

18

Cantidad de calor

OBJETIVOS: Después de completar este capítulo se deberá ser capaz de:

1. Definir la cantidad de calor en términos de la *caloría*, la *kilocaloría*, el *joule* y la *unidad británica* (Btu).
2. Escribir una fórmula para la *capacidad calorífica específica* de un material y aplicarla a la solución de problemas que incluyen la pérdida o ganancia de calor.
3. Escribir fórmulas para calcular los *calores latentes de fusión y vaporización*, y aplicarlas a la solución de problemas en los cuales el calor produce un cambio de fase de una sustancia.
4. Definir el *calor de combustión* y aplicarlo a problemas que incluyan la producción de calor.

La energía térmica es aquella que está asociada al azar con el movimiento molecular, por lo que no es posible medir la posición y velocidad de cada molécula en una sustancia a fin de determinar su energía térmica. Sin embargo, es posible medir *cambios* de energía térmica al relacionarlos con un cambio en la temperatura.

Por ejemplo, cuando dos sistemas a diferentes temperaturas se ponen en contacto, alcanzarán finalmente una temperatura intermedia común. A partir de esta observación, es correcto decir que el sistema con la temperatura mayor ha cedido energía térmica al sistema a temperatura menor. La energía térmica perdida o ganada por los objetos se llama *calor*. Este capítulo analiza la medición cuantitativa del calor.

18-1 SIGNIFICADO DE CALOR

Originalmente se creía que dos sistemas alcanzaban el equilibrio térmico mediante la transferencia de una sustancia llamada *calórico*. Se afirmaba que todos los cuerpos contenían una cantidad de calórico proporcional a su temperatura. Por lo tanto, cuando dos objetos se ponían en contacto, el que tenía una temperatura mayor transfería calórico al objeto de menor temperatura hasta que ambos alcanzaban la misma temperatura. La idea de que una sustancia se transfiere, lleva consigo la certeza de que hay un límite de la cantidad de energía térmica que puede obtenerse de un cuerpo. Este punto fue el que finalmente condujo a la caída de la teoría del calórico.

El conde de Rumford, de Baviera, fue el primero que puso en duda la teoría del calórico. Hizo su descubrimiento en 1798 mientras supervisaba la perforación de un cañón, la cual se mantenía llena de agua para evitar que se sobrecalentara. A medida que el agua se evaporaba, se reponía. De acuerdo con la teoría existente, el calórico se proporcionaba con agua hirviendo. La producción aparente de calórico se explicaba al suponer que cuando la materia se divide finamente, pierde cierta capacidad para retener calórico. Rumford ideó un experimento para demostrar que aun cuando una herramienta de taladrar no cortaba totalmente el metal del cañón, se producía el suficiente calórico para que el agua hirviera. De hecho, se observó que en tanto el trabajo mecánico se desarrollaba, la herramienta era una fuente de calórico inagotable.

Rumford desechó la teoría del calórico con base en sus experimentos y sugirió que la explicación debía estar relacionada con el movimiento. Por lo tanto, la idea del trabajo mecánico es responsable de que se introdujera el concepto de calor. La equivalencia de calor y trabajo como dos formas de energía la estableció más tarde Sir James Prescott Joule.

18-2 CANTIDAD DE CALOR

Debe descartarse que el calor sea una sustancia; no es algo que un objeto *tenga* sino más bien es algo que *da* o *absorbe*. El calor es simplemente otra forma de energía que puede medirse sólo en función del efecto que produce. Se define una cantidad de calor como la energía térmica necesaria para producir algún cambio estándar. Tres unidades son la *caloría*, la *kilocaloría*, y la *unidad térmica británica* (British thermal unit).

Una **caloría** (cal) es la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado Celsius la temperatura de un gramo de agua.

Una **kilocaloría** (kcal) es la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado Celsius la temperatura de un kilogramo de agua. (1 kcal = 1000 cal.)

Una **unidad térmica británica** (Btu) es la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado Fahrenheit la temperatura de 1 lb de agua.

Antes de utilizar las definiciones anteriores es necesario estudiar brevemente las relaciones entre las diferentes unidades consideradas. Por ejemplo, la libra unida (lb_m), que aparece en la definición de un Btu, debe considerarse como la *masa*

de la libra estándar. Esto representa una divergencia de las unidades USCS, en las que la unidad libra se reservaba para el peso. Por lo tanto, cuando se refiere a 1 lb_m de agua, se está refiriendo a una *masa* de agua equivalente a aproximadamente 1/32 de slug.

Es necesario hacer esta distinción ya que la libra de agua debe representar una cantidad constante de materia, independiente de la localización. Por definición, la libra masa está relacionada con el gramo y el kilogramo de la siguiente manera:

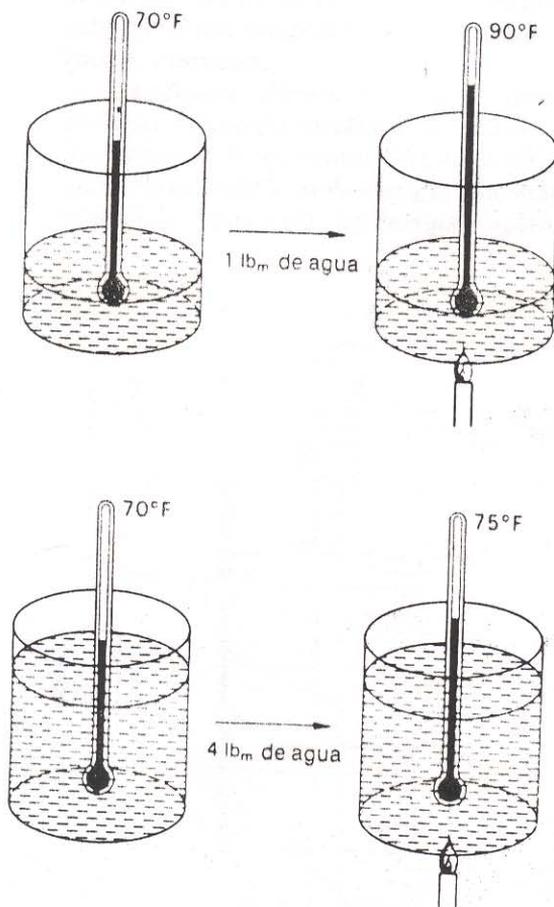
$$1 \text{ lb}_m = 454 \text{ g} = 0.454 \text{ kg}$$

La diferencia entre las tres unidades de calor resulta de la diferencia de masas y de la diferencia entre las escalas de temperatura. Se deja como ejercicio para el lector que demuestre lo siguiente:

$$1 \text{ Btu} = 252 \text{ cal} = 0.252 \text{ kcal}$$

(18-1)

Fig. 18-1 La misma cantidad de calor se aplica a diferentes masas de agua. La masa mayor experimenta una menor elevación de temperatura.



Ya que se han definido las unidades para medir cuantitativamente el calor, debe distinguirse claramente entre las cantidades de calor y de temperatura. Por ejemplo: supóngase que se vierte 1 lb_m de agua en un vaso y 4 lb_m de agua en otro, como se muestra en la figura 18-1. La temperatura inicial del agua en cada uno de los recipientes tiene un valor de 70 °F. Se coloca una llama debajo de cada vaso durante el mismo intervalo de tiempo, suministrando 20 Btu de energía térmica al agua de cada recipiente.

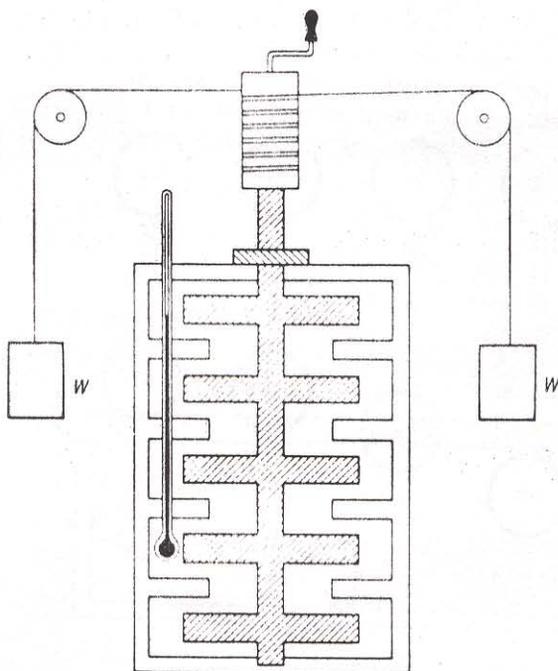
La temperatura del recipiente con 1 lb_m aumenta 20 F°, pero la temperatura del recipiente que contiene 4 lb_m sólo aumenta 5 F°. En ambos casos se suministró la misma cantidad de calor al agua.

18-3 ENERGÍA MECÁNICA Y CALOR

El experimento de Rumford demostró que en tanto el trabajo mecánico se suministrara, era posible obtener una fuente ilimitada de energía térmica, es decir, que no hay un límite a la producción de energía térmica producida al frotar dos trozos de madera. No obstante, la energía mecánica se transforma en energía térmica, y debe haber una relación entre las unidades en que se mide la energía térmica y la energía mecánica.

La primera relación cuantitativa entre las unidades de energía térmica y las unidades de energía mecánica fue establecida por Joule en 1843. Aunque Joule ideó muchos experimentos diferentes para demostrar la equivalencia entre las unidades de calor y las de energía, el aparato que con más frecuencia se recuerda es el de la figura 18-2. La energía mecánica se obtenía al dejar caer pesos que

Fig. 18-2 Experimento de Joule para determinar el equivalente mecánico del calor. Los pesos que caen realizan trabajo al agitar el agua y elevar su temperatura.



hacían que un conjunto de aspas rotaran en un recipiente con agua. La cantidad de calor que absorbía el agua era medida a partir del conocimiento de la masa del agua y del incremento en la temperatura de la misma.

De éste y de otros experimentos, Joule publicó un resultado promedio. Estimó que un peso de 812 lb que cayera desde una altura de un pie causaba que la temperatura de 1 lb_m de agua se elevara 1 F°. Es decir, que la unidad térmica de un Btu era equivalente a la unidad mecánica de 812 pie/lb.

Actualmente, el equivalente mecánico del calor se ha establecido con exactitud en términos de la energía eléctrica necesaria para elevar 1 grado la temperatura de una masa de agua. Los resultados aceptados son

$$1 \text{ Btu} = 778 \text{ ft} \cdot \text{lb}$$

(18-2)

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

(18-3)

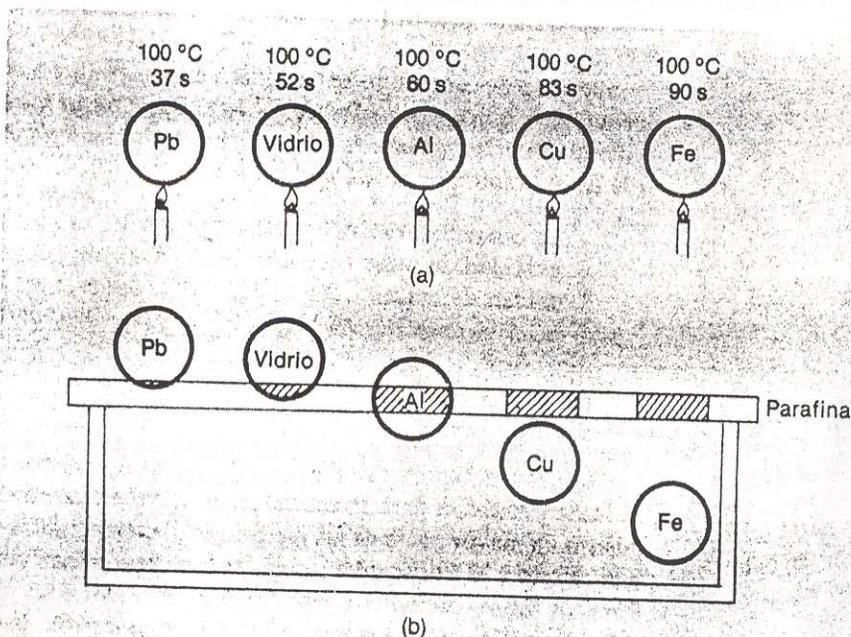
$$1 \text{ kcal} = 4186 \text{ J}$$

(18-4)

18-4 CAPACIDAD CALORÍFICA ESPECÍFICA

Se ha definido una cantidad de calor como la energía térmica necesaria para elevar la temperatura de una masa dada. No obstante, la cantidad de energía térmica necesaria para elevar la temperatura de una sustancia varía para diferentes materiales. Por ejemplo, supóngase que se aplica calor a cinco esferas, todas del mismo tamaño pero de diferentes materiales, como se muestra en la figura 18-3a. Si se quiere elevar la temperatura de cada esfera a 100 °C, se encontrará que algunas deben calentarse más tiempo que otras. Para ejemplificar este hecho, supóngase

Fig. 18-3 Comparación entre las capacidades caloríficas para cinco esferas de diferentes materiales



que cada esfera tiene un volumen de 1 cm^3 y una temperatura inicial de 0°C ; cada una se calienta con un mechero capaz de suministrar energía térmica a una velocidad de 1 cal/s . Los tiempos necesarios aproximados para lograr una temperatura de 100°C para cada esfera se proporcionan en la figura 18-3. Adviértase que la esfera de plomo alcanza la temperatura final en sólo 37 s mientras que la de hierro necesita 90 s de calentamiento continuo. El vidrio, aluminio y cobre requieren tiempos intermedios.

Ya que el hierro y el cobre absorbieron más calor, puede esperarse que ellos liberen más calor al enfriarse. Esto resulta ser cierto y puede demostrarse colocando las cinco esferas simultáneamente (a 100°C) sobre una banda delgada de parafina, como se indica en la figura 18-3b. Las esferas de hierro y cobre finalmente funden la parafina y caen dentro del recipiente. Las esferas de vidrio y plomo nunca logran pasar a través de la parafina. Es evidente que debe haber alguna propiedad del material que se relaciona con la cantidad de calor absorbido o liberado durante un cambio en la temperatura. Como un primer paso para establecer esta propiedad, se definirá el concepto de *capacidad calorífica*.

La **capacidad calorífica** de un cuerpo es la razón de la cantidad de calor suministrado con el correspondiente incremento de temperatura del cuerpo.

$$\text{Capacidad calorífica} = \frac{Q}{\Delta t} \quad (18-5)$$

Las unidades de capacidad calorífica son calorías por grado Celsius, ($\text{cal}/^\circ\text{C}$), kilocalorías por grado Celsius ($\text{kcal}/^\circ\text{C}$), o Btu por grado Fahrenheit ($\text{Btu}/^\circ\text{F}$). Para el ejemplo anterior, fueron necesarias 89.4 cal para elevar a 100°C la temperatura de la esfera de hierro. Por lo tanto, la capacidad calorífica de la esfera de hierro es $0.894 \text{ cal}/^\circ\text{C}$.

La masa del objeto no se consideró en la definición de capacidad calorífica, porque esto es una propiedad del objeto. Para lograr que sea una propiedad del material se define la *capacidad calorífica por unidad de masa*. A esta propiedad se le da el nombre de *capacidad calorífica específica*, y se indica con la letra c .

La **capacidad calorífica específica** o calor específico de un material es la cantidad de calor necesario para elevar un grado la temperatura de una unidad de masa.

$$c = \frac{Q}{m \Delta t} \quad Q = mc \Delta t \quad (18-6)$$

La unidad SI para calor específico asigna el *joule* para calor, el *kilogramo* para masa y el *kelvin* para temperatura. Así, c tiene unidades de $\text{J}/\text{kg} \cdot \text{K}$. En la industria, la mayor parte de las mediciones de temperatura se hacen en $^\circ\text{C}$ o en $^\circ\text{F}$, y la caloría y el Btu son las unidades que predominan para la cantidad de calor. Para un futuro inmediato, este texto recomendaría las siguientes unidades para calor específico en el sistema métrico y en el sistema usual de Estados Unidos:

cal/g · C° y Btu/lb_m · F°. En el ejemplo de la esfera de hierro se determinó que su masa era de 7.85 g. El calor específico del hierro es por lo tanto

$$c = \frac{Q}{m \Delta t} = \frac{89.4 \text{ cal}}{(7.85 \text{ g})(100 \text{ C}^\circ)} = 0.114 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ$$

Adviértase que se habla de la capacidad calorífica de la esfera y del calor específico del hierro. La primera se relaciona con el objeto en tanto que la segunda se relaciona con el material del que está hecho el mismo. En el experimento de las esferas, sólo se observa la cantidad de calor necesario para elevar su temperatura a 100 C°.

No se consideró la densidad de los materiales. Si los tamaños de las esferas se ajustaran de tal modo que cada una de ellas tuviera la misma masa, se observarían resultados diferentes. Puesto que el calor específico del aluminio es el más alto, será necesario más calor para la esfera de aluminio que para las otras esferas. Análogamente, la esfera de aluminio liberará más calor al enfriarse.

La caloría se definió como el calor necesario para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de agua. Por lo tanto, por definición, el calor específico del agua es igual a 1 cal/gC° (o 1 kcal/kgC°). Un argumento similar aplicado a la definición de un Btu demostrará que el calor específico del agua es también igual a 1 Btu/lb_m · F°. Una consecuencia importante de estas definiciones es que el calor específico de cualquier objeto es numéricamente el mismo en cualquiera de los sistemas de unidades. Esto puede demostrarse por conversión de unidades:

$$1 \frac{\text{Btu}}{\text{lb}_m \cdot \text{F}^\circ} \times \frac{9 \text{ F}^\circ}{5 \text{ C}^\circ} \times \frac{1 \text{ lb}_m}{454 \text{ g}} \times \frac{252 \text{ cal}}{1 \text{ Btu}} = 1 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ$$

Los calores específicos de algunas sustancias comunes se proporcionan en la tabla 18-1.

Tabla 18-1 Capacidades caloríficas específicas

Sustancia	c, cal/g · C° o Btu/lb _m · F°
Aluminio	0.22
Latón	0.094
Cobre	0.093
Alcohol etílico	0.60
Vidrio	0.20
Oro	0.03
Hielo	0.50
Hierro	0.113
Plomo	0.031
Mercurio	0.033
Plata	0.056
Vapor	0.480
Acero	0.114
Trementina	0.42
Zinc	0.092

Una vez establecidos los calores específicos de gran número de materiales, en muchos experimentos pueden determinarse la energía térmica liberada o absorbida. Por ejemplo, la cantidad de calor Q requerida para elevar la temperatura de una masa m en el intervalo Δt , de la ecuación (18-6), es

$$Q = mc \Delta t \quad (18-7)$$

donde c es el calor específico de la masa.

EJEMPLO 18-1

¿Cuánto calor es necesario para elevar la temperatura de 200 g de mercurio de 20 °C a 100 °C?

Solución

Si se sustituye en la ecuación (18-7), se obtiene

$$\begin{aligned} Q &= mc \Delta t = (200 \text{ g})(0.033 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ)(100 \text{ }^\circ\text{C} - 20 \text{ }^\circ\text{C}) \\ &= (200\text{g})(0.033 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ)(80 \text{ }^\circ\text{C}) = 528 \text{ cal} \end{aligned}$$

18-5 MEDICIÓN DEL CALOR

Con frecuencia se ha subrayado la distinción entre energía térmica y temperatura. Se ha introducido el término *calor* como la energía térmica *absorbida o liberada* durante un cambio de temperatura. La relación cuantitativa entre calor y temperatura se describe mejor mediante el concepto de calor específico, como se indica en la ecuación (18-7). A continuación se incluirán las relaciones físicas entre todos estos términos.

El principio de equilibrio térmico dice que siempre y cuando varios objetos se coloquen juntos dentro de un recipiente aislado, alcanzarán finalmente la misma temperatura. Lo anterior es el resultado de una transferencia de energía térmica de los cuerpos calientes a los fríos. Si la energía se conserva, se dice que *el calor perdido por los cuerpos calientes debe ser igual al calor ganado por los cuerpos fríos*. Es decir,

$$\text{Calor perdido} = \text{calor ganado}$$

(18-8)

Esta ecuación expresa el resultado neto de transferencia de calor dentro de un sistema.

El calor perdido o ganado por un objeto no se relaciona en forma simple con las energías moleculares de los objetos. Siempre y cuando se suministre energía térmica a un objeto, éste puede absorber la energía de muchas formas diferentes. Es necesario el concepto de calor específico para medir la capacidad de diferentes materiales para utilizar la energía térmica a fin de incrementar sus temperaturas. La misma cantidad de energía térmica aplicada no da como resultado un mismo aumento de temperatura para todos los materiales. Por esta razón, se dice que la temperatura es una cantidad *fundamental*. Su medición es necesaria a fin de determinar la cantidad de calor perdido o ganado en un proceso dado.

Al aplicar la ecuación general para la conservación de energía térmica [Ec. (18-7)], la cantidad de calor ganado o perdido por cada objeto se calcula de la ecuación

$$Q = mc \Delta t \quad (18-7)$$

El término Δt representa el cambio absoluto en temperatura cuando se aplica a la ecuación de conservación. El procedimiento se demuestra mejor mediante un ejemplo.

EJEMPLO 18-2

Un trozo de cobre se calienta a 90°C y luego se le coloca en 80 g de agua a 10°C . La temperatura final de la mezcla es 18°C . ¿Cuál es la masa del cobre?

Solución

Si se aplica la ecuación (18-8), se escribe

Calor perdido por el cobre = calor ganado por el agua

$$m_s c_s \Delta t_s = m_w c_w \Delta t_w$$

$$m_s c_s (t_s - t_e) = m_w c_w (t_e - t_w)$$

El cambio de temperatura del cobre se calcula restando la temperatura de equilibrio t_e de la temperatura inicial del cobre t_s . Por otro lado, el cambio de temperatura del agua se calcula restando la temperatura inicial del agua t_w de la temperatura de equilibrio. Esto no representa un error de signo, ya que la cantidad en el primer miembro representa una *pérdida* de calor y la cantidad del segundo miembro representa una *ganancia* de calor. De la tabla 18-1 se obtienen los calores específicos y sustituyendo las otras cantidades conocidas se tiene

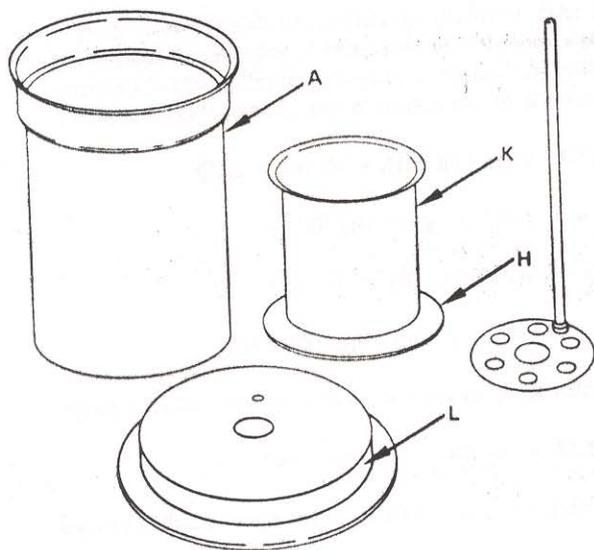
$$m_s (0.093 \text{ cal/g} \cdot \text{C})(90^\circ\text{C} - 18^\circ\text{C}) = (80 \text{ g})(1 \text{ cal/g} \cdot \text{C})(18^\circ\text{C} - 10^\circ\text{C})$$

$$m_s (0.093 \text{ cal/g} \cdot \text{C})(72^\circ\text{C}) = (80 \text{ g})(1 \text{ cal/g} \cdot \text{C})(8^\circ\text{C})$$

$$m_s = 95.6 \text{ g}$$

En este ejemplo sencillo se han despreciado dos hechos importantes: 1) el agua debe tener un recipiente que la contenga, el cual también absorberá calor del cobre; 2) el sistema entero debe aislarse de las temperaturas externas. De otra manera, la temperatura de equilibrio siempre será la temperatura ambiente. Para salvar esas dificultades se emplea un dispositivo de laboratorio llamado calorímetro (Fig. 18-4), que consiste en un recipiente metálico delgado K , generalmente de aluminio, sostenido en su parte central mediante un soporte externo A y por otro soporte de hule no conductor H . La pérdida de calor se minimiza en tres formas: 1) el empaque de hule evita la pérdida por conducción; 2) el espacio de aire muerto entre las paredes del recipiente evita fugas de calor por corrientes de aire; y 3) un recipiente de metal muy bien pulido reduce las pérdidas de calor por radiación. Los tres métodos mencionados se estudiarán en el siguiente capítulo. La tapa de madera L tiene orificios en su parte superior para poder introducir un termómetro y un agitador de aluminio.

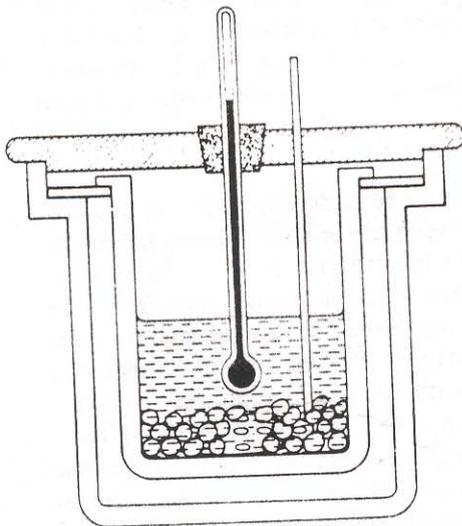
Fig. 18-4 El calorímetro de laboratorio. (Central Scientific Co.)



EJEMPLO 18-3

En un experimento de laboratorio se desea determinar el calor específico del hierro empleando un calorímetro. Se colocan 80 g de perdigón de acero seco en recipiente, que se calienta encima de agua hirviendo a una temperatura de 95°C . La masa del recipiente interior de aluminio y del agitador es de 60 g. El calorímetro se llena parcialmente con 150 g de agua a 18°C . En seguida se introduce el perdigón caliente en el recipiente y se sella el calorímetro, como se muestra en la figura 18-5. Después de que el sistema ha alcanzado el equilibrio térmico, la temperatura final es 22°C . Calcúlese el calor específico del hierro.

Fig. 18-5 Un calorímetro puede emplearse para determinar el calor específico de una sustancia.



La pérdida de calor de los perdigones de hierro debe igualar el calor ganado por el agua, más el calor ganado por el recipiente de aluminio y el agitador. Se puede suponer que la temperatura inicial del recipiente es la misma que la del agua y la del agitador (18 °C). Se calculará el calor ganado por el agua y por el aluminio separadamente.

$$\begin{aligned} Q_{\text{agua}} &= mc \Delta t = (150 \text{ g})(1 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ)(22 \text{ }^\circ\text{C} - 18 \text{ }^\circ\text{C}) \\ &= (150 \text{ g})(1 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ)(4 \text{ C}^\circ) = 600 \text{ cal} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} Q_{\text{Al}} &= mc \Delta t = (60 \text{ g})(0.22 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ)(22 \text{ }^\circ\text{C} - 18 \text{ }^\circ\text{C}) \\ &= (60 \text{ g})(0.22 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ)(4 \text{ C}^\circ) = 52.8 \text{ cal} \end{aligned}$$

Ahora el calor total ganado es la suma de estos valores.

$$\text{Calor ganado} = 600 \text{ cal} + 52.8 \text{ cal} = 652.8 \text{ cal}$$

Esta cantidad de calor debe igualar el calor perdido por los perdigones de hierro.

$$\text{Calor perdido} = Q_r = mc_r \Delta t = (80 \text{ g})c_r(95 \text{ }^\circ\text{C} - 22 \text{ }^\circ\text{C})$$

Al igualar la pérdida de calor con la ganancia de calor da:

$$(80 \text{ g})c_r(73 \text{ C}^\circ) = 652.8 \text{ cal}$$

Al resolver para c_r , se obtiene

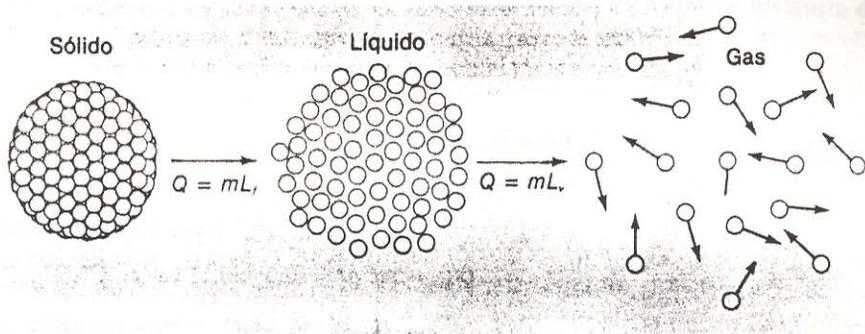
$$c_r = \frac{652.8 \text{ cal}}{(80 \text{ g})(73 \text{ C}^\circ)} = 0.11 \text{ cal/g} \cdot \text{C}^\circ$$

En el ejemplo anterior, se despreció el calor ganado por el termómetro. En una situación de laboratorio, la porción del termómetro dentro del calorímetro absorberá aproximadamente la misma cantidad de calor que una cantidad adicional de 0.5 g de agua. Esta cantidad se llama *equivalente en agua* del termómetro, y debe sumarse a la masa medida de agua en un experimento preciso.

Cuando una sustancia absorbe una cantidad dada de calor, la velocidad de sus moléculas generalmente se incrementa y su temperatura se eleva; dependiendo del calor específico de la sustancia, el aumento de temperatura es directamente proporcional a la cantidad de calor suministrado e inversamente proporcional a la masa de la sustancia. Sin embargo, ocurren ciertos fenómenos curiosos cuando un sólido se funde o un líquido hierve. En estos casos la temperatura permanece constante hasta que todo el sólido se funde o hasta que todo el líquido hierve.

Para entender lo que ocurre a la energía aplicada, considérese un modelo simple, como se muestra en la figura 18-6. Con las condiciones apropiadas de temperatura y presión, todas las sustancias pueden existir en tres *fases*: sólida, líquida o gaseosa. En la fase sólida, las moléculas se mantienen unidas en una

Fig. 18-6 Un modelo simplificado muestra las separaciones relativas moleculares en las fases sólida, líquida y gaseosa. Durante un cambio de fase la temperatura permanece constante.



rígida estructura cristalina, por lo que la sustancia tiene volumen y forma definidos. A medida que se suministra calor, las energías de las partículas en el sólido se incrementan y sus temperaturas se elevan. Finalmente, la energía cinética llega a ser tan grande que algunas de las partículas rebasan las fuerzas elásticas que las mantiene en posiciones fijas. Este aumento en la separación les da libertad de movimiento y se asocia con la fase líquida. En este punto, la energía que absorbe la sustancia se utiliza para separar más las moléculas que en la fase sólida. La temperatura no aumenta durante dicho cambio de fase. El cambio de fase de sólido a líquido se llama *fusión*, y la temperatura a la cual este cambio ocurre se llama *punto de fusión*.

La cantidad de calor necesaria para fundir una unidad de masa de una sustancia en su punto de fusión se llama *calor latente de fusión*.

El calor latente de fusión L_f de una sustancia es la cantidad de calor por unidad de masa requerida para cambiar la sustancia de la fase sólida a la fase líquida a la temperatura de fusión.

$$L_f = \frac{Q}{m} \quad Q = mL_f \quad (18-9)$$

El calor latente de fusión L_f se expresa en Btu por libra, calorías por gramo, o kilocalorías por kilogramo. El término *latente* se origina en el hecho de que la temperatura permanece constante durante el proceso de fusión. El calor de fusión para el agua es 80 cal/g o 144 Btu/lb_m. Esto significa que 1 g de hielo absorbe 80 cal de energía térmica al formar 1 g de agua a 0 °C.

Después de que todo el sólido se funde, la energía cinética de las partículas del líquido resultante se incrementa de acuerdo con el calor específico, y se eleva otra vez la temperatura. Finalmente la temperatura llegará a un nivel en el cual la energía térmica se usa para cambiar la estructura molecular, formándose un gas o vapor. El cambio de fase de líquido a vapor se llama *vaporización*, y la temperatura asociada con este cambio se llama *punto de ebullición* de la sustancia.

La cantidad de calor necesaria para vaporizar la unidad de masa se llama *calor latente de vaporización*.

El calor latente de vaporización L_v de una sustancia es la cantidad de calor por unidad de masa que es necesaria para cambiar la sustancia de líquido a vapor a la temperatura de ebullición.

$$L_v = \frac{Q}{m} \quad Q = mL_v$$

(18-10)

El calor de vaporización del agua es de 540 cal/g o 970 Btu/lb_m. Es decir, 1 g de agua absorbe 540 cal de energía térmica al formar 1 g de vapor de agua a 100 °C.

En la tabla 18-2 se dan diferentes valores del calor de fusión y de vaporización para otras sustancias. Debe notarse que la diferencia numérica entre la *caloría por gramo* y el *Btu por libra masa* se origina únicamente por la diferencia entre los intervalos de temperatura. En consecuencia, la unidad de 1 Btu/lb_m es equivalente a nueve quintos de 1 cal/g.

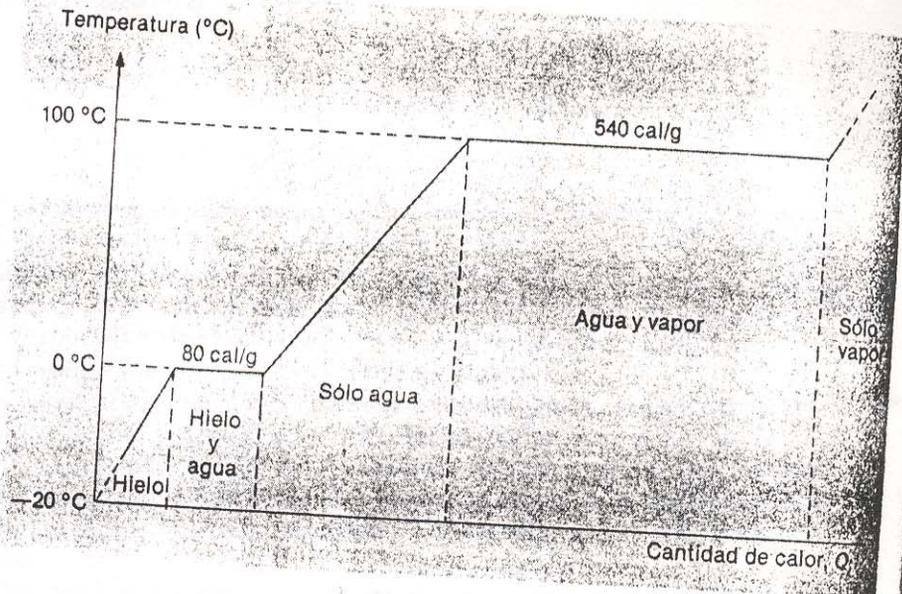
Con frecuencia es útil, al estudiar los cambios de fase de una sustancia, hacer una gráfica que muestre la forma en que la temperatura de una sustancia varía de acuerdo con la energía térmica que se le aplica. Una gráfica de este tipo se muestra en la figura 18-7 para el agua. Si cierta cantidad de hielo se toma de un congelador a -20 °C y se calienta, su temperatura se incrementará gradualmente hasta que el hielo comience a fundirse a 0 °C. Por cada grado que se eleve la temperatura, cada gramo de hielo absorberá 0.5 cal de energía térmica; durante el proceso de fusión, la temperatura permanece constante y cada gramo de hielo absorberá 80 cal de energía térmica al formarse 1 g de agua.

Una vez que el hielo se funde, la temperatura comienza a elevarse otra vez con una velocidad uniforme hasta que el agua empieza a hervir a 100 °C. Por cada grado que la temperatura aumenta, cada gramo absorberá 1 cal de energía térmica.

Tabla 18-2 Calores de fusión y calores de vaporización para algunas sustancias

Sustancia	Punto de fusión, °C	Calor de fusión, Cal/g	Punto de ebullición, °C	Calor de vaporización, Cal/g
Alcohol etílico	-117.3	24.9	78.5	204
Aluminio	658	76.8	2057	
Amoniaco	-75	108.1	-33.3	327
Cobre	1080	42	2310	
Helio	-269.6	1.25	-268.9	5
Plomo	327.3	5.86	1620	208
Mercurio	-39	2.8	358	71
Oxígeno	-218.8	3.3	-183	51
Plata	960.8	21	2193	558
Agua	0	80	100	540
Zinc	420	24	918	475

Fig. 18-7 Variación de la temperatura al variar la energía térmica del agua.



mica. Durante el proceso de vaporización, la temperatura permanece constante. Cada gramo de agua absorbe 540 cal de energía térmica al formar 1 g de vapor de agua a 100 °C. Si el vapor de agua resultante se almacena y se continúa el calentamiento hasta que toda el agua se evapore, de nuevo la temperatura comenzará a elevarse. El calor específico del vapor es 0.48 cal/g · C°.

EJEMPLO 18-4

¿Qué cantidad de calor se requiere para cambiar 20 lb_m de hielo a 12 °F en vapor a 212 °F?

Solución

El calor necesario para elevar la temperatura del hielo a su punto de fusión es

$$Q_1 = mc \Delta t = (20 \text{ lb}_m)(0.5 \text{ Btu/lb}_m \cdot \text{F}^\circ)(32 \text{ F} - 12 \text{ F}) \\ = 200 \text{ Btu}$$

El calor que se requiere para fundir el hielo se obtiene mediante la ecuación (18-9).

$$Q_2 = mL_f = (20 \text{ lb}_m)(144 \text{ Btu/lb}_m) = 2880 \text{ Btu}$$

El calor necesario para elevar la temperatura del agua resultante a 212 °F es

$$Q_3 = mc \Delta t = (20 \text{ lb}_m)(1 \text{ Btu/lb}_m \cdot \text{F}^\circ)(212 \text{ F} - 32 \text{ F}) \\ = 3600 \text{ Btu}$$

El calor que se requiere para vaporizar el agua es, de la ecuación (18-10)

$$Q_4 = mL_v = (20 \text{ lb}_m)(970 \text{ Btu/lb}_m) = 19\,400 \text{ Btu}$$

El calor total necesario es

$$\begin{aligned} Q &= Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 \\ &= (200 + 2880 + 3600 + 19\,400) \text{ Btu} \\ &= 26\,080 \text{ Btu} \end{aligned}$$

Cuando se quita calor de un gas, su temperatura cae hasta que alcanza la temperatura a la cual hierve. A medida que el calor se quita, el vapor regresa a su fase líquida. Este proceso se denomina *condensación*, en el cual un vapor cede cierta cantidad de calor equivalente al requerido para vaporizarlo. Por lo tanto, el *calor de condensación* es equivalente al calor de vaporización. La diferencia estriba solamente en la dirección de la transferencia de calor.

Análogamente, cuando se sustrae calor de un líquido, su temperatura caerá hasta que alcance la temperatura a la cual se fundió. Si se quita más calor, el líquido volverá a su fase sólida. Este proceso se llama *congelación* o *solidificación*. El calor de solidificación es exactamente igual al calor de fusión. Por lo tanto, la única distinción entre congelación y fusión estriba en si el calor se libera o se absorbe.

Con condiciones apropiadas de temperatura y presión, es posible que una sustancia cambie de la fase sólida directamente a la fase gaseosa sin pasar por la fase líquida; este proceso se llama *sublimación*. Bióxido de carbono sólido (hielo seco), yodo y alcanfor son ejemplos de sustancias de las cuales se sabe que se subliman a temperaturas normales. La cantidad de calor absorbido por la unidad de masa al cambiar de sólido a vapor se llama *calor de sublimación*.

Antes de cambiar de tema en relación con la fusión y la vaporización, resultará instructivo dar unos ejemplos de su medición. En cualquier mezcla dada, la cantidad de calor absorbida debe ser igual a la cantidad de calor liberada. Este principio se satisface aun si ocurre un cambio de fase. El procedimiento se muestra en los ejemplos que siguen.

EJEMPLO 18-5

Después de que 12 g de hielo comprimido a -10°C se colocan en un vaso de aluminio de 50 g de un calorímetro que contiene 100 g de agua a 50°C , se sella el sistema y se permite que se restablezca el equilibrio térmico. ¿Cuál es la temperatura resultante?

Solución

El calor que pierden el calorímetro y el agua debe ser igual al calor que gana el hielo, incluyendo cualquier cambio de fase que tenga lugar. Supóngase que todo el hielo se funde, quedando sólo agua a la temperatura de equilibrio t_e .

Pérdida de calor total = pérdida de calor por el calorímetro + calor perdido por el agua

$$\begin{aligned} &= m_c c_c (50^\circ\text{C} - t_e) + m_w c_w (50^\circ\text{C} - t_e) \\ &= (50)(0.22)(50^\circ\text{C} - t_e) + (100)(1)(50^\circ\text{C} - t_e) \\ &= 550^\circ\text{C} - 11t_e + 5000^\circ\text{C} - 100t_e \\ &= 5550^\circ\text{C} - 111t_e \end{aligned}$$

Supóngase en el ejemplo anterior que todo el hielo fuera fundido, intentando resolver para t , como en el ejemplo 18-5. En este caso, se hubiera obtenido un valor para la temperatura de equilibrio, la cual se encontraría debajo del punto de congelación ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$). Es evidente que este tipo de respuesta sólo podría ser el resultado de una suposición falsa.

Un procedimiento opcional para encontrar el resultado en el ejemplo 18-6 sería resolver directamente para el número de gramos de hielo que deben haberse fundido a fin de equilibrar las 6400 cal de la energía térmica liberada por el vapor. Se deja como ejercicio demostrar que se obtienen los mismos resultados.

Siempre que una sustancia se quema, libera una cantidad definida de calor. La cantidad de calor por unidad de masa o por unidad de volumen cuando la sustancia se quema completamente se llama *calor de combustión*. Las unidades que comúnmente se emplean son Btu por libra masa, Btu por pie cúbico, calorías por gramo, y kilocalorías por metro cúbico. Por ejemplo, el calor de combustión del carbón mineral es aproximadamente 13 000 Btu/lb_m. Esto significa que cada libra de carbón cuando se quema por completo debe liberar 13 000 Btu de energía térmica.

18-7
CALOR DE
COMBUSTIÓN

RESUMEN

En este capítulo se ha estudiado la cantidad de calor como una cantidad medible que se basa en un cambio estándar. La unidad térmica británica y la caloría son medidas del calor requerido para elevar un grado la temperatura de una unidad de masa de agua. Al aplicar estas unidades estándar a experimentos con una gran variedad de materiales, se ha aprendido a predecir las pérdidas o ganancias de calor de manera constructiva. Los conceptos esenciales presentados en este capítulo son los siguientes:

- La **unidad térmica británica** (Btu) es el calor requerido para cambiar la temperatura de una libra-masa de agua un grado Fahrenheit.
- La **caloría** es el calor requerido para elevar la temperatura de un gramo de agua un grado Celsius.
- Pueden ser útiles varios factores de conversión para resolver problemas que incluyan energía térmica:

$$1 \text{ Btu} = 252 \text{ cal} = 0.252 \text{ Kcal}$$

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

$$1 \text{ Btu} = 778 \text{ ft} \cdot \text{lb}$$

$$1 \text{ kcal} = 4186 \text{ J}$$

- La **capacidad calorífica específica** se emplea para determinar la cantidad de calor Q absorbida o cedida por una *masa* unitaria m conforme la temperatura cambia en un nivel intervalo Δt .

$$c = \frac{Q}{m \Delta t} \quad Q = mc \Delta t$$

Capacidad calorífica específica