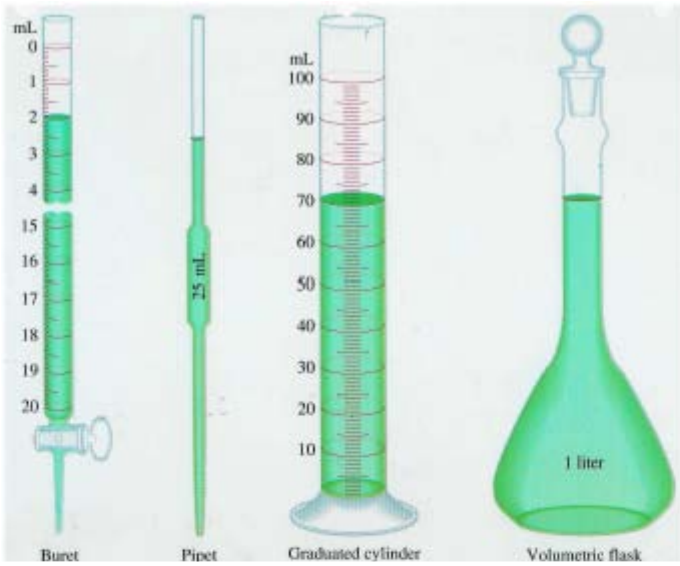
QUÍMICA GERAL

MEDIÇÕES EM QUÍMICA



Na próxima seção, apresentamos os padrões para unidades básicas de medida. Esses padrões foram selecionados porque nos permitem fazer medições precisas e porque são reproduzíveis e imutáveis. Os valores das unidades fundamentais são arbitrários.

1-6 MEDIÇÕES EM QUÍMICA

Na próxima seção, apresentamos os padrões para unidades básicas de medida. Esses padrões foram selecionados porque nos permitem fazer medições precisas e porque são reproduzíveis e imutáveis. Os valores das unidades fundamentais são arbitrários (Antes do estabelecimento do National Bureau of Standards em 1901, pelo menos 50 distâncias diferentes eram usadas como "1 pé" para medir o terreno na cidade de Nova York. Portanto, o tamanho de um lote de 100-ft x 200 ft na cidade de Nova York dependia da generosidade do vendedor e não representava necessariamente as dimensões esperadas).

Nos Estados Unidos, todas as unidades de medida são definidas pelo Instituto Nacional de Padrões e Tecnologia, NIST (antes denominado National Bureau of Standards, NBS). As medições no mundo científico são geralmente expressas nas unidades do sistema métrico ou em seu sucessor modernizado, o Sistema Internacional de Unidades (SI). O SI, adotado pelo National Bureau of Standards em 1964, é baseado nas sete unidades fundamentais listadas na Tabela 1-4. Todas as outras unidades de medida são derivadas deles. Neste texto, usaremos unidades métricas e unidades SI. As conversões entre unidades não SI e SI são geralmente diretas.

TABLE 1-4 *The Seven Fundamental Units of Measurement (SI)*

Physical Property	Name of Unit	Symbol
length	meter	m
mass	kilogram	kg
time	second	s
electric current	ampere	A
temperature	kelvin	K
luminous intensity	candela	cd
amount of substance	mole	mol

Os sistemas métricos e SI são sistemas decimais, nos quais prefixos são usados para indicar frações e múltiplos de dez. Os mesmos prefixos são usados com todas as unidades de medida. As distâncias e massas na Tabela 1-5 ilustram o uso de alguns prefixos comuns e as relações entre eles.

Os prefixos usados no SI podem ser considerados como multiplicadores. Por exemplo, o prefixo quilo- indica multiplicação por 1000 ou 10^3, e mili- indica multiplicação por 0,001 ou 10^{-3}.

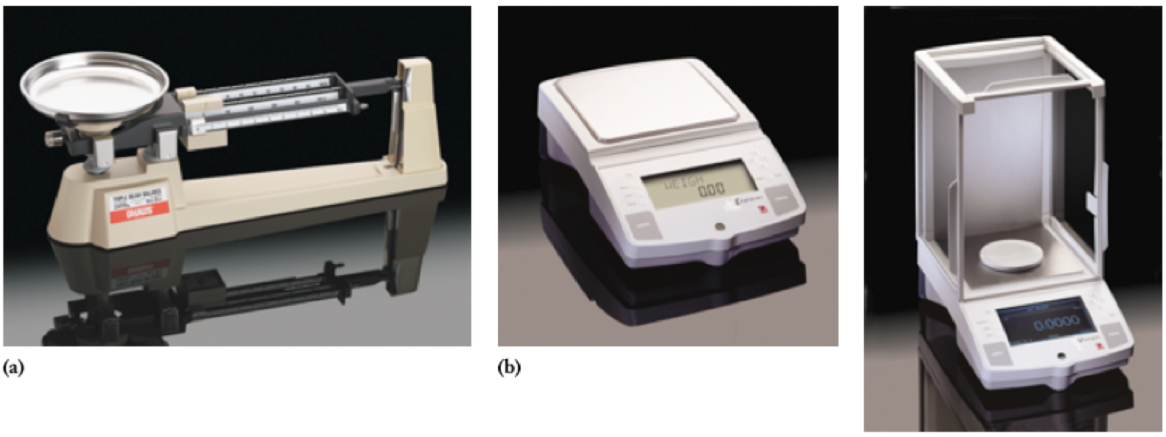
TABLE 1-5 *Common Prefixes Used in the SI and Metric Systems*

Prefix	Abbreviation	Meaning	Example
mega-	M	10^6	1 megameter (Mm) = 1×10^6 m
kilo-*	k	10^3	1 kilometer (km) = 1×10^3 m
deci-	d	10^{-1}	1 decimeter (dm) = 1×10^{-1} m
centi-*	c	10^{-2}	1 centimeter (cm) = 1×10^{-2} m
milli-*	m	10^{-3}	1 milligram (mg) = 1×10^{-3} g
micro-*	$\mu^{\dagger}$	10^{-6}	1 microgram (μg) = 1×10^{-6} g
nano-*	n	10^{-9}	1 nanogram (ng) = 1×10^{-9} g
pico-	p	10^{-12}	1 picogram (pg) = 1×10^{-12} g

1-7 UNIDADES DE MEDIDAS

Massa e peso

Nós distinguimos entre massa e peso. **Massa** é a medida da quantidade de matéria que um corpo contém. A massa de um corpo não varia conforme sua posição muda. Por outro lado, o **peso** de um corpo é uma medida da atração gravitacional da Terra para o corpo, e isso varia com a distância do centro da Terra. Um objeto pesa um pouco menos no alto de uma montanha do que no fundo de um vale profundo. Como a massa de um corpo não varia com sua posição, a massa de um corpo é uma propriedade mais fundamental do que seu peso. Acostumamo-nos, entretanto, a usar o termo "peso" quando nos referimos à massa, porque pesar é uma forma de medir a massa (Figura 1-11). Como geralmente discutimos reações químicas em gravidade constante, as relações de peso são tão válidas quanto as relações de massa. No entanto, devemos ter em mente que os dois não são idênticos.



(a) (b) (c)

Figura 1-11 Três tipos de balanças de laboratório. (a) Uma balança de feixe triplo usada para determinar a massa de cerca de ± 0,01 g. (b) Uma balança de carregamento superior eletrônica moderna que fornece uma leitura direta da massa de ± 0,001 g. (c) Uma balança analítica moderna que pode ser usada para determinar a massa até ± 0,0001 g. As balanças analíticas são usadas quando as massas devem ser determinadas com a maior precisão possível.

A unidade básica de massa no sistema SI é o **quilograma** (Tabela 1-6). O quilograma é definido como a massa de um cilindro de platina-irídio armazenado em um cofre em Sèvres, perto de Paris, França. Um objeto de 1 lb tem uma massa de 0,4536 kg. A unidade básica de massa no sistema métrico anterior era o grama. Uma moeda de cinco centavos dos EUA (um "níquel") tem uma massa de cerca de 5 g.

TABLE 1-6	*Some SI Units of Mass*
*kilo*gram, kg	base unit
gram, g	1,000 g = 1 kg
*milli*gram, mg	1,000 mg = 1 g
*micro*gram, μg	1,000,000 μg = 1 g

Comprimento

O metro é a unidade padrão de comprimento (distância) em sistemas SI e métricos. O medidor é definido como a distância que a luz viaja no vácuo em 1 / 299.792.468 segundo. Tem aproximadamente 39,37 polegadas. Em situações em que o sistema inglês usaria polegadas, o centímetro métrico (1/100 metro) é conveniente. A relação entre polegadas e centímetros é mostrada na Figura 1-12.

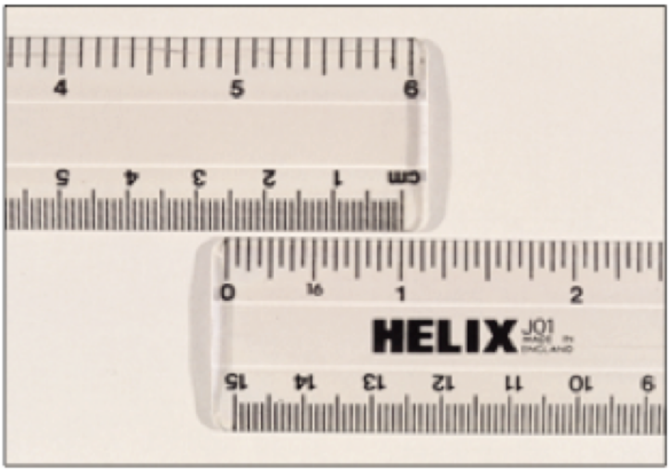


Figura 1-12 A relação entre polegadas e centímetros: 1 pol. = 2,54 cm (exatamente).

Volume

Volumes são geralmente medidos em litros ou mililitros no sistema métrico. Um litro (1 L) é um decímetro cúbico (1 dm^3) ou 1000 centímetros cúbicos (1000 cm^3). Um mililitro (1 mL) é 1 cm^3. Em laboratórios médicos, o centímetro cúbico (cm^3) é frequentemente abreviado como cc. No SI, o metro cúbico é a unidade básica de volume e o decímetro cúbico substitui a unidade métrica, litro. Diferentes tipos de vidraria são usados para medir o volume de líquidos. O que escolhemos depende da precisão que desejamos. Por exemplo, o volume de um líquido dispensado pode ser medido com mais precisão com uma bureta do que com um pequeno cilindro graduado (Figura 1-13). Equivalências entre unidades inglesas comuns e unidades métricas estão resumidas na Tabela 1-7.

Figura 1-13 Alguns aparelhos de laboratório usados para medir volumes de líquidos: copo de 150 mL (canto inferior direito, líquido verde); Bureta de 25 mL (canto superior direito, vermelho); Balão volumétrico de 1000 mL (centro, amarelo); Cilindro graduado de 100 mL (frente esquerda, azul); e pipeta volumétrica de 10 mL (traseira esquerda, verde).

Às vezes, devemos combinar duas ou mais unidades para descrever uma quantidade. Por exemplo, podemos expressar a velocidade de um carro como 60 mi / h (também mph). Lembre-se de que a notação algébrica x^{-1} significa 1 / x; aplicando essa notação às unidades, vemos que h^{-1} significa 1 / h, ou "por hora". Portanto, a unidade de velocidade também pode ser expressa como mi h^{-1}.

TABLE 1-7 *Conversion Factors Relating Length, Volume, and Mass (weight) Units*

	Metric		English		Metric–English Equivalents	
Length	1 km	$= 10^3$ m	1 ft	= 12 in.	2.54 cm	= 1 in.
	1 cm	$= 10^{-2}$ m	1 yd	= 3 ft	39.37 in.*	= 1 m
	1 mm	$= 10^{-3}$ m	1 mile	= 5280 ft	1.609 km*	= 1 mile
	1 nm	$= 10^{-9}$ m				
	1 Å	$= 10^{-10}$ m				
Volume	1 mL	$= 1$ cm^3 $= 10^{-3}$ L	1 gal	= 4 qt = 8 pt	1L	= 1.057 qt*
	1 m^3	$= 10^6$ cm^3 $= 10^3$ L	1 qt	= 57.75 in.^{3}*	28.32 L	= 1 ft^3
Mass	1 kg	$= 10^3$ g	1 lb	= 16 oz	453.6 g*	= 1 lb
	1 mg	$= 10^{-3}$ g			1 g	= 0.03527 oz*
	1 metric tonne	$= 10^3$ kg	1 short ton	= 2000 lb	1 metric tonne	= 1.102 short ton*

These conversion factors, unlike the others listed, are inexact. They are quoted to four significant figures, which is ordinarily more than sufficient.

1-8 O USO DOS NÚMEROS

Na química, medimos e calculamos muitas coisas, por isso devemos ter certeza de que entendemos como usar os números. Nesta seção, discutimos dois aspectos do uso de números: (1) a notação de números muito grandes e muito pequenos e (2) uma indicação de quão bem conhecemos realmente os números que estamos usando.

Notação Científica

Usamos **notação científica** quando lidamos com números muito grandes e muito pequenos. Por exemplo, 197 gramas de ouro contêm aproximadamente

602.000.000.000.000.000.000.000 de átomos de ouro

A massa de um átomo de ouro é de aproximadamente

0,000 000 000 000 000 000 000 327 gramas

Ao usar números tão grandes e pequenos, é inconveniente anotar todos os zeros. Em notação científica (exponencial), colocamos um dígito diferente de zero à esquerda do decimal.

$4.300.000. = 4{,}3 \times 10^{6}$
6 casas à esquerda, $\therefore$ expoente de 10 é 6
$\therefore$
$0{,}000348 = 3{,}48 \times 10^{-4}$
4 casas à direita, $\therefore$ expoente de 10 é -4

O processo reverso converte os números da forma exponencial para a decimal.

Algarismos Significativos

Existem dois tipos de números. Os números obtidos por contagem ou a partir de definições são números exatos. Eles são conhecidos por serem absolutamente precisos. Por exemplo, o número exato de pessoas em uma sala fechada pode ser contado e não há dúvida sobre o número de pessoas. Uma dúzia de ovos é definida como exatamente 12 ovos, nem mais, nem menos (Figura 1-14).

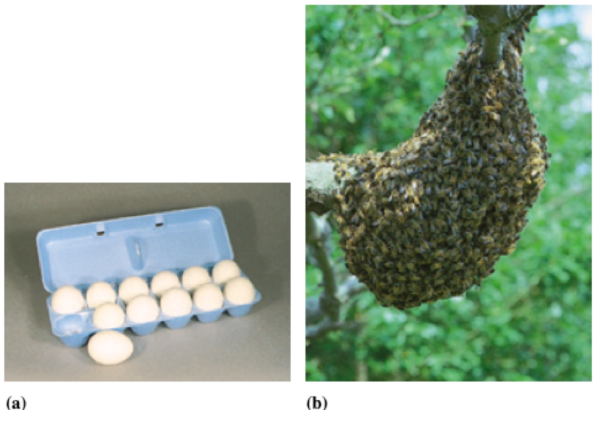


Figura 1-14 (a) Uma dúzia de ovos equivalem a exatamente 12 ovos. (b) Um enxame específico de abelhas contém um número exato de abelhas vivas (mas seria difícil contá-las, e quaisquer dois enxames provavelmente não conteriam o mesmo número exato de abelhas).

Os números obtidos nas medições não são exatos. Cada medição envolve uma estimativa. Por exemplo, suponha que você seja solicitado a medir o comprimento desta página com a aproximação de 0,1 mm. Como você faz isso? As menores divisões (linhas de calibração) em uma régua métrica têm 1 mm de distância (consulte a Figura 1-12). Uma tentativa de medir até 0,1 mm requer uma estimativa. Se três pessoas diferentes medirem o comprimento da página em 0,1 mm, elas obterão a mesma resposta? Provavelmente não. Lidamos com esse problema usando algarismos significativos.

Algarismos significativos são dígitos considerados corretos pela pessoa que faz a medição. Assumimos que a pessoa é competente para usar o dispositivo de medição. Suponha que se mede uma distância com uma régua e relata a distância como 343,5 mm. O que este número significa? No julgamento desta pessoa, a distância é maior que 343,4 mm, mas menor que 343,6 mm, e a melhor estimativa é 343,5 mm. O número 343,5 mm contém quatro algarismos significativos. O último dígito, 5, é a melhor estimativa e, portanto, duvidoso, mas é considerado um número significativo. Ao relatar os números obtidos nas medições, relatamos um dígito estimado e não mais. Como a pessoa que faz a medição não tem certeza de se o 5 está correto, não faria sentido relatar a distância como 343,53 mm.

Para ver mais claramente o papel que os algarismos significativos desempenham no relatório dos resultados da medição, considere a Figura 1-15a. Provetas graduadas são usadas para medir volumes de líquidos quando muita precisão não é necessária. As linhas de calibração em uma proveta de 50 mL representam incrementos de 1 mL. A estimativa do volume de líquido em uma proveta de 50 mL dentro de um erro de 0,2 mL (1/5 de um incremento de calibração) com certo grau de certeza é possível. Podemos medir um volume de líquido em tal proveta e relatar o volume como 38,6 mL, ou seja, três algarismos significativos.

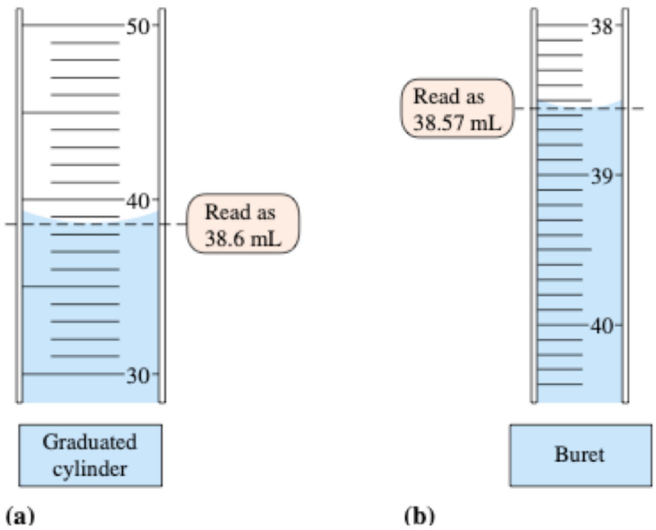


Figura 1-15 Medição do volume de água usando dois tipos de vidraria volumétrica. Para consistência, sempre lemos o fundo do menisco (a superfície curva da água). (a) Uma proveta é usada para medir a quantidade de líquido contido na vidraria, de modo que a escala aumenta de baixo para cima. O nível em uma proveta de 50 mL geralmente pode ser estimado em 0,2 mL. A quantidade de líquido aqui é de 38,6 mL (três algarismos significativos). (b) Usamos uma bureta para medir a quantidade de líquido entregue pela vidraria, tomando a diferença entre uma leitura inicial e uma leitura final do volume. O nível em uma bureta de 50 mL pode ser lido dentro de 0,02 mL. A quantidade aqui é 38,57 mL (quatro algarismos significativos).

Buretas são usadas para medir volumes de líquidos quando maior precisão é necessária. As linhas de calibração em uma bureta de 50 mL representam incrementos de 0,1 mL, permitindo-nos fazer estimativas dentro de 0,02 mL (1/5 de um incremento de calibração) com certeza razoável (Figura 1-15b). Indivíduos experientes estimam os volumes em buretas de 50 mL em 0,01 mL com reprodutibilidade considerável. Por exemplo, usando uma bureta de 50 mL, podemos medir 38,57 mL (quatro algarismos significativos) de líquido com precisão razoável.

A **exatidão** se refere a quão próximo um valor medido está do valor correto. A **precisão** refere-se ao grau de concordância entre as medições individuais. Idealmente, todas as medições devem ser precisas e exatas. As medições podem ser bastante precisas, mas bastante inexatas, devido a algum erro sistemático, que é um erro repetido em cada medição. (Uma balança defeituosa, por exemplo, pode produzir um erro sistemático.) Medições muito exatas raramente são imprecisas.

As medições são repetidas frequentemente para melhorar a exatidão e a precisão. Os valores médios obtidos a partir de várias medições são geralmente mais confiáveis do que medições individuais. Números significativos indicam com que precisão as medições foram feitas (assumindo que a pessoa que fez as medições era competente).

Algumas regras simples regem o uso de algarismos significativos.

1. Dígitos diferentes de zero são sempre significativos.

Por exemplo, 38,57 mL tem quatro algarismos significativos; 288 g tem três algarismos significativos.

2. Zeros às vezes são significativos, às vezes não: (a). Zeros no início de um número (usados apenas para posicionar o ponto decimal) nunca são significativos.

Por exemplo, 0,052 g tem dois algarismos significativos; 0,00364 m tem três algarismos significativos. Estes também podem ser relatados em notação científica como $5,2 \times 10^{-2}$ g e $3,64 \times 10^{-3}$ m, respectivamente.

(b). Zeros entre dígitos diferentes de zero são sempre significativos.

Por exemplo, 2007 g tem quatro algarismos significativos; 6,08 km tem três algarismos significativos.

(c). Zeros no final de um número que contém uma vírgula decimal são sempre significativos.

Por exemplo, 38,0 cm tem três algarismos significativos; 440,0 m tem quatro algarismos significativos. Eles também podem ser relatados como $3,80 \times 10^{1}$ cm e $4,400 \times 10^{2}$ m, respectivamente.

(d). Zeros no final de um número que não contém uma vírgula decimal podem ou não ser significativos.

Por exemplo, a quantidade 24.300 km pode ter três, quatro ou cinco números significativos. Não recebemos informações suficientes para responder à pergunta. Se ambos os zeros forem usados apenas para colocar o ponto decimal, o número deve aparecer como 2,43 x 10^4 km (três algarismos significativos). Se apenas um dos zeros for usado para colocar o ponto decimal (ou seja, o número foi medido ± 10), o número é 2,430 x 10^4 km (quatro algarismos significativos). Se o número for realmente conhecido como 24.300 ± 1, ele deve ser escrito como 2,4300 x 10^4 km (cinco algarismos significativos).

3. Os números exatos podem ser considerados como tendo um número ilimitado de algarismos significativos. Isso se aplica a quantidades definidas.

Por exemplo, na equivalência 1 jarda = 3 pés, os números 1 e 3 são exatos e não aplicamos as regras de algarismos significativos a eles. A equivalência 1 polegada = 2,54 centímetros é exata. Um número calculado nunca pode ser mais preciso do que os números usados para calculá-lo. As regras a seguir mostram como obter o número de algarismos significativos em um número calculado.

4. Na adição e na subtração, o último dígito retido na soma ou diferença é determinado pela posição do primeiro dígito duvidoso.

EXEMPLO 1-1 Algarismos significativos (adição e subtração)

(a) Adicionar 37,24 mL e 10,3 mL. (b) Subtraia 21,2342 g de 27,87 g.

Plano:

Primeiro verificamos se as quantidades a serem adicionadas ou subtraídas são expressas nas mesmas unidades. Efetuamos a adição ou subtração. Em seguida, seguimos a Regra 4 para algarismos significativos para expressar a resposta ao número correto de algarismos significativos.
Os dígitos duvidosos estão sublinhados neste exemplo.

Solução

(a)
37,24 mL
+ 10,3 mL
47,54 mL é relatado como 47,5 mL (a calculadora dá 47,54)

(b)
27,87 g
+21,2342g
6,6358g é relatado como 6,64 g (a calculadora dá 6,6358)

---

5. Na multiplicação e divisão, uma resposta não contém mais algarismos significativos do que o menor número de algarismos significativos usados na operação.

EXEMPLO 1-2 Figuras significativas (multiplicação)

Qual é a área de um retângulo com 1,23 cm de largura e 12,34 cm de comprimento?

Plano

A área de um retângulo é seu comprimento vezes sua largura. Devemos primeiro verificar se a largura e o comprimento são expressos nas mesmas unidades. (Eles são, mas se não fossem, devemos primeiro converter um em unidades do outro.) Em seguida, multiplicamos a largura pelo comprimento. Seguimos então a Regra 5 para algarismos significativos para encontrar o número correto de algarismos significativos. As unidades do resultado são iguais ao produto das unidades dos termos individuais na multiplicação.

Solução

A= l x w = (12,34 cm) (1,23 cm) = 15,2 cm^2

(resultado da calculadora = 15,1782)

Como três é o menor número de algarismos significativos usados, a resposta deve conter apenas três algarismos significativos. O número gerado por calculadora eletrônica (15.1782) implica mais precisão do que se justifica; o resultado não pode ser mais preciso do que as informações que levaram a ele. Calculadoras não têm julgamento, então você deve exercitar o seu.

O cálculo passo a passo abaixo demonstra porque a área é reportada como 15,2 cm^2 em vez de 15,1782 cm^2. O comprimento, 12,34 cm, contém quatro figuras significativas, enquanto a largura, 1,23 cm, contém apenas três. Se sublinharmos cada figura incerta, bem como cada figura obtida de uma figura incerta, a multiplicação passo a passo dá o resultado relatado no Exemplo 1-2. Vemos que existem apenas dois valores certos (15) no resultado. Relatamos o primeiro valor duvidoso (.2), mas não mais. A divisão é apenas o reverso da multiplicação, e as mesmas regras se aplicam.

$$\begin{array}{r l}
 12.3\underline{4} & \text{cm} \\
\times \quad 1.2\underline{3} & \text{cm} \\
\hline
\underline{3}\underline{7}\underline{0}\underline{2} & \\
246\underline{8} & \\
123\underline{4} & \\
\hline
15.\underline{1782} & \text{cm}^2 = 15.2 \text{ cm}^2
\end{array}$$

Nas três operações aritméticas simples que executamos, a combinação de números gerada por uma calculadora eletrônica não é a “resposta” em um único caso! O resultado correto de cada cálculo, no entanto, pode ser obtido por “arredondamento”. As regras de algarismos significativos nos dizem onde terminar.

Para finalizar, algumas convenções foram adotadas. Quando o número a ser descartado é menor que 5, o número anterior permanece inalterado (por exemplo, 7,34 arredonda para 7,3). Quando for maior que 5, o número anterior é aumentado em 1 (por exemplo, 7,37 arredonda para 7,4). Quando o número a ser descartado é 5, o número anterior é definido para o número par mais próximo (por exemplo, 7,45 arredonda para 7,4 e 7,35 arredonda para 7,4).

1-9 O MÉTODO DO FATOR DE UNIDADE (ANÁLISE DIMENSIONAL)

Muitos processos químicos e físicos podem ser descritos por relações numéricas. Na verdade, muitas das ideias mais úteis na ciência devem ser tratadas matematicamente. Nesta seção, revisamos algumas habilidades de resolução de problemas.

As unidades devem sempre acompanhar o valor numérico de uma medida, seja escrevendo sobre a quantidade, falando sobre ela ou usando-a em cálculos.

A multiplicação pela unidade (por um) não altera o valor de uma expressão. Se representarmos "um" de maneira útil, podemos fazer muitas conversões apenas "multiplicando por um". Esse método de realizar cálculos é conhecido como **análise dimensional**, **método do fator rotulado** ou **método de fator unitário**. Independentemente do nome escolhido, trata-se de uma poderosa ferramenta matemática quase infalível.

Os fatores unitários podem ser construídos a partir de quaisquer dois termos que descrevam "quantidades" iguais ou equivalentes de qualquer coisa que possamos considerar. Por exemplo, 1 pé é igual a exatamente 12 polegadas, por definição. Podemos escrever uma equação para descrever essa igualdade:

$$1 \text{ ft} = 12 \text{ in.}$$

Dividindo ambos os lados da equação por 1 pé temos:

$$\frac{1\ \cancel{\text{ft}}}{1\ \cancel{\text{ft}}} = \frac{12 \text{ in.}}{1 \text{ ft}} \qquad \text{or} \qquad 1 = \frac{12 \text{ in.}}{1 \text{ ft}}$$

O fator (fração) 12 pol./1 pé é um fator unitário porque o numerador e o denominador descrevem a mesma distância. Dividindo ambos os lados da equação original por 12 pol. temos 1 = 1 ft/12 pol., um segundo fator de unidade que é o recíproco do primeiro. O recíproco de qualquer fator unitário também é um fator unitário. Dito de outra forma, a divisão de um valor pelo mesmo valor sempre resulta em um!

No sistema inglês podemos escrever muitos fatores unitários, como

$$\frac{1 \text{ yd}}{3 \text{ ft}}, \quad \frac{1 \text{ yd}}{36 \text{ in.}}, \quad \frac{1 \text{ mi}}{5280 \text{ ft}}, \quad \frac{4 \text{ qt}}{1 \text{ gal}}, \quad \frac{2000 \text{ lb}}{1 \text{ ton}}$$

O recíproco de cada um deles também é um fator unitário. Itens em lojas de varejo são frequentemente precificados com fatores unitários, como 39¢/lb e $3,98/gal. Quando todas as grandezas em um fator de unidade vêm de definições, a unidade é conhecida por um número ilimitado (infinito) de algarismos significativos. Por exemplo, se você comprou oito jarros de 1 galão de algo ao preço de $ 3,98/gal, o custo total seria de 8 x $ 3,98, ou $ 31,84; o comerciante não arredondaria para US$ 31,80, muito menos para US$ 30.

Na ciência, quase todos os números têm unidades. O que significa 12? Normalmente devemos fornecer unidades apropriadas, como 12 ovos ou 12 pessoas. No método do fator unitário, as unidades nos guiam pelos cálculos em um processo passo a passo, porque todas as unidades, exceto aquelas no resultado desejado, se cancelam.

EXEMPLO 1-3 - Fatores Unitários

Expresse 1,47 milhas em polegadas.

Plano:

Primeiro anotamos as unidades do que desejamos saber, precedidas por um ponto de interrogação. Então a igualamos a tudo o que nos é dado:

x(?) polegadas = 1,47 milhas

Em seguida, escolhemos fatores de unidade para converter as unidades fornecidas (milhas) para as unidades desejadas (polegadas):

milhas → pés → polegadas

Solução

$$x(?)polegadas = 1{,}47\ milhas\ x\ \frac{5280\ pés}{1\ milha}\ x\ \frac{12\ polegadas}{1\ pé} = 9{,}31\ x\ 10^4\ polegadas$$

(a calculadora dá 93139,2).

Observe que milhas e pés se cancelam, deixando apenas polegadas, a unidade desejada. Assim, não há ambiguidade sobre como os fatores unitários devem ser escritos. A resposta contém três números porque há três algarismos significativos em 1,47 milhas.

Dica para solução de problemas: números significativos

Como as quantidades definidas afetam os algarismos significativos?" Qualquer quantidade que venha de uma definição é exata, ou seja, é conhecida por um número ilimitado de algarismos significativos. No Exemplo 1-3, as quantidades 5280 pés, 1 milha, 12 polegadas e 1 pé vêm todas de definições, portanto, eles não limitam os algarismos significativos na resposta.

Dica para solução de problemas: pense na sua resposta!

Muitas vezes é útil perguntar-se: "A resposta faz sentido?" No Exemplo 1-3, a distância envolvida é superior a uma milha. Esperamos que essa distância seja de muitas polegadas, então uma resposta grande não é surpreendente. Suponha que tenhamos multiplicado erroneamente pelo fator unitário

$$\frac{1\ milha}{5280\ pés}$$

(e não percebemos que as unidades não cancelaram corretamente). Nós teríamos a resposta $3{,}34 \times 10^{-3}$ pol. (0,00334 pol.), que deveríamos ter reconhecido imediatamente como um absurdo!

Dentro dos sistemas SI e métrico, muitas medidas estão relacionadas entre si por potências de dez.

EXEMPLO 1-4 Conversões de Unidades

O Ångstrom (Å) é uma unidade de comprimento, 1×10^{-10} m, que fornece uma escala conveniente para expressar os raios dos átomos. Os raios dos átomos são frequentemente expressos em nanômetros. O raio de um átomo de fósforo é 1,10 Å. Qual é o raio do átomo de fósforo expresso em centímetros e nanômetros?

Plano:

Usamos as igualdades 1 Å = 1×10^{-10} m, 1 cm 1×10^{-2} m e 1 nm = 1×10^{-9} m para construir os fatores unitários que convertem 1,10 Å nas unidades desejadas.

Solução:

$$\underline{?}\ \text{cm} = 1.10\ \text{Å} \times \frac{1 \times 10^{-10}\ \text{m}}{1\ \text{Å}} \times \frac{1\ \text{cm}}{1 \times 10^{-2}\ \text{m}} = \boxed{1.10 \times 10^{-8}\ \text{cm}}$$

$$\underline{?}\ \text{nm} = 1.10\ \text{Å} \times \frac{1.0 \times 10^{-10}\ \text{m}}{1\ \text{Å}} \times \frac{1\ \text{nm}}{1 \times 10^{-9}\ \text{m}} = \boxed{1.10 \times 10^{-1}\ \text{nm}}$$

EXEMPLO 1-5 Cálculo de Volume

Supondo que um átomo de fósforo seja esférico, calcule seu volume em $Å^3$, cm^3 e nm^3. A equação para o volume de uma esfera é $V = (4/3)\,\pi r^3$. Consulte o Exemplo 1-4.

Plano

Usamos os resultados do Exemplo 1-4 para calcular o volume em cada uma das unidades desejadas

Solução

$$\underline{?}\ Å^3 = \left(\tfrac{4}{3}\right)\pi(1.10\ Å)^3 = \boxed{5.58\ Å^3}$$
$$\underline{?}\ cm^3 = \left(\tfrac{4}{3}\right)\pi(1.10 \times 10^{-8}\ cm)^3 = \boxed{5.58 \times 10^{-24}\ cm^3}$$
$$\underline{?}\ nm^3 = \left(\tfrac{4}{3}\right)\pi(1.10 \times 10^{-1}\ nm)^3 = \boxed{5.58 \times 10^{-3}\ nm^3}$$

EXEMPLO 1-6 Conversão de Massa

Uma amostra de ouro tem uma massa de 0,234 mg. Qual é a sua massa em g e em kg?

Plano:

Usamos as relações 1 g = 1000 mg e 1 kg = 1000 g para escrever os fatores de unidade necessários.

Solução:

$$\underline{?}\ g = 0.234\ mg \times \frac{1\ g}{1000\ mg} = \boxed{2.34 \times 10^{-4}\ g}$$
$$\underline{?}\ kg = 2.34 \times 10^{-4}\ g \times \frac{1\ kg}{1000\ g} = \boxed{2.34 \times 10^{-7}\ kg}$$

Novamente, este exemplo inclui fatores de unidade que contêm apenas números exatos.

Dica de solução de problemas: conversões dentro do sistema métrico ou SI

Os sistemas SI e métrico de unidades são baseados em potências de dez. Isso significa que muitas conversões de unidades dentro desses sistemas podem ser realizadas apenas deslocando o ponto decimal. Por exemplo, a conversão de miligramas para gramas no Exemplo 1-6 envolve deslocar a vírgula para a esquerda em três casas. Como sabemos que é para movê-la para a esquerda? Sabemos que o grama é uma unidade de massa maior do que o miligrama, então o número de gramas em uma determinada massa deve ser um número menor do que o número de miligramas. Depois de realizar muitas dessas conversões usando fatores de unidade, você provavelmente começará a usar esses atalhos. Sempre pense na resposta, para ver se ela deve ser maior ou menor do que a quantidade era antes da conversão.

A unidade elevada a qualquer potência é 1. Qualquer fator de unidade elevado a uma potência ainda é um fator de unidade, como mostra o próximo exemplo.

EXEMPLO 1-7 Conversão de Volume

Um litro é exatamente 1000 cm^3. Quantas polegadas cúbicas existem em 1000 cm^3?

Plano:

Multiplicaremos pelo fator de unidade (1 polegada/2,54 cm) para converter cm para polegadas. Aqui, precisamos do cubo deste fator unitário.

Solução:

$$(x?)polegadas^3 = 1000\ cm^3\ x\ \left(\frac{1\ polegada}{2{,}54\ cm}\right)^3 = 1000\ cm^3 x\ \frac{1\ polegada^3}{16{,}4\ cm^3} = 61{,}0\ polegadas^3$$

Este exemplo mostra que um fator de unidade elevado ao cubo ainda é um fator de unidade.

EXEMPLO 1-8 Conversão de Energia

Uma unidade comum de energia é o erg. Converta $3{,}74 \times 10^{-2}$ erg para as unidades SI de energia, joules e quilojoules. Um erg é exatamente 1×10^{-7} joule (J).

Plano:

A definição que relaciona ergs e joules é usada para gerar o fator unitário necessário. A segunda conversão usa um fator de unidade que é baseado na definição do prefixo quilo-.

Solução:

$$\underline{?}\ J = 3.74 \times 10^{-2}\ \text{erg} \times \frac{1 \times 10^{-7}\ J}{1\ \text{erg}} = \boxed{3.74 \times 10^{-9}\ J}$$

$$\underline{?}\ kJ = 3.74 \times 10^{-9}\ J \times \frac{1\ kJ}{1000\ J} = \boxed{3.74 \times 10^{-12}\ kJ}$$

As conversões entre os sistemas inglês e SI (métrico) são convenientemente feitas pelo método do fator unitário. Vários fatores de conversão estão listados na Tabela 1-7. Pode ser útil lembrar para:

comprimento	1 pol. = 2,54 cm (exato)
massa e peso	1 lb = 454 g (no do nível do mar)
volume	1 qt = 0,946 L ou 1 L = 1,06 qt

EXEMPLO 1-9 Conversão de Métricas de Inglês

Expresse 1,0 galão em mililitros.

Plano:

Pedimos _?_ mL = 1,0 gal e multiplicamos pelos fatores apropriados.

galões $\rightarrow$ quartos $\rightarrow$ litros $\rightarrow$ mililitros

Solução:

$$\underline{?}\ mL = 1.0\ \text{gal} \times \frac{4\ qt}{1\ \text{gal}} \times \frac{1\ L}{1.06\ qt} \times \frac{1000\ mL}{1\ L} = \boxed{3.8 \times 10^{3}\ mL}$$

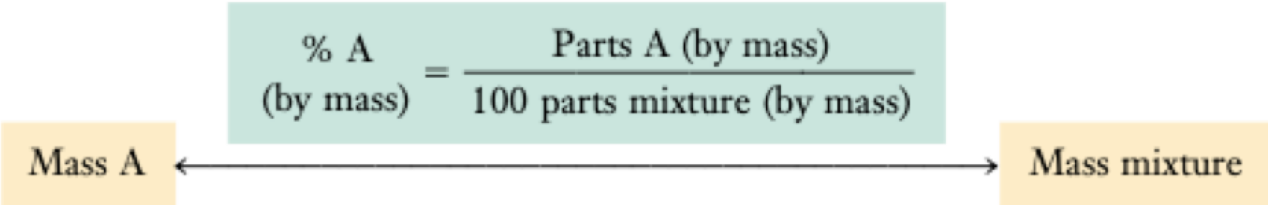
O fato de que todas as outras unidades se cancelam para fornecer a unidade desejada, mililitros, mostra que usamos os fatores de unidade corretos. Os fatores 4 qt/gal e 1000 mL/L contêm apenas números exatos. O fator 1 L/1,06 qt contém três algarismos significativos. Como 1,0 gal contém apenas dois, a resposta contém apenas dois algarismos significativos.

Os exemplos 1-1 a 1-9 mostram que a multiplicação por um ou mais fatores de unidade altera as unidades e o número de unidades, mas não a quantidade do que estamos calculando.

1-10 PORCENTAGEM

Costumamos usar porcentagens para descrever quantitativamente como um total é composto de suas partes. Na Tabela 1-3, descrevemos as quantidades de elementos presentes em termos da porcentagem de cada elemento.

As porcentagens podem ser tratadas como fatores unitários. Para qualquer mistura contendo substância A,



Se dissermos que uma amostra tem 24,4% de carbono em massa, queremos dizer que de cada 100 partes (exatamente) em massa de amostra, 24,4 partes em massa são carbono. Essa relação pode ser representada por qualquer um dos dois fatores unitários que acharmos útil:

$$\frac{24{,}4\ partes\ de\ carbono}{100\ partes} \quad ou \quad \frac{100\ partes}{24{,}4\ partes\ de\ carbono}$$

Essa razão pode ser expressa em termos de gramas de carbono para cada 100 gramas de amostra, libras de carbono para cada 100 libras de amostra ou qualquer outra unidade de massa ou peso. O próximo exemplo ilustra o uso da análise dimensional envolvendo porcentagem.

EXEMPLO 1-10 Porcentagem

As moedas de um centavo dos EUA feitas desde 1982 consistem em 97,6% de zinco e 2,4% de cobre. A massa de um dado centavo é medido em 1,494 gramas. Quantos gramas de zinco esta moeda contém?

Plano:

A partir das informações percentuais fornecidas, podemos escrever o fator de unidade necessário:

$$\frac{97{,}6\ g\ zinco}{100\ g\ de\ amostra}$$

Solução:

$$(x?)g\ de\ zinco = 1{,}494\ g\ de\ amostra \times \frac{97{,}6\ g\ zinco}{100\ g\ amostra} = 1{,}46\ g\ de\ zinco$$

O número de algarismos significativos no resultado é limitado pelos três algarismos significativos em 97,6%. Como a definição de porcentagem envolve exatamente 100 partes, o número 100 é conhecido por um número infinito de algarismos significativos.

1-11 DENSIDADE E GRAVIDADE ESPECÍFICA

Na ciência, usamos muitos termos que envolvem combinações de diferentes unidades. Tais quantidades podem ser consideradas como fatores de unidade que podem ser usados para converter entre essas unidades. A densidade de uma amostra de matéria é definida como a massa por unidade de volume:

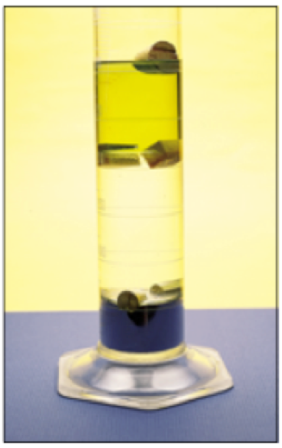
$$densidade = \frac{massa}{volume} \qquad ou \qquad D = \frac{m}{V}$$

As densidades podem ser usadas para distinguir entre duas substâncias ou para auxiliar na identificação de uma substância em particular. Eles são geralmente expressos como g/cm^3 ou g/mL para líquidos e sólidos e como g/L para gases. Essas unidades podem ser expressas como $g\ cm^{-3}$, $g\ mL^{-1}$ e $g\ L^{-1}$, respectivamente. As densidades de várias substâncias estão listadas na Tabela 1-8.

TABLE 1-8 *Densities of Common Substances**

Substance	Density (g/cm^3)	Substance	Density (g/cm^3)
hydrogen (gas)	0.000089	sand*	2.32
carbon dioxide (gas)	0.0019	aluminum	2.70
cork*	0.21	iron	7.86
oak wood*	0.71	copper	8.92
ethyl alcohol	0.789	silver	10.50
water	1.00	lead	11.34
magnesium	1.74	mercury	13.59
table salt	2.16	gold	19.30

Cork, oak wood, and sand are common materials that have been included to provide familiar reference points. They are not *pure elements or compounds as are the other substances listed.*



Seis materiais com densidades diferentes. As camadas líquidas são gasolina (superior), água (meio) e mercúrio (inferior). Uma rolha flutua na gasolina. Um pedaço de madeira de carvalho afunda na gasolina, mas flutua na água. O latão afunda na água, mas flutua no mercúrio.

EXEMPLO 1-11 Densidade, Massa, Volume

Uma amostra de 47,3 mL de álcool etílico (etanol) tem uma massa de 37,32 g. Qual é a sua densidade?

Plano:

Usamos a definição de densidade.

Solução:

$$D = \frac{m}{V} = \frac{37.32 \text{ g}}{47.3 \text{ mL}} = \boxed{0.789 \text{ g/mL}}$$

EXEMPLO 1-12 Densidade, Massa, Volume

Se 116 g de etanol são necessários para uma reação química, que volume de líquido você usaria?

Plano:

Determinamos a densidade do etanol no Exemplo 1-11. Aqui nos é dada a massa, m, de uma amostra de etanol. Então sabemos os valores para D e m na relação:

$$D = \frac{m}{V}$$

Rearranjamos essa relação para resolver V, inserimos os valores conhecidos e realizamos o cálculo. Alternativamente, podemos usar o método do fator unitário para resolver o problema.

Solução:

A densidade do etanol é 0,789 g/mL (Tabela 1-8).

$$D = \frac{m}{V}, \quad \text{so} \quad V = \frac{m}{D} = \frac{116 \text{ g}}{0.789 \text{ g/mL}} = \boxed{147 \text{ mL}}$$

Alternativamente:

$$\underline{?} \text{ mL} = 116 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mL}}{0.789 \text{ g}} = \boxed{147 \text{ mL}}$$

EXEMPLO 1-13 Conversão de Unidades

Expresse a densidade do mercúrio em lb/ft^3.

Plano:

A densidade do mercúrio é 13,59 g/cm^3 (veja a Tabela 1-8). Para converter esse valor para as unidades desejadas, podemos usar fatores de unidade construídos a partir dos fatores de conversão da Tabela 1-7.

Solução:

$$\underline{?}\ \frac{lb}{ft^3} = 13.59\ \frac{g}{cm^3} \times \frac{1\ lb}{453.6\ g} \times \left(\frac{2.54\ cm}{1\ in.}\right)^3 \times \left(\frac{12\ in.}{1\ ft}\right)^3 = \boxed{848.4\ lb/ft^3}$$

Seria preciso uma pessoa muito forte para levantar um pé cúbico de mercúrio!

Ice is slightly less dense than liquid water, so ice floats in water.

Solid ethyl alcohol is more dense than liquid ethyl alcohol. This is true of nearly every known substance.

A gravidade específica (Sp. Gr.) de uma substância é a razão entre sua densidade e a densidade da água, ambas na mesma temperatura.

$$Sp.Gr. = \frac{D_{substância}}{D_{água}}$$

A densidade da água é 1.000 g/mL a 3,98°C, a temperatura na qual a densidade da água é maior. Variações na densidade da água com mudanças de temperatura, no entanto, são pequenas o suficiente para que possamos usar 1,00 g/mL até 25°C sem introduzir erros significativos em nossos cálculos.

EXEMPLO 1-14 Densidade, Gravidade Específica

A densidade do sal de mesa é 2,16 g/mL a 20°C. Qual é a sua gravidade específica?

Plano:

Usamos a definição anterior de gravidade específica. O numerador e o denominador têm as mesmas unidades, então o resultado é adimensional.

Solução:

$$\text{Sp. Gr.} = \frac{D_{\text{salt}}}{D_{\text{water}}} = \frac{2.16 \text{ g/mL}}{1.00 \text{ g/mL}} = \boxed{2.16}$$

Este exemplo também demonstra que a densidade e a gravidade específica de uma substância são numericamente iguais perto da temperatura ambiente se a densidade for expressa em g/mL (g/cm^3).

Rótulos em soluções comerciais de ácidos fornecem gravidades específicas e a porcentagem em massa do ácido presente na solução. A partir dessas informações, a quantidade de ácido presente em um determinado volume de solução pode ser calculada.

EXEMPLO 1-15 Gravidade Específica, Volume, Porcentagem em Massa

O ácido da bateria é 40,0% de ácido sulfúrico, H2SO4 e 60,0% de água em massa. Sua gravidade específica é 1.31. Calcule a massa de H2SO4 puro em 100,0 mL de ácido de bateria.

Plano:

As porcentagens são dadas em massa, então devemos primeiro converter os 100,0 mL de solução ácida (soln) em massa. Para fazer isso, precisamos de um valor para a densidade. Demonstramos que a densidade e a gravidade específica são numericamente iguais a 20°C porque a densidade da água é 1,00 g/mL. Podemos usar a densidade como um fator de unidade para converter o volume dado da solução em massa da solução. Em seguida, usamos a porcentagem em massa para converter a massa da solução na massa do ácido.

Solução:

A partir do valor dado para a gravidade específica, podemos escrever

Densidade = 1,31 g/mL

A solução é 40,0% H2SO4 e 60,0% H2O em massa. A partir desta informação podemos construir o fator de unidade desejado:

$$\frac{40.0\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g soln}} \longrightarrow \boxed{\text{because 100 g of solution contains 40.0 g of } H_2SO_4}$$

Podemos agora resolver o problema:

$$\underline{?}\ H_2SO_4 = 100.0\ \text{mL soln} \times \frac{1.31\ \text{g soln}}{1\ \text{mL soln}} \times \frac{40.0\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g soln}} = \boxed{52.4\ \text{g}\ H_2SO_4}$$

1-12 CALOR E TEMPERATURA

Na Seção 1-1 você aprendeu que o calor é uma forma de energia. Você também aprendeu que as muitas formas de energia podem ser interconvertidas e que em processos químicos, a energia química é convertida em energia térmica ou vice-versa. A quantidade de calor que um processo usa (*endotérmico*) ou libera (*exotérmico*) pode nos dizer muito sobre esse processo. Por esta razão, é importante para nós podermos medir a intensidade do calor. A temperatura mede a intensidade do calor, o “calor” ou “frio” de um corpo. Um pedaço de metal a 100°C parece quente ao toque, enquanto um cubo de gelo a 0°C parece frio. Por quê? Porque a temperatura do metal é mais alta e a do cubo de gelo mais baixa do que a temperatura do corpo. O calor é uma forma de energia que sempre flui espontaneamente de um corpo mais quente para um corpo mais frio – nunca na direção inversa.

As temperaturas podem ser medidas com termômetros de mercúrio. Um termômetro de mercúrio consiste em um reservatório de mercúrio na base de um tubo de vidro, conectado a uma coluna muito fina (capilar). O mercúrio se expande mais do que a maioria dos líquidos com o aumento da temperatura. Conforme ele se expande, ele se move para cima na coluna com vácuo, como mostrado abaixo.

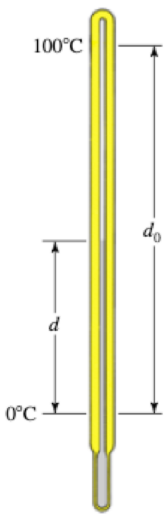


Figura 1-16. A 45 ºC, lido num termômetro de mercúrio, d é igual a 0,45d_o, onde d_o é a distância do nível de mercúrio a 0 ºC ao nível a 100 ºC.

Anders Celsius (1701-1744), um astrônomo sueco, desenvolveu a escala de temperatura Celsius, anteriormente chamada de escala de temperatura centígrada. Quando colocamos um termômetro Celsius em um béquer com gelo picado e água, o nível de mercúrio fica exatamente em 0°C, o ponto de referência mais baixo. Em um béquer com água fervendo a uma pressão atmosférica, o nível de mercúrio está exatamente em 100°C, o ponto de referência mais alto. Existem 100 passos iguais entre esses dois níveis de mercúrio. Eles correspondem a um intervalo de 100 graus entre o ponto de fusão do gelo e o ponto de ebulição da água em uma atmosfera. A Figura 1-16 mostra como as marcas de temperatura entre os pontos de referência são estabelecidas.

Nos Estados Unidos, as temperaturas são frequentemente medidas na escala de temperatura criada por Gabriel Fahrenheit (1686-1736), um fabricante de instrumentos alemão. Nesta escala, os pontos de congelamento e ebulição da água são definidos como 32°F e 212°F, respectivamente. No trabalho científico, as temperaturas são frequentemente expressas na escala de temperatura **Kelvin** (absoluta). Como veremos na Seção 12-5, o ponto zero da escala de temperatura Kelvin é derivado do comportamento observado de toda a matéria.

As relações entre as três escalas de temperatura estão ilustradas na Figura 1-17. Entre o ponto de congelamento da água e o ponto de ebulição da água, existem 100 passos (°C ou kelvins, respectivamente) nas escalas Celsius e Kelvin. Assim, o "grau" é o mesmo tamanho nas escalas Celsius e Kelvin. Mas cada temperatura Kelvin está 273,15 unidades acima da temperatura Celsius correspondente. A relação entre essas duas escalas é a seguinte:

$$\underline{?}\ \text{K} = {}^\circ\text{C} + 273.15^\circ \qquad \text{or} \qquad \underline{?}\ {}^\circ\text{C} = \text{K} - 273.15^\circ$$

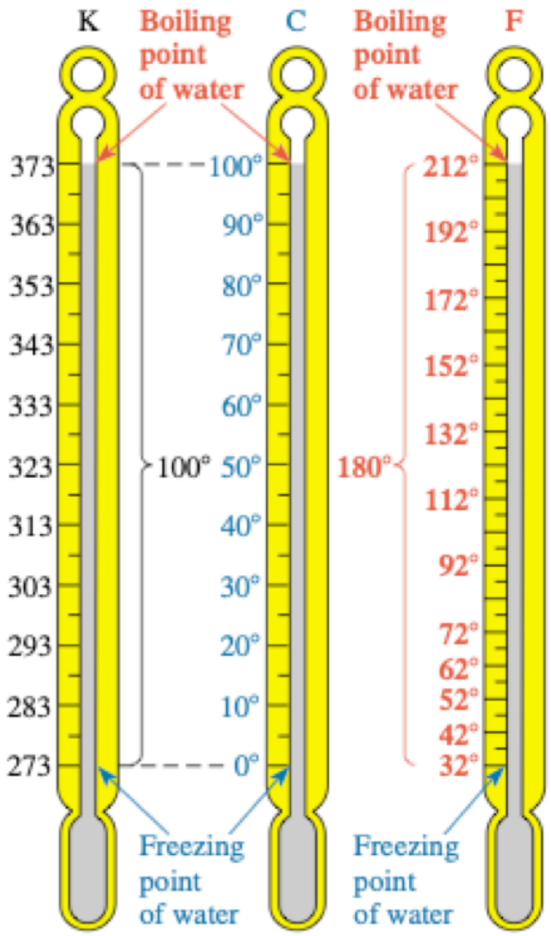


Figure 1-17 The relationships among the Kelvin, Celsius (centigrade), and Fahrenheit temperature scales.

No sistema SI, “graus Kelvin” são abreviados simplesmente como K em vez de °K e são chamados de kelvins.

Qualquer mudança de temperatura tem o mesmo valor numérico, seja expresso na escala Celsius ou na escala Kelvin. Por exemplo, uma mudança de 25°C para 59°C representa uma mudança de 34 graus Celsius. Convertendo-os para a escala Kelvin, a mesma alteração é expressa como (273+25) = 298 K para (59+273) = 332 K, ou uma alteração de 34 kelvins.

Comparando as escalas Fahrenheit e Celsius, descobrimos que os intervalos entre os mesmos pontos de referência são 180 graus Fahrenheit e 100 graus Celsius, respectivamente. Assim, um grau Fahrenheit deve ser menor que um grau Celsius. São necessários 180 graus Fahrenheit para cobrir o mesmo intervalo de temperatura que 100 graus Celsius. A partir desta informação, podemos construir os fatores unitários para mudanças de temperatura:

$$\frac{180°F}{100°C} \quad \text{or} \quad \frac{1.8°F}{1.0°C} \quad \text{and} \quad \frac{100°C}{180°F} \quad \text{or} \quad \frac{1.0°C}{1.8°F}$$

Mas os pontos de partida das duas escalas são diferentes, então não podemos converter uma temperatura em uma escala para uma temperatura na outra apenas multiplicando pelo fator unitário. Ao converter de °F para °C, devemos subtrair 32 graus Fahrenheit para atingir o ponto zero na escala Celsius (Figura 1-17).

$$\underline{?}\,°F = \left(x°C \times \frac{1.8°F}{1.0°C}\right) + 32°F \qquad \text{and} \qquad \underline{?}\,°C = \frac{1.0°C}{1.8°F}\,(x°F - 32°F)$$

EXEMPLO 1-16. Conversão de Temperatura

Quando a temperatura atinge “100.°F na sombra”, está quente. Qual é essa temperatura na escala Celsius?

Plano:

Usamos a relação: $\underline{?}\,°C = \frac{1.0°C}{1.8°F}\,(x°F - 32°F)$ para fazer a conversão desejada.

Solução:

$$\underline{?}\,°C = \frac{1.0°C}{1.8°F}\,(100.°F - 32°F) = \frac{1.0°C}{1.8°F}\,(68°F) = \boxed{38°C}$$

EXEMPLO 1-17 Conversão de Temperatura

Quando a temperatura absoluta é 400 K, qual é a temperatura Fahrenheit?

Plano:

Primeiro usamos a relação _?°C = K - 273° para converter de kelvins para graus Celsius, depois realizamos a conversão adicional de graus Celsius para graus Fahrenheit.

Solução:

$$\underline{?}\,°C = (400\ K - 273\ K)\frac{1.0°C}{1.0\ K} = 127°C$$

$$\underline{?}\,°F = \left(127°C \times \frac{1.8°F}{1.0°C}\right) + 32°F = \boxed{261°F}$$

1-13 TRANSFERÊNCIA DE CALOR E MEDIÇÃO DE CALOR

As reações químicas e as mudanças físicas ocorrem com a evolução simultânea de calor (**processos exotérmicos**) ou com a absorção de calor (**processos endotérmicos**). A quantidade de calor transferida em um processo geralmente é expressa em joules ou em calorias.

A unidade SI de energia e trabalho é o **joule (J)**, que é definido como 1 kg m^2/s^2. A energia cinética (KE) de um corpo de massa *m* movendo-se com velocidade *v* é dada por $1/2mv^2$. Um objeto de 2 kg movendo-se a um metro por segundo tem KE = $1/2(2\ kg)(1\ m/s)^2 = 1\ kg\ m^2/s^2 = 1\ J$. Você pode achar mais conveniente pensar em termos da quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de um grama de água de 14,5°C para 15,5°C, que é 4,184 J.

Uma **caloria** é definida como exatamente 4.184 J. A chamada “grande caloria”, usada para indicar o conteúdo energético dos alimentos, é realmente uma quilocaloria, ou seja, 1.000 calorias. Faremos a maioria dos cálculos em joules.

O **calor específico** de uma substância é a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de um grama da substância em um grau Celsius (também um kelvin) sem mudança de fase. Mudanças de fase (estado físico) absorvem ou liberam quantidades relativamente grandes de energia (veja a Figura 1-5). O calor específico de cada substância, uma propriedade física, é diferente para as fases sólida, líquida e gasosa da substância. Por exemplo, o calor específico do gelo é 2,09 J/ g °C próximo a 0 °C, para a água líquida é 4,18 J/g °C, e para o vapor é 2,03 J/g °C próximo de 100 °C. O calor específico para a água é bem alto.

$$Calor\ específico = \frac{(quantidade\ de\ calor\ em\ J)}{(massa\ da\ substância\ em\ g)(variação\ de\ temperatura\ em\ oC)}$$

As unidades de calor específico são J/(g °C) ou J $g^{-1}\ °C^{-1}$.

A **capacidade calorífica** de um corpo é a quantidade de calor necessária para elevar sua temperatura em 1°C. A capacidade calorífica de um corpo é sua massa em gramas vezes seu calor específico. A capacidade calorífica se refere à massa de um dado corpo, assim suas unidades não incluem a massa. As unidades de capacidade calorífica são J/°C ou J $°C^{-1}$.

EXEMPLO 1-18 Calor Específico

Quanto calor, em joules, é necessário para elevar a temperatura de 205 g de água de 21,2°C para 91,4°C?

Plano:

O calor específico de uma substância é a quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de 1 g de substância em 1°C:

$$Calor\ específico = \frac{(quantidade\ de\ calor\ em\ J)}{(massa\ da\ substância\ em\ g)(variação\ de\ temperatura\ em\ oC)}$$

Podemos reorganizar a equação de tal forma que:

(Quantidade de calor) = (massa da substância) (calor específico) (mudança de temperatura)

Alternativamente, podemos usar a abordagem do fator unitário.

Solução:

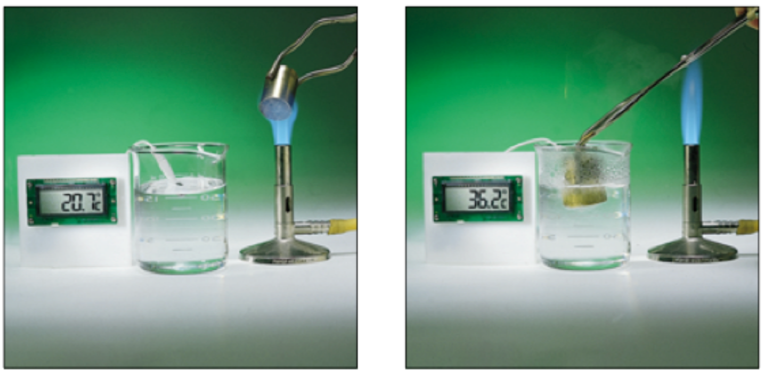
Quantidade de calor = (205 g)(4,18 J/g °C)(70,2 °C) = 6,02 x 10^4 J

Pela aproximação do fator unitário:

$$\text{Quantidade de calor} = (205\ \text{g})\left(\frac{4.18\ \text{J}}{1\ \text{g}\cdot{}^\circ\text{C}}\right)(70.2^\circ\text{C}) = \boxed{6.02 \times 10^4\ \text{J}} \quad \text{or} \quad \boxed{60.2\ \text{kJ}}$$

Todas as unidades, exceto joules, são canceladas. Para resfriar 205 g de água de 91,4°C a 21,2°C, seria necessário remover exatamente a mesma quantidade de calor, 60,2 kJ.

Quando dois objetos com temperaturas diferentes entram em contato, o calor flui do corpo mais quente para o mais frio (Figura 1-18); isso continua até que os dois estejam na mesma temperatura. Dizemos que os dois objetos estão então em equilíbrio térmico. A mudança de temperatura que ocorre para cada objeto depende das temperaturas iniciais e das massas relativas e calores específicos dos dois materiais.



(a) (b)

Figura 1-18 Um objeto quente, como um pedaço de metal aquecido (a), é colocado em água mais fria. O calor é transferido da barra de metal mais quente para a água mais fria até que as duas atinjam a mesma temperatura (b). Dizemos que eles estão então em equilíbrio térmico.

EXEMPLO 1-19 Calor Específico

Um pedaço de ferro de 385 gramas é aquecido a 97,5°C. Em seguida, é imerso em 247 gramas de água originalmente a 20,7°C. Quando o equilíbrio térmico é atingido, a água e o ferro são ambos a 31,6°C. Calcule o calor específico do ferro.

Plano:

A quantidade de calor adquirida pela água ao ser aquecida de 20,7°C a 31,6°C é a mesma quantidade de calor perdida pelo ferro quando esfria de 97,5°C para 31,6°C. Podemos igualar essas duas quantidades de calor e resolver o calor específico desconhecido.

Solução

Mudança de temperatura da água = 31,6 °C – 20,7 °C = 10,9 °C

Mudança de temperatura do ferro = 97,5 °C - 31,6°C = 65,9 °C

Número de joules ganhos pela água = $(247\ \text{g})\left(4.18\ \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot{}^\circ\text{C}}\right)(10.9^\circ\text{C})$

Seja x O calor específico do ferro:

Número de joules perdidos pelo ferro = $(385\ \text{g})\left(x\ \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot{}^\circ\text{C}}\right)(65.9^\circ\text{C})$

Igualamos as duas quantidades e resolvemos para x:

$$(247\text{g})\left(4.18\ \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot{}^\circ\text{C}}\right)(10.9^\circ\text{C}) = (385\ \text{g})\left(x\ \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot{}^\circ\text{C}}\right)(65.9^\circ\text{C})$$

$$x = \frac{(247\ \text{g})\left(4.18\ \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot{}^\circ\text{C}}\right)(10.9^\circ\text{C})}{(385\ \text{g})(65.9^\circ\text{C})} = \boxed{0.444\ \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot{}^\circ\text{C}}}$$

O calor específico do ferro é muito menor que o calor específico da água.

$$\frac{\text{Calor específico do ferro}}{\text{Calor específico da água}} = \frac{0{,}444\frac{J}{g\ {}^oC}}{4{,}18\frac{J}{g\ {}^oC}} = 0{,}106$$

A quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de 205 g de ferro em 70,2°C (como calculado para água no Exemplo 1-18) é:

Quantidade de calor: $(205\ g)\left(\frac{0.444\ J}{g \cdot °C}\right)(70.2°C) = 6.39 \times 10^3\ J$, or $6.39\ kJ$

Vemos que a quantidade de calor necessária para realizar uma dada mudança de temperatura para uma dada quantidade de ferro é menor do que para a mesma quantidade de água, na mesma proporção.

$$\frac{Número\ de\ joules\ necessários\ para\ aquecer\ 205\ g\ de\ ferro\ por\ 70{,}2\ ^oC}{Número\ de\ joules\ necessários\ para\ aquecer\ 205\ g\ de\ água\ por\ 70{,}2\ ^oC} = \frac{6{,}39\ kJ}{60{,}2\ kJ} = 0{,}106$$

EXEMPLO 1-20 Comparando Calor Específico

Adicionamos a mesma quantidade de calor a 10,0 gramas de cada uma das seguintes substâncias a partir de 20,0°C: água líquida, $H_2O(l)$; mercúrio líquido; Hg(l); benzeno líquido, C_6H_6 (l) e alumínio sólido, Al(s). Classifique as amostras da temperatura final mais baixa para a mais alta. Consulte a literatura para obter os dados necessários.

Plano:

Podemos obter os valores dos calores específicos (Sp. Ht.) para essas substâncias na literatura. Quanto maior o calor específico de uma substância, mais calor é necessário para elevar uma dada massa de amostra por uma dada mudança de temperatura, assim, menos sua temperatura muda por uma determinada quantidade de calor. A substância com o menor calor específico sofre a maior mudança de temperatura, e aquela com o maior calor específico sofre a menor mudança de temperatura. *Não é necessário calcular a quantidade de calor necessária para responder a esta pergunta*.

Solução:

Os calores específicos obtidos na literatura são os seguintes:

Substance	Sp. Ht. $\left(\frac{J}{g \cdot °C}\right)$
$H_2O(\ell)$	4.18
$Hg(\ell)$	0.138
$C_6H_6(\ell)$	1.74
Al(s)	0.900

Classificado do maior ao menor calor específico: H_2O(l) > C_6H_6 (l) > Al(s) > Hg(l). Adicionar a mesma quantidade de calor a uma amostra do mesmo tamanho dessas substâncias altera a temperatura de H_2O(l) o mínimo e a de Hg(l) o máximo. A classificação da temperatura final mais baixa para a mais alta é

H_2O(l) < C_6H_6(l) < Al(s) < Hg(l)