

tras que su calor específico es 0,093. Esta distinción entre ambos conceptos no se respeta siempre, y el término *calor específico* se utiliza a veces para designar la magnitud definida como capacidad calorífica específica.

TABLA 19-1

SUSTANCIA	Calor específico	Intervalo de temperatura
Aluminio	0,217	17-100 °C
Cobre	0,093	15-100
Hielo	0,55	-10-0
Hierro	0,113	18-100
Latón	0,094	15-100
Mercurio	0,033	0-100
Plata	0,056	15-100
Plomo	0,031	20-100
Vidrio	0,199	20-100

Puesto que el calor específico es un número sin dimensiones, su valor resulta independiente del sistema de unidades adoptado, y como las capacidades caloríficas específicas y los calores específicos son numéricamente iguales, se deduce que también las primeras son las mismas en todos los sistemas. Con referencia al ejemplo anterior, la capacidad calorífica específica del cobre es también 0,093 Btu/lb°F.

Es fácil comprobar a partir de las definiciones anteriores que la capacidad calorífica de un cuerpo es igual al producto de su masa por su capacidad calorífica específica.

Rigurosamente hablando, la Ec. [19-2] define el calor específico medio correspondiente al intervalo de temperatura Δt . Se encuentra, sin embargo, que la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de una sustancia en un intervalo pequeño varía con la posición de este intervalo en la escala de temperaturas. El calor específico verdadero de una sustancia a cualquier temperatura se define mediante la Ec. [19-2] considerando una elevación de temperatura infinitesimal dt , y llamando dQ a la cantidad de calor necesaria para producir aquella. Se tiene:

$$\text{Calor específico verdadero } c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dt}; \quad dQ = mcdt;$$

$$Q = m \int_{t_1}^{t_2} c dt.$$

En general, c es función de la temperatura y ha de conocerse previamente esta función para poder realizar la integración anterior.

A las temperaturas ordinarias, y en intervalos no demasiado amplios, los calores específicos pueden considerarse constantes. A temperaturas muy bajas, próximas al cero absoluto, todos los calores específicos disminuyen, y para ciertas sustancias se aproximan a cero.

Debemos subrayar que el significado de la palabra *capacidad* en la expresión *capacidad calorífica* no es el mismo que tiene cuando se habla de la capacidad de un vaso. El vaso puede contener una cierta cantidad de agua, y no más, mientras que el calor puede ser suministrado a un cuerpo indefinidamente, lo que origina, por supuesto, un incremento correspondiente de su temperatura.

Para muchos fines, especialmente tratándose de gases, es más conveniente expresar el calor específico tomando como unidad de masa el gramo-atomo, y no el gramo. Dulong y Petit observaron por vez primera, en 1819, que los calores específicos de los metales, expresados de este modo, eran todos iguales con mucha aproximación a 6 cal/átomo-gramo. Este resultado se conoce con el nombre de *ley de Dulong y Petit*.

19-5. Calorimetría.—El término calorimetría se refiere a la medida de la cantidad de calor. Describiremos dos tipos de calorímetros: el calorímetro de agua y el calorímetro de flujo.

El calorímetro de agua, en su forma más sencilla, consiste en una vasija metálica A , paredes delgadas (Fig. 19-1), cuya capacidad es aproximadamente de 2 litros, y cuya superficie exterior está niquelada con el fin de reducir la pérdida de calor por radiación (véase Cap. XX). La vasija contiene una cantidad conocida de agua y está provista de una tapa a través de la cual pasa un termómetro, B . Las pérdidas de calor se reducen a un mínimo rodeando la vasija con una envoltura C impermeable al calor.

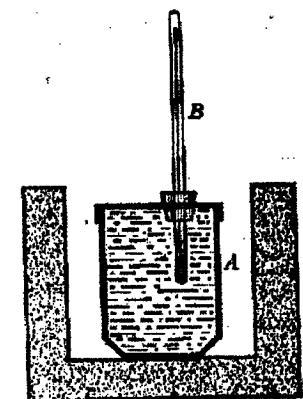


FIG. 19-1.—Calorímetro de agua.

Si una cantidad Q desconocida de calor es introducida en el calorímetro, puede determinarse Q a partir de la elevación de temperatura producida. El calorímetro de agua puede emplearse para medir el calor específico, de la siguiente manera: una muestra de la sustancia cuyo calor específico se desea determinar, se calienta en una estufa o en un baño de vapor a una temperatura conocida, t_3 . Sea m_3 la masa de la muestra, y c_3 su calor específico.

Se agita el agua del calorímetro y se mide su temperatura. Se introduce entonces rápidamente la muestra en el calorímetro, y se agita nuevamente el agua volviendo a medir la temperatura. Sean t_1 y t_2 las temperaturas inicial y final del agua; m_1 la masa de ésta; m_2 la masa del calorímetro, y c_2 su calor específico.

Si no hay pérdidas de calor durante el experimento, el calor cedido por la muestra al enfriarse de t_3 a t_2 ha de ser igual al calor ganado por el agua y el vaso calorimétrico. Por consiguiente,