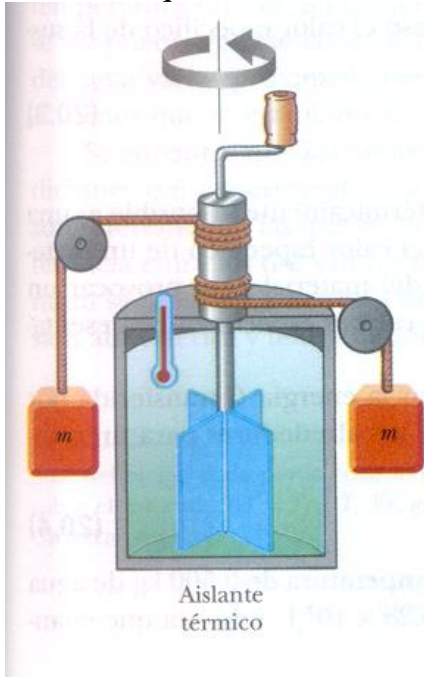


# El Equivalente mecánico del calor

A comienzos del siglo XIX la gente estaba interesada en mejorar la eficiencia de las máquinas de vapor y de los cañones. Un hecho evidente era que después de algunos disparos los cañones se recalentaban hasta tal punto que se volvían inservibles. Esto llevó a la observación que debía existir una conexión entre las fuerzas mecánicas y químicas involucradas en el disparo y el "calórico" como se llamaba el calor en esa época.

Fue Joule que estableció la relación precisa entre energía mecánica y calor.



**Figura 20.1** El experimento de Joule para determinar el equivalente mecánico del calor. Los bloques que caen hacen rotar las aspás, provocando que la temperatura del agua se incremente.

El calor es transferencia de energía debido a diferencias de temperatura. En este contexto se introduce la caloría:

**Una caloría es el calor que se necesita transferir a un gramo de agua, para cambiar su temperatura de 14.5 a 15.5 grados Celsius**

Se tiene además:  $1\text{Cal}=1000\text{ cal}$ .

Joule utilizando una rueda con paletas conectada a un conjunto de poleas con pesos en sus extremos pudo mostrar una relación precisa entre la energía mecánica de los pesos en las poleas y el aumento de temperatura del agua en el recipiente, debido a la rotación de las paletas. Esto da:

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

# Capacidad calorífica y Calor específico

La capacidad calorífica de una muestra se define como la cantidad de energía necesaria para aumentar la temperatura de esa muestra en  $1^{\circ}\text{C}$

Por lo tanto si una cantidad de calor  $Q$  produce un cambio  $\Delta T$  en la temperatura de una sustancia se tiene:

$$Q = C\Delta T$$

El calor específico es la capacidad calorífica por unidad de masa

$$c = \frac{Q}{m\Delta T}$$

NOTA: En general  $c(T)$ , por lo tanto:

$$Q = m \int_{T_i}^{T_f} c(T) dT$$

CONVENCION:  $Q$  es positivo si fluye calor hacia el sistema.  $Q$  es negativo si el sistema cede calor.

El calor específico depende de las condiciones externas. Para gases el calor específico a presión constante ( $c_P$ ) es diferente del calor específico a volumen constante ( $c_V$ ). Para líquidos y sólidos no hay gran diferencia entre los dos.

**TABLA 20.1** Calores específicos de algunas sustancias a 25°C y presión atmosférica

| Sustancia                  | Calor específico $c$ |            |
|----------------------------|----------------------|------------|
|                            | J/kg · °C            | cal/g · °C |
| <b>Sólidos elementales</b> |                      |            |
| Aluminio                   | 900                  | 0.215      |
| Berilio                    | 1 830                | 0.436      |
| Cadmio                     | 230                  | 0.055      |
| Cobre                      | 387                  | 0.092 4    |
| Germanio                   | 322                  | 0.077      |
| Oro                        | 129                  | 0.030 8    |
| Hierro                     | 448                  | 0.107      |
| Plomo                      | 128                  | 0.030 5    |
| Silicio                    | 703                  | 0.168      |
| Plata                      | 234                  | 0.056      |
| <b>Otros sólidos</b>       |                      |            |
| Latón                      | 380                  | 0.092      |
| Vidrio                     | 837                  | 0.200      |
| Hielo (-5°C)               | 2 090                | 0.50       |
| Mármol                     | 860                  | 0.21       |
| Madera                     | 1 700                | 0.41       |
| <b>Líquidos</b>            |                      |            |
| Alcohol (etílico)          | 2 400                | 0.58       |
| Mercurio                   | 140                  | 0.033      |
| Agua (15°C)                | 4 186                | 1.00       |
| <b>Gas</b>                 |                      |            |
| Vapor (100°C)              | 2 010                | 0.48       |

# Calorimetría

Una técnica para medir el calor específico de una sustancia X consiste en calentar una muestra hasta una temperatura conocida  $T_x$ , colocarla en un recipiente con agua de masa conocida  $m_a$  y temperatura menor  $T_a < T_x$ , medir la temperatura del sistema después de alcanzado el equilibrio.

Como el trabajo realizado es despreciable, la conservación de la energía implica:

$$Q_x = -Q_a$$

Note que la convención de los signos implica el signo - en el lado derecho de esta ecuación (El agua absorbe calor).

Sea  $m_x$  la masa de la sustancia X.

Se tiene:

$$m_x c_x (T_f - T_x) = -m_a c_a (T_f - T_a)$$

Esto es:

$$c_x = \frac{m_a c_a (T_f - T_a)}{m_x (T_x - T_f)}$$

## Calor Latente

Cuando hay transferencia de calor sin cambio de temperatura (como en una transición de fase) se habla de calor latente L.

La cantidad de calor Q necesaria para cambiar la fase de una masa m de una sustancia pura es:

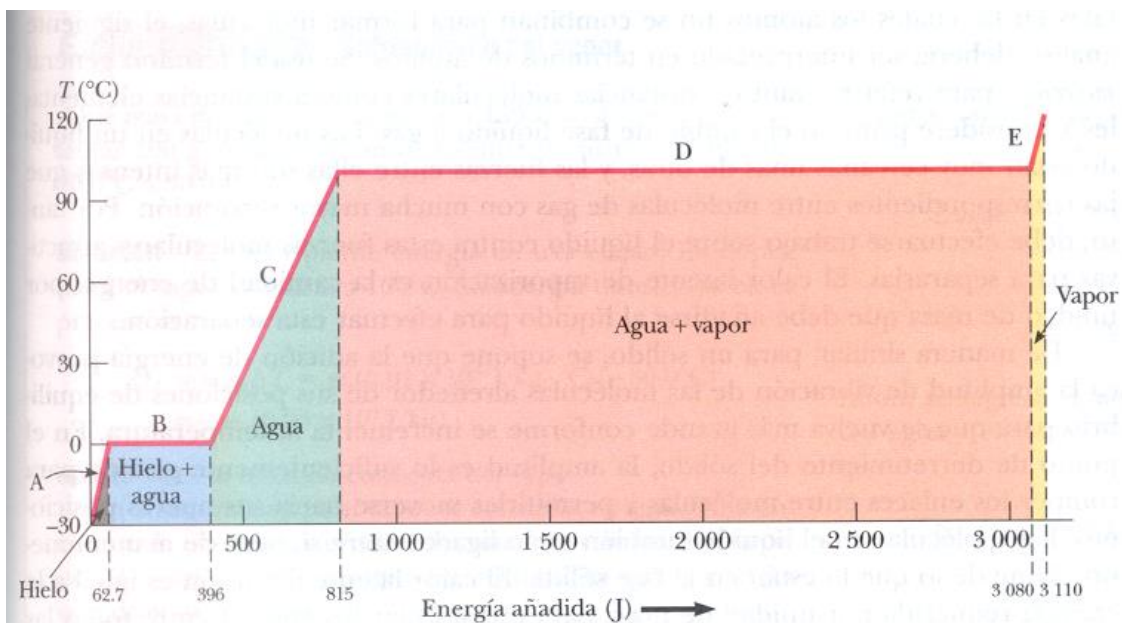
$$Q = mL$$

Calor latente de fusión  $L_f$  : Cambio de fase de sólido a líquido.

Calor latente de vaporización  $L_v$  : Cambio de fase de líquido a gas.

**TABLA 20.2** Calores latentes de fusión y vaporización

| Sustancia       | Punto de fusión (°C) | Calor latente de fusión (J/kg) | Punto de ebullición (°C) | Calor latente de vaporización (J/kg) |
|-----------------|----------------------|--------------------------------|--------------------------|--------------------------------------|
| Helio           | -269.65              | $5.23 \times 10^3$             | -268.93                  | $2.09 \times 10^4$                   |
| Nitrógeno       | -209.97              | $2.55 \times 10^4$             | -195.81                  | $2.01 \times 10^5$                   |
| Oxígeno         | -218.79              | $1.38 \times 10^4$             | -182.97                  | $2.13 \times 10^5$                   |
| Alcohol etílico | -114                 | $1.04 \times 10^5$             | 78                       | $8.54 \times 10^5$                   |
| Agua            | 0.00                 | $3.33 \times 10^5$             | 100.00                   | $2.26 \times 10^6$                   |
| Azufre          | 119                  | $3.81 \times 10^4$             | 444.60                   | $3.26 \times 10^5$                   |
| Plomo           | 327.3                | $2.45 \times 10^4$             | 1 750                    | $8.70 \times 10^5$                   |
| Aluminio        | 660                  | $3.97 \times 10^5$             | 2 450                    | $1.14 \times 10^7$                   |
| Plata           | 960.80               | $8.82 \times 10^4$             | 2 193                    | $2.33 \times 10^6$                   |
| Oro             | 1 063.00             | $6.44 \times 10^4$             | 2 660                    | $1.58 \times 10^6$                   |
| Cobre           | 1 083                | $1.34 \times 10^5$             | 1 187                    | $5.06 \times 10^6$                   |



**Figura 20.2** Una gráfica de temperatura *versus* energía añadida cuando 1.00 g de hielo inicialmente a  $-30.0^\circ\text{C}$  se convierte en vapor a  $120.0^\circ\text{C}$ .

Editado de:

<http://www.fis.puc.cl/~jalfaro/fis1522/OndasyCalor/termo1/termo1.html>