

trabalho de 12 J foi realizado pelo ambiente sobre o sistema”. Não faz sentido dizer: “Este sistema possui 450 J de calor”, ou “Este sistema contém 385 J de trabalho”.

Antes que os cientistas percebessem que o calor é energia transferida, o calor era medido em termos da capacidade de aumentar a temperatura da água. Assim, a **caloria** (cal) foi definida como a quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de 1 g de água de 14,5°C para 15,5°C. No sistema inglês, a unidade de calor era a **British thermal unit** (Btu), definida como a quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de 1 libra de água de 63°F para 64°F.

Em 1948, a comunidade científica decidiu que uma vez que o calor (como o trabalho) é energia transferida, a unidade de calor no SI deveria ser a mesma da energia, ou seja, o **joule**. A caloria é hoje definida como 4,1868 J (exatamente), sem qualquer referência ao aquecimento da água. [A “caloria” usada pelos nutricionistas, às vezes chamada de Caloria (Cal), é equivalente a uma quilocaloria (1 kcal).] As relações entre as várias unidades de calor são as seguintes:

$$1 \text{ cal} = 3,968 \times 10^{-3} \text{ Btu} = 4,1868 \text{ J.} \quad (18-12)$$

18-8 | A Absorção de Calor por Sólidos e Líquidos

Capacidade Térmica

A **capacidade térmica** C de um objeto é a constante de proporcionalidade entre o calor Q recebido ou cedido por um objeto e a variação de temperatura ΔT do objeto, ou seja,

$$Q = C \Delta T = C(T_f - T_i), \quad (18-13)$$

onde T_i e T_f são as temperaturas inicial e final do objeto, respectivamente. A capacidade térmica C é medida em unidades de energia por grau ou energia por kelvin. A capacidade térmica C , digamos, de uma pedra de mármore pode ser 179 cal/C°, que também podemos escrever como 179 cal/K ou como 749 J/K.

A palavra “capacidade” nesse contexto pode ser enganadora, pois sugere uma analogia com a capacidade que um balde possui de conter uma certa quantidade de água. *Esta analogia é falsa*; você não deve pensar que um objeto “contém” calor ou possui uma capacidade limitada de absorver calor. É possível transferir uma quantidade ilimitada de calor para um objeto, contanto que uma diferença de temperatura seja mantida. É claro, porém, que o objeto pode fundir ou evaporar no processo.

Calor Específico

Dois objetos feitos do mesmo material (mármore, digamos) têm capacidades térmicas proporcionais a suas massas. Assim, é conveniente definir uma “capacidade térmica por unidade de massa”, ou **calor específico** c , que se refere não a um objeto, mas a uma massa unitária do material de que é feito o objeto. Nesse caso, a Eq. 18-13 se torna

$$Q = cm \Delta T = cm(T_f - T_i). \quad (18-14)$$

Experimentalmente, podemos observar que a capacidade térmica de uma certa pedra de mármore é 179 cal/C° (ou 749 J/K), mas o calor específico do mármore (nessa pedra ou em qualquer outro objeto feito de mármore) é 0,21 cal/g·C° (ou 880 J/kg·K).

De acordo com as definições de caloria e Btu, o calor específico da água é

$$c = 1 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ = 1 \text{ Btu/lb} \cdot \text{F}^\circ = 4190 \text{ J/kg} \cdot \text{K}. \quad (18-15)$$

A Tabela 18-3 mostra os calores específicos de algumas substâncias à temperatura ambiente. Note que o valor do calor específico da água é o maior da tabela. O calor específico de qualquer substância varia um pouco com a temperatura, mas os valo-

TABELA 18-3

Alguns Calores Específicos e Calores Específicos Molares à Temperatura Ambiente

Substância	Calor Específico		Calor Específico Molar
	cal	J	J
	g · K	kg · K	mol · K
<i>Sólidos Elementares</i>			
Chumbo	0,0305	128	26,5
Tungstênio	0,0321	134	24,8
Prata	0,0564	236	25,5
Cobre	0,0923	386	24,5
Alumínio	0,215	900	24,4
<i>Outros Sólidos</i>			
Latão	0,092	380	
Granito	0,19	790	
Vidro	0,20	840	
Gelo (−10°C)	0,530	2220	
<i>Líquidos</i>			
Mercúrio	0,033	140	
Etanol	0,58	2430	
Água do mar	0,93	3900	
Água doce	1,00	4180	

res da Tabela 18-3 podem ser usados com precisão razoável em temperaturas próximas da temperatura ambiente.



TESTE 3 Uma certa quantidade de calor Q aquece 1 g de uma substância A de 3 C° e 1 g de um material B de 4 C° . Qual das duas substâncias tem o maior calor específico?

Calor Específico Molar

Em muitas circunstâncias a unidade mais conveniente para especificar a quantidade de uma substância é o mol, definido da seguinte forma:

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ unidades elementares}$$

de qualquer substância. Assim, 1 mol de alumínio significa $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Al (o átomo é a unidade elementar), e 1 mol de óxido de alumínio significa $6,02 \times 10^{23}$ fórmulas moleculares de Al_2O_3 (a fórmula molecular é a unidade elementar do composto).

Quando a quantidade de uma substância é expressa em mols o calor específico deve ser expresso na forma de quantidade de calor por mol (e não por unidade de massa); nesse caso, ele é chamado de **calor específico molar**. A Tabela 18-3 mostra o calor específico molar de alguns sólidos elementares (formados por um único elemento) à temperatura ambiente.

Um Ponto Importante

Para determinar e utilizar corretamente o calor específico de uma substância é preciso conhecer as condições em que ocorre a transferência de calor. No caso de sólidos e líquidos, em geral supomos que a amostra está submetida a uma pressão constante (normalmente, a pressão atmosférica) durante a transferência. Entretanto, também podemos imaginar que a amostra é mantida com um volume constante durante a absorção de calor. Para isso, a dilatação térmica da amostra deve ser evitada pela aplicação de uma pressão externa. No caso de sólidos e líquidos isso é muito difícil de executar experimentalmente, mas o efeito pode ser calculado, e verifica-se que a diferença entre os calores específicos a pressão constante e a volume constante é relativamente pequena. No caso dos gases, por outro lado, como vamos ver no próximo capítulo, os valores do calor específico a pressão constante e a volume constante são muito diferentes.

Calores de Transformação

Quando o calor é transferido para uma amostra sólida ou líquida nem sempre a temperatura da amostra aumenta. Em vez disso, a amostra pode mudar de *fase* (ou de *estado*). A matéria pode existir em três estados. No *estado sólido*, os átomos ou moléculas do material formam uma estrutura rígida através de sua atração mútua. No *estado líquido* os átomos ou moléculas têm mais energia e maior mobilidade. Formam aglomerados transitórios, mas o material não tem uma estrutura rígida e pode escoar em um cano ou se acomodar no fundo de um recipiente. No *estado gasoso* os átomos ou moléculas têm uma energia ainda maior, não interagem, a não ser através de choques de curta duração, e podem ocupar todo o volume de um recipiente.

Fundir um sólido significa fazê-lo passar do estado sólido para o estado líquido. O processo requer energia porque os átomos ou moléculas do sólido devem ser liberados de sua estrutura rígida. A fusão de um cubo de gelo para formar água é um bom exemplo. *Solidificar* um líquido é o inverso de fundir, e exige a retirada de energia do líquido para que os átomos ou moléculas voltem a formar a estrutura rígida de um sólido.

Vaporizar um líquido significa fazê-lo passar do estado líquido para o estado gasoso. Este processo, como o de fusão, requer energia porque os átomos ou molé-

culas devem ser liberados de seus aglomerados. Ferver a água para transformá-la em vapor é um bom exemplo. *Condensar* um gás é o inverso de vaporizar e exige a retirada de energia para que os átomos ou moléculas voltem a se aglomerar.

A quantidade de energia por unidade de massa que deve ser transferida em forma de calor para que uma amostra mude totalmente de fase é chamada de **calor de transformação** e representada pela letra L . Assim, quando uma amostra de massa m sofre uma mudança de fase a energia total transferida é

$$Q = Lm. \quad (18-16)$$

Quando a mudança é da fase líquida para a fase gasosa (caso em que a amostra absorve calor) ou da fase gasosa para a fase líquida (caso em que a amostra libera calor) o calor de transformação é chamado de **calor de vaporização** e representado pelo símbolo L_V . Para a água à temperatura normal de vaporização ou condensação,

$$L_V = 539 \text{ cal/g} = 40,7 \text{ kJ/mol} = 2256 \text{ kJ/kg}. \quad (18-17)$$

Quando a mudança é da fase sólida para a fase líquida (caso em que a amostra absorve calor) ou da fase líquida para a fase sólida (caso em que a amostra libera calor), o calor de transformação é chamado de **calor de fusão** e representado pelo símbolo L_F . Para a água à temperatura normal de solidificação ou de fusão,

$$L_F = 79,5 \text{ cal/g} = 6,01 \text{ kJ/mol} = 333 \text{ kJ/kg}. \quad (18-18)$$

A Tabela 18-4 mostra os calores de transformação de algumas substâncias.

TABELA 18-4

Alguns Calores de Transformação

Substância	Fusão		Ebulição	
	Ponto de Fusão (K)	Calor de Fusão L_F (kJ/kg)	Ponto de Ebulição (K)	Calor de Vaporização L_V (kJ/kg)
Hidrogênio	14,0	58,0	20,3	455
Oxigênio	54,8	13,9	90,2	213
Mercúrio	234	11,4	630	296
Água	273	333	373	2256
Chumbo	601	23,2	2017	858
Prata	1235	105	2323	2336
Cobre	1356	207	2868	4730

Exemplo 18-3

(a) Que quantidade de calor deve absorver uma amostra de gelo de massa $m = 720 \text{ g}$ a -10°C para passar ao estado líquido a 15°C ?

IDÉIAS-CHAVE O processo de aquecimento ocorre em três etapas: (1) o gelo não pode fundir a uma temperatura abaixo do ponto de congelamento; assim, a energia transferida para o gelo em forma de calor apenas aumenta a temperatura do gelo até a temperatura chegar a 0°C . (2) A temperatura não pode passar de 0°C até que todo o gelo tenha fundido; assim, quando o gelo está a 0°C toda a energia transferida para o gelo em forma de calor é usada para fundir o gelo. (3) Depois que todo o gelo funde, toda a

energia transferida para a água é usada para aumentar a sua temperatura.

Aquecimento do gelo: O calor Q_1 necessário para fazer a temperatura do gelo aumentar do valor inicial $T_i = -10^\circ\text{C}$ para o valor final $T_f = 0^\circ\text{C}$ (para que depois o gelo possa fundir) é dado pela Eq. 18-14 ($Q = cm \Delta T$). Usando o calor específico do gelo c_{gelo} da Tabela 18-3, obtemos

$$\begin{aligned} Q_1 &= c_{\text{gelo}} m (T_f - T_i) \\ &= (2220 \text{ J/kg} \cdot \text{K})(0,720 \text{ kg})[0^\circ\text{C} - (-10^\circ\text{C})] \\ &= 15\,984 \text{ J} \approx 15,98 \text{ kJ}. \end{aligned}$$

Fusão do gelo: O calor Q_2 necessário para fundir toda a amostra de gelo é dado pela Eq. 18-16 ($Q = Lm$), onde