

EJECUTAR: Para el aluminio, $Y = 7.0 \times 10^{10}$ Pa y $\alpha = 2.4 \times 10^{-5}$ K⁻¹. El cambio de temperatura es $\Delta T = 22.3^\circ\text{C} - 17.2^\circ\text{C} = 5.1^\circ\text{C} = 5.1$ K. El esfuerzo es F/A ; por la ecuación (17.12),

$$\begin{aligned}\frac{F}{A} &= -Y\alpha\Delta T = -(0.70 \times 10^{11} \text{ Pa})(2.4 \times 10^{-5} \text{ K}^{-1})(5.1 \text{ K}) \\ &= -8.6 \times 10^6 \text{ Pa (o } -1200 \text{ lb/in}^2\text{)}\end{aligned}$$

El signo negativo indica que se requiere un esfuerzo de compresión, no de tensión, para mantener constante la longitud del cilindro. Este esfuerzo es independiente de la longitud y del área de sección transversal

del cilindro. La fuerza total F es el área transversal multiplicada por el esfuerzo:

$$\begin{aligned}F &= A\left(\frac{F}{A}\right) = (20 \times 10^{-4} \text{ m}^2)(-8.6 \times 10^6 \text{ Pa}) \\ &= -1.7 \times 10^4 \text{ N}\end{aligned}$$

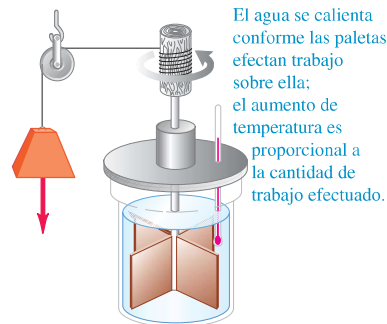
es decir, casi 2 toneladas. El signo negativo indica compresión.

EVALUAR: El esfuerzo en el cilindro y la fuerza que ejerce sobre cada pared son inmensos. Esto destaca la importancia de contemplar tales esfuerzos térmicos en ingeniería.

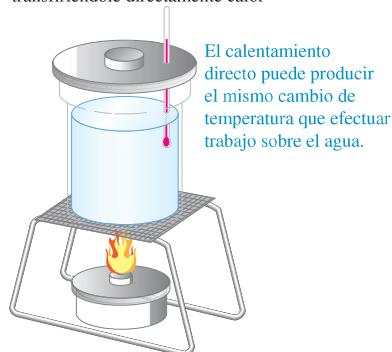
Evalúe su comprensión de la sección 17.4 En la tira bimetalica de la figura 17.3a, el metal 1 es cobre. ¿Cuál de los siguientes materiales podría usarse como metal 2. (Quizás haya más de una respuesta correcta.) i) acero; ii) latón; iii) aluminio.

17.15 El mismo cambio de temperatura del mismo sistema puede lograrse
a) realizando trabajo sobre él o
b) agregándole calor.

a) Aumento de la temperatura del agua al efectuar trabajo sobre ella



b) Incremento de la temperatura del agua transfiriéndole directamente calor



17.5 Cantidad de calor

Si metemos una cuchara fría en una taza con café caliente, la cuchara se calienta y el café se enfría para establecer el equilibrio térmico. La interacción que causa estos cambios de temperatura es básicamente una transferencia de *energía* de una sustancia a otra. La transferencia de energía que se da exclusivamente por una diferencia de temperatura se denomina *flujo de calor* o *transferencia de calor*, en tanto que la energía así transferida se llama **calor**.

Durante los siglos XVIII y XIX, se fue entendiendo poco a poco la relación entre el calor y las otras formas de energía. Sir James Joule (1818-1889) estudió cómo puede calentarse el agua por agitación vigorosa con una rueda de paletas (figura 17.15a), la cual agrega energía al agua realizando un *trabajo* sobre ella. Joule observó que *el aumento de temperatura es directamente proporcional a la cantidad de trabajo realizado*. Es posible lograr el mismo cambio de temperatura poniendo el agua en contacto con un cuerpo más caliente (figura 17.15b); por lo tanto, esta interacción también debe implicar un intercambio de energía. Exploraremos la relación entre calor y energía mecánica con mayor detalle en los capítulos 19 y 20.

CAUIDADO **Temperatura contra calor** Es absolutamente indispensable tener bien clara la distinción entre *temperatura* y *calor*. La temperatura depende del estado físico de un material y es una descripción cuantitativa de su calidez o frialdad. En física, el término “calor” siempre se refiere a transferencia de energía de un cuerpo o sistema a otro, a causa de una diferencia de temperatura, nunca a la cantidad de energía contenida en un sistema dado. Podemos modificar la temperatura de un cuerpo agregándole o quitándole calor, o agregándole o quitándole energía de otras formas, como trabajo mecánico (figura 17.15a). Si cortamos un cuerpo a la mitad, cada mitad tiene la misma temperatura que el todo; no obstante, para elevar la temperatura de una mitad un intervalo dado, le agregamos la *mitad* del calor que agregaríamos al todo. ❗

Podemos definir una *unidad* de cantidad de calor con base en el cambio de temperatura de un material específico. La **caloría** (abreviada cal) se define como *la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua de 14.5 °C a 15.5 °C*. También se usa la kilocaloría (kcal), igual a 1000 cal; las calorías de valor alimentario son en realidad kilocalorías (figura 17.16). Una unidad correspondiente de calor que usa grados Fahrenheit y unidades inglesas es la **unidad térmica británica**

o Btu. Una Btu es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de una libra (peso) de agua 1 F°, de 63 °F a 64 °F.

Puesto que el calor es una transferencia de energía, debe haber una relación definida entre estas unidades y las de energía mecánica que conocemos, como el joule. Experimentos similares en concepto al de Joule han demostrado que

$$\begin{aligned} 1 \text{ cal} &= 4.186 \text{ J} \\ 1 \text{ kcal} &= 1000 \text{ cal} = 4186 \text{ J} \\ 1 \text{ Btu} &= 778 \text{ ft} \cdot \text{lb} = 252 \text{ cal} = 1055 \text{ J} \end{aligned}$$

La caloría no es una unidad fundamental del SI. El Comité Internacional de Pesos y Medidas recomienda usar el joule como unidad básica de energía en todas sus formas, incluido el calor. Seguiremos esa recomendación en este libro.

Calor específico

Usamos el símbolo Q para cantidad de calor. Cuando el calor está asociado a un cambio de temperatura infinitesimal dT , lo llamamos dQ . Se observa que la cantidad de calor Q necesaria para elevar la temperatura de una masa m de cierto material de T_1 a T_2 es aproximadamente proporcional al cambio de temperatura $\Delta T = T_2 - T_1$ y a la masa m del material. Si calentamos agua para hacer té, necesitamos el doble de calor para dos tazas que para una, si el intervalo de temperatura es el mismo. La cantidad de calor requerida también depende de la naturaleza del material; se requieren 4190 J de calor para elevar la temperatura de 1 kilogramo de agua 1 C°, pero sólo 910 J para elevar en 1 C° la temperatura de 1 kilogramo de aluminio.

Juntando todas estas relaciones, tenemos

$$Q = mc \Delta T \quad (\text{calor requerido para cambiar la temperatura de la masa } m) \quad (17.13)$$

donde c es una cantidad, diferente para cada material, llamada **calor específico** del material. Para un cambio infinitesimal de temperatura dT y la cantidad de calor correspondiente dQ ,

$$dQ = mc \, dT \quad (17.14)$$

$$c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT} \quad (\text{calor específico}) \quad (17.15)$$

En las ecuaciones (17.13), (17.14) y (17.15), Q (o dQ) y ΔT (o dT) pueden ser positivos o negativos. Si son positivos, entra calor en el cuerpo y aumenta su temperatura; si son negativos, sale calor del cuerpo y disminuye su temperatura.

CUIDADO La definición de calor Recuerde que dQ no representa un cambio en la cantidad de calor *contenida* en un cuerpo; tal concepto carece de sentido. El calor siempre es *transferencia* de energía a causa de una diferencia de temperatura. No existe “la cantidad de calor de un cuerpo”. ■

El calor específico del agua es aproximadamente

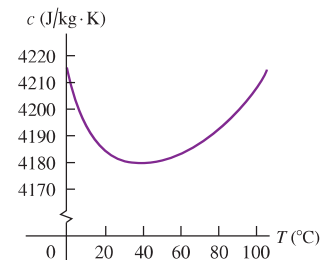
$$4190 \text{ J/kg} \cdot \text{K} \quad 1 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ \quad \text{o bien,} \quad 1 \text{ Btu/lb} \cdot \text{F}^\circ$$

El calor específico de un material siempre depende un poco de la temperatura inicial y del intervalo de temperatura. La figura 17.17 muestra esta variación para el agua. En los problemas y ejemplos de este capítulo normalmente haremos caso omiso de esta pequeña variación.

17.16 El lema “Komm in Schwung mit Zucker” de este paquete de azúcar alemán puede traducirse como “El azúcar le da a usted momento lineal”. De hecho, el azúcar le da a usted *energía*: de acuerdo con la etiqueta, cada paquete tiene un contenido energético de 22 kilocalorías (22 calorías de los alimentos) o 92 kilojoules. (Analicamos la diferencia entre energía y momento lineal en la sección 8.1.)



17.17 Capacidad calorífica del agua en función de la temperatura. El valor de c varía menos del 1% entre 0 °C y 100 °C.



Ejemplo 17.6 Comer con resfriado, ayunar con fiebre

Padeciendo un cuadro de gripe, un hombre de 80 kg tuvo una fiebre de 39.0 °C (102.2 °F), en vez de la temperatura normal de 37.0 °C (98.6 °F). Suponiendo que el cuerpo humano es agua en su mayoría, ¿cuánto calor se requirió para elevar su temperatura esa cantidad?

SOLUCIÓN

IDENTIFICAR: Este problema usa la relación entre calor (la incógnita), masa, calor específico y cambio de temperatura.

PLANTEAR: Nos dan los valores de $m = 80 \text{ kg}$, $c = 4190 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$ y $\Delta T = 39.0 \text{ °C} - 37.0 \text{ °C} = 2.0 \text{ C}^\circ = 2.0 \text{ K}$. Usaremos la ecuación (17.13) para determinar el calor requerido.

EJECUTAR: Por la ecuación (17.13),

$$Q = mc \Delta T = (80 \text{ kg})(4190 \text{ J/kg} \cdot \text{K})(2.0 \text{ K}) = 6.7 \times 10^5 \text{ J}$$

EVALUAR: Esto corresponde a 160 kcal, o 160 calorías de los alimentos. (De hecho, el calor específico del cuerpo humano es de cerca de 3480 J/kg · K, alrededor de 83% del agua. La diferencia se debe a la presencia de proteínas, grasa y minerales, que tienen menor calor específico. Con este valor de c , el calor requerido es $5.6 \times 10^5 \text{ J} = 133 \text{ kcal}$. Cualquiera de los resultados demuestra que, si no fuera por los sistemas reguladores de la temperatura del cuerpo, ingerir energía en forma de alimentos produciría cambios medibles en la temperatura del cuerpo. (En el caso de una persona con gripe, el aumento en la temperatura es resultado de la actividad extra del cuerpo al combatir la infección.)

Ejemplo 17.7 Circuitos sobrecalentados

Se está diseñando un elemento de circuito electrónico hecho con 23 mg de silicio. La corriente que pasa por él agrega energía a razón de 7.4 mW = $7.4 \times 10^{-3} \text{ J/s}$. Si el diseño no contempla la eliminación de calor del elemento, ¿con qué rapidez aumentará su temperatura? El calor específico del silicio es de 705 J/kg · K.

SOLUCIÓN

IDENTIFICAR: La energía agregada al elemento del circuito hace que se incremente la temperatura, al igual que si el calor fluyera en el elemento a una tasa de $7.4 \times 10^{-3} \text{ J/s}$. La incógnita es la *tasa* de cambio de la temperatura.

PLANTEAR: Por la ecuación (17.13), el cambio de temperatura ΔT en kelvins es proporcional al calor transferido en joules, así que la tasa de cambio de la temperatura en K/s es proporcional a la tasa de transferencia de calor en J/s.

EJECUTAR: En un segundo, $Q = (7.4 \times 10^{-3} \text{ J/s})(1 \text{ s}) = 7.4 \times 10^{-3} \text{ J}$. Por la ecuación (17.13), $Q = mc \Delta T$, el cambio de temperatura en 1 segundo es

$$\Delta T = \frac{Q}{mc} = \frac{7.4 \times 10^{-3} \text{ J}}{(23 \times 10^{-6} \text{ kg})(705 \text{ J/kg} \cdot \text{K})} = 0.46 \text{ K}$$

O bien, podríamos derivar ambos miembros de la ecuación (17.14) con respecto a dt y reacomodar:

$$\begin{aligned} \frac{dT}{dt} &= \frac{dQ/dt}{mc} \\ &= \frac{7.4 \times 10^{-3} \text{ J/s}}{(23 \times 10^{-6} \text{ kg})(705 \text{ J/kg} \cdot \text{K})} = 0.46 \text{ K/s} \end{aligned}$$

EVALUAR: Con esta rapidez en el aumento de la temperatura (27 K cada minuto) el elemento de circuito pronto se autodestruiría. La transferencia de calor es una consideración importante en el diseño de elementos de circuitos electrónicos.

Capacidad calorífica molar

A veces resulta más útil describir una cantidad de sustancia en términos del número de *moles* n , en vez de la *masa* m del material. Recuerde (de sus clases de química) que un mol de cualquier sustancia pura siempre contiene el mismo número de moléculas. (Veremos esto con mayor detalle en el capítulo 18.) La *masa molar* de cualquier sustancia, denotada con M , es la masa por mol. (A veces se llama a M *peso molecular*, aunque es preferible *masa molar*; la cantidad depende de la masa de una molécula, no de su peso.) Por ejemplo, la masa molar del agua es de 18.0 g/mol = $18.0 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$; un mol de agua tiene una masa de 18.0 g = 0.0180 kg. La masa total m de material es la masa por mol M multiplicada por el número de moles n :

$$m = nM \quad (17.16)$$

Sustituyendo la masa m de la ecuación (17.13) por el producto nM , tenemos

$$Q = nMc \Delta T \quad (17.17)$$

El producto Mc se denomina **capacidad calorífica molar** (o *calor específico molar*) y se denota con C . Con esta notación, reescribimos la ecuación (17.17) de la siguiente manera:

$$Q = nC \Delta T \quad (\text{calor requerido para cambiar la temperatura de } n \text{ moles}) \quad (17.18)$$