

Es esencial que la distinción entre *cantidad de calor y temperatura* se interprete con toda claridad. Generalmente, estas expresiones suelen confundirse en la vida ordinaria. Supongamos dos recipientes, uno de los cuales contiene una pequeña y el otro una gran cantidad de agua. Si los colocamos sobre mecheros de gas idénticos y los calentamos durante el mismo tiempo es evidente que, transcurrido éste, la temperatura de la pequeña cantidad de agua se habrá elevado más que la de la grande. En este ejemplo se ha suministrado la misma cantidad de calor a cada recipiente de agua, pero el incremento de temperatura no es el mismo en los dos casos.

Por otra parte, supongamos que ambos recipientes se encuentran inicialmente a la temperatura de 20° C, y que se calientan hasta 90° C. Es evidente que hay que suministrar más calor al recipiente que contenga más cantidad de agua. La variación de temperatura es la misma para ambos, pero las cantidades de calor suministradas son muy distintas. ✓

Representaremos la cantidad de calor por la letra  $Q$ .

**19-3. Equivalente mecánico del calor.**—La energía en forma mecánica se mide en kilogrametros, ergios, julios o libras-pie; la energía en forma calorífica se mide en calorías o en Btu. Puede encontrarse la relación de magnitud entre las *unidades caloríficas* y las *unidades mecánicas* mediante una experiencia en la cual una cantidad medida de energía mecánica se transforma en una cantidad determinada de calor. Las primeras experiencias precisas fueron realizadas por Joule, utilizando un aparato en el cual unas pesas que caen hacen girar un conjunto de paletas dentro de un recipiente que contiene agua. La energía transformada se midió en unidades mecánicas, conociendo el peso de los cuerpos y su descenso, y en unidades de calor, a partir de la masa de agua y de su elevación de temperatura. En métodos más recientes y precisos, la energía eléctrica se convierte en calor en una resistencia sumergida en agua. Los mejores resultados obtenidos dan:

$$\left\{ \begin{array}{l} 4,186 \text{ julios} = 1 \text{ cal} \\ 4186 \text{ julios} = 1 \text{ Kcal} \\ 427,1 \text{ Kgm} = 1 \text{ Kcal} \\ 778 \text{ lb-pie} = 1 \text{ Btu.} \end{array} \right.$$

Esto es, 427,1 Kgm de trabajo mecánico elevarán la temperatura de 1 Kg de agua en 1° C cuando se convierten en calor.

Estas relaciones se expresan frecuentemente diciendo que el *equivalente mecánico del calor* es 4,186 julios/cal, o bien 427,1 Kgm/Kcal. Este modo de expresión procede del tiempo en que se estableció la equivalencia entre la energía mecánica y el calor.

El valor exacto del equivalente mecánico del calor depende del intervalo de temperaturas utilizado para definir la caloría o la Btu. Para evitar esta confusión, una comisión internacional convino en definir exactamente la caloría-kilogramo como

En. Entonces, por definición, 1 cal = 4,1868 julios, y 1 Btu = 778,26 11-  
De esto se deduce que 1 Btu = 251,996 cal. ✓

**19-4. Capacidad calorífica. Calor específico.**—Las sustancias difieren en la cantidad de calor necesaria para producir una elevación determinada de temperatura sobre una masa dada. Supongamos que suministra a un cuerpo una cantidad de calor  $Q$ , que produce una elevación  $\Delta t$  de su temperatura. La razón de la cantidad de calor suministrada al correspondiente incremento de temperatura se denomina *capacidad calorífica* del cuerpo:

$$\text{Capacidad calorífica} = \frac{Q}{\Delta t} \quad [19-1]$$

Las capacidades caloríficas se expresan ordinariamente en calorías por grado centígrado, o en Btu por grado Fahrenheit. Si hacemos  $\Delta t = 1$  en la Ec. [19-1], vemos que la capacidad calorífica de un cuerpo es numéricamente igual a la cantidad de calor que hay que suministrarle para incrementar su temperatura en un grado.

Para obtener una cifra que sea característica de la sustancia de que se ha hecho el cuerpo, se define la *capacidad calorífica específica*, o abreviadamente *calor específico*, de una sustancia como la *capacidad calorífica por unidad de masa* de un cuerpo formado por dicha sustancia. Representaremos el calor específico por la letra  $c$ :

$$c = \frac{\text{capacidad calorífica}}{\text{masa}} = \frac{Q/\Delta t}{m} = \frac{Q}{m\Delta t} \quad [19-2]$$

El calor específico se expresa en calorías por gramo-grado centígrado, o en Btu por libra-grado Fahrenheit.

El calor específico de una sustancia es numéricamente igual a la cantidad de calor que hay que suministrar a la *unidad de masa* de dicha sustancia para incrementar su temperatura en un grado. En la tabla 19-1 dan los calores específicos de algunas sustancias corrientes. Las unidades son cal/g °C.

De la Ec. [19-2] se deduce que el calor que ha de suministrarse a un cuerpo de masa  $m$ , cuyo calor específico es  $c$ , para aumentar su temperatura en  $\Delta t$ , es:

$$Q = mc\Delta t = mc(t_2 - t_1). \quad [19-3]$$

El *calor específico* de una sustancia se define como la razón de su capacidad calorífica específica a la capacidad calorífica específica del agua. Con referencia a las unidades de calor definidas en la sección 19-4, comprueba que la capacidad calorífica específica del agua es 1 cal/g °C o 1 Btu/lb °F. Por tanto, el calor específico de una sustancia es numéricamente igual a su capacidad calorífica específica, pero de su definición como cociente resulta que es un número abstracto (sin dimensiones). Así, la capacidad calorífica específica del cobre es 0,093 cal/g °C, mien-