Cantidad 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.

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.

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:

$$1\ lb_m = 454\ g = 0.454\ kg$$

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:

$$1\ Btu = 252\ cal = 0.252\ kcal \qquad (18\text{-}1)$$

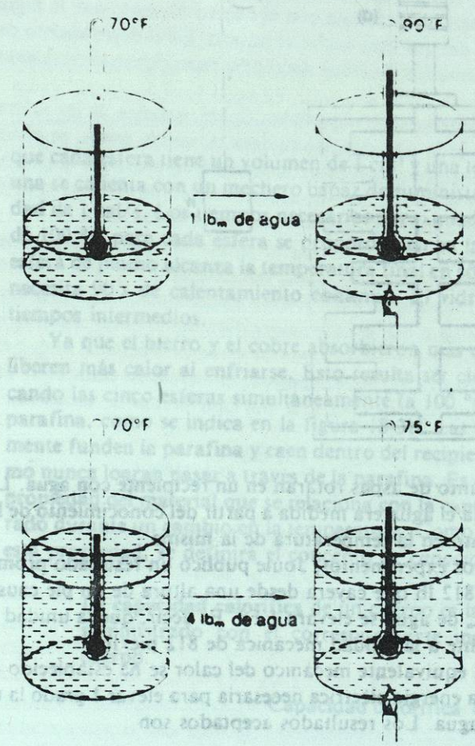

Fig. 18-1 La misma cantidad de calor se aplica a diferentes masas de agua. La masa mayor experimenta una menor elevación de temperatura.

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.

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

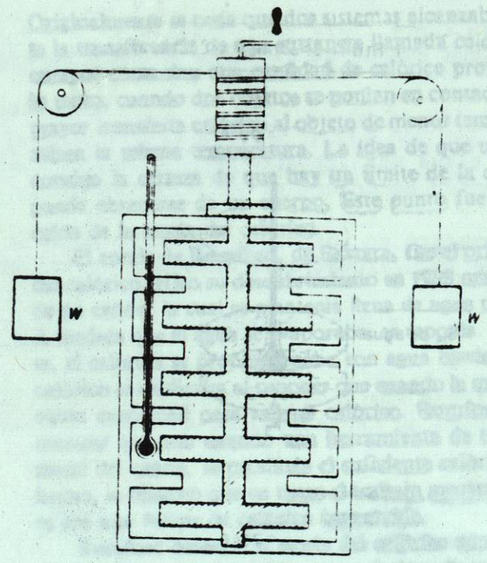

Fig. 18-2 Experimento de Joule para determinar el equivalente mecánico del calor. Los pesos que caen realizan trabajo al agitar el agua y elévar su temperatura.

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

$$1\ \text{Btu} = 778\ \text{ft}\cdot\text{lb} \tag{18-2}$$

$$1\ \text{cal} = 4.186\ \text{J} \tag{18-3}$$

$$1\ \text{kcal} = 4186\ \text{J} \tag{18-4}$$

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

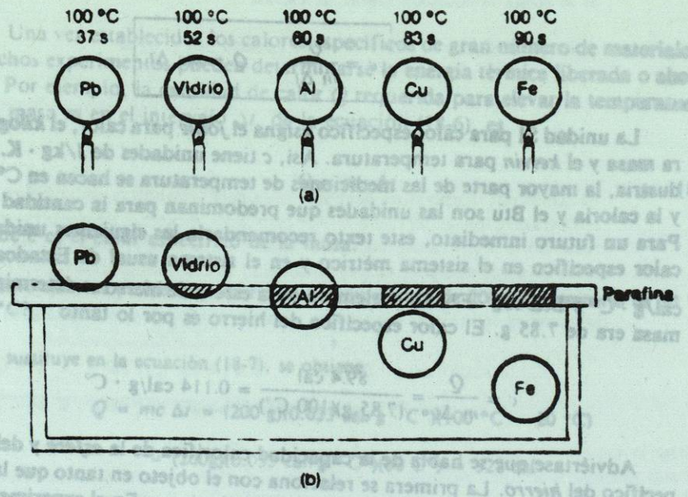

Fig. 18-3 Comparación entre las capacidades caloríficas para cinco esferas de diferentes materiales.

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.

$$\text{Capacidad calorífica} = \frac{Q}{\Delta t} \tag{18-5}$$

Las unidades de capacidad calorífica son calorías por grado Celsius, (cal/C°), kilocalorías por grado Celsius (kcal/C°), o Btu por grado Fahrenheit (Btu/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 cal/C°.

La masa del objeto no se considero 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.

$$c = \frac{Q}{m\,\Delta t} \qquad Q = mc\,\Delta t \tag{18-6}$$

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 J/kg · K. En la industria, la mayor parte de las mediciones de temperatura se hacen en C° o en 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:

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

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

$$Q = mc\,\Delta t \tag{18-7}$$

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

$$Q = mc\,\Delta t = (200\ \text{g})(0.033\ \text{cal/g} \cdot \text{C}^\circ)(100\ ^\circ\text{C} - 20\ ^\circ\text{C})$$

$$= (200\text{g})(0.033\ \text{cal/g} \cdot \text{C}^\circ)(80\ \text{C}^\circ) = 528\ \text{cal}$$

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,

$$\boxed{\textit{Calor perdido} = \textit{calor ganado}} \tag{18-8}$$

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

$$Q = mc\,\Delta t \tag{18-7}$$

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?