

RELACIÓN ENTRE EL CALOR Y LA TEMPERATURA EN SÓLIDOS Y LIQUIDOS

Se distingue entre sólidos y líquidos frente a gases por una razón fundamental: en nuestro estudio vamos a suponer que el intercambio termodinámico de energías entre un sólido o líquido y el exterior es sólo en forma de calor, pues, aunque haya también dilataciones, estas son tan pequeñas que la energía en forma de trabajo mecánico que intercambian con el exterior la podemos suponer despreciable. No así en los gases, en los que la dilatación por efectos del calor y, por lo tanto, el trabajo mecánico intercambiado con el exterior es más que apreciable. Y esa es la razón de la distinción entre líquidos y sólidos por un lado y gases por otro.

La primera ley, y fórmula fundamental, para líquidos y sólidos en todo lo que sigue, es la que nos relaciona el calor absorbido por un cuerpo y el incremento de temperaturas que sufre por ello. La ley es:

$$Q = cm(t_f - t_0) = cm\Delta t$$

Donde sus términos significan:

Q : Calor absorbido si se calienta, o desprendido si se enfría, por la masa m

m : Masa de la sustancia

$t_f - t_0$: Incremento (positivo o negativo) de temperaturas que provoca la absorción del calor Q

c : Constante llamada calor específico y que depende de la naturaleza de la sustancia y que por ello la define a nivel termodinámico.

Aparte de las unidades, de las que hablaremos enseguida, dos cosas a remarcar sobre esta ley:

Primera: sólo sirve si entre la temperatura inicial y final NO hay cambio de estado de la sustancia. Más adelante veremos qué ocurre cuando hay cambio de estado.

Segunda: el calor es una energía y, por lo tanto, un número. Pero puede tener DOS sentidos: puede ser absorbido por la sustancia o bien desprendido. Como convenio **ELEGIMOS el calor positivo cuando es absorbido por la sustancia y negativo en caso contrario**. Por lo tanto, la fórmula anterior **ASUME el signo** de este convenio (si la temperatura final es mayor que la inicial, y por lo tanto la sustancia ha absorbido calor, el calor nos sale positivo. Negativo en caso contrario)

UNIDADES

Hay dos sistemas de unidades utilizados normalmente: el sistema “tradicional” y el sistema internacional. Veamos cada uno de los dos.

Sistema tradicional:

Q, calor: La unidad es la caloría *cal*

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

M, masa: Se mide en gramos

T, temperatura: Se puede utilizar indistintamente la escala absoluta (o Kelvin) o la escala centígrada ya que en ambas un incremento de calor de un grado corresponde a la misma cantidad de calor. Se puede decir que son la misma escala salvo que el cero de la absoluta está “más abajo” que el de la centígrada. La equivalencia entre ambas escalas es:

$$T^{\circ}K = T^{\circ}C + 273$$

C, calor específico de la sustancia: Para saber que unidades tiene en este sistema basta despejarlo:

$$c = \frac{Q}{m\Delta t} \frac{\text{cal}}{\text{gr } ^{\circ}C(\text{o } ^{\circ}K)}$$

En el caso del agua líquida

$$c = 1 \frac{\text{cal}}{\text{gr } ^{\circ}C}$$

Sistema internacional

Q: Se mide en Julios por tratarse de una energía

m: Se mide en Kilogramos

T: Como antes, en grados Kelvin o centígrados

$$c = \frac{Q}{m\Delta t} \frac{J}{Kg\ ^\circ C(o\ ^\circ K)}$$

En el caso del agua líquida

$$c = 1 \frac{cal}{gr\ ^\circ C} = 1 \frac{4,18 J}{0,001Kg\ ^\circ C} = 4180 \frac{J}{Kg\ ^\circ C}$$

CAMBIOS DE ESTADO

En lo que sigue, cogemos como ejemplo el agua como sustancia representativa. Si queremos fundir un trozo de hielo que está a cero grados (temperatura de fusión del agua a la presión atmosférica) observaremos que mientras le damos calor el hielo va fundiéndose, pero la temperatura permanece constante a cero grados. Por lo tanto, mientras se efectúa la fusión, **una absorción de calor no representa un incremento de temperaturas** (como refleja la ley fundamental que hemos visto al principio). Podemos decir, más o menos con cierto rigor, que mientras dura la fusión el calor absorbido por el hielo se invierte, no en incrementar la temperatura, sino en “romper” el edificio molecular del hielo que es mucho más fuerte que el del agua (por tratarse de un sólido). Además, se sabe que para fundir una unidad de masa de hielo a cero grados se necesita una cantidad constante de calor a la que se llama calor latente de fusión L_f . En el caso del hielo esta constante vale $80\ cal/gr$. Dicho esto, el calor para fundir una masa m de cualquier sustancia a su temperatura de fusión viene dado por la fórmula

$$Q = L_f m$$

Esta fórmula **NO** asume el signo del calor, por lo tanto habrá que ponérselo. Si la sustancia se funde será positivo, puesto que absorbe calor. Si se congela será negativo ya que la sustancia cede calor.

Para poder entonces calcular el calor absorbido (o desprendido) por una sustancia cuando pasa entre dos temperaturas en las que hay cambio de estado creemos que lo mejor es hacer un ejemplo como el siguiente.

Los mismos comentarios valen cuando la sustancia pasa de líquido a gas. El calor necesario para vaporizar una sustancia en su temperatura de vaporización es:

$$Q = L_v m$$

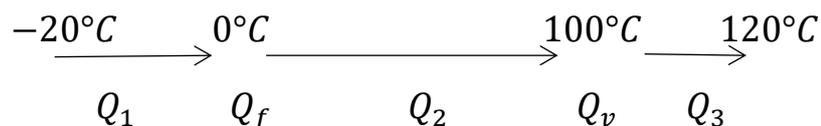
Ejemplo

Calcular el calor absorbido por una masa de hielo de 100 gramos cuando pasa de hielo a menos veinte bajo cero grados a vapor de agua a 120 grados (grados centígrados).

Datos: $c_{hielo} = 0,8$ $c_{agua} = 1$ $c_{vapor} = 0,8$ $L_{fusión} = 80$ $L_{vap} = 540$

Todas las unidades en el sistema tradicional.

Primero hacemos un esquema del paso de la sustancia por las distintas fases y temperaturas



Vemos que para alcanzar la temperatura de 120 grados el hielo a -20 grados necesita Q_1 calorías para pasar a hielo a cero grados. Después necesita fundirse con Q_f calorías para pasar a agua líquida a cero grados.

Una vez en ese estado necesita Q_2 calorías para pasar a agua a 100 grados. Una vez a 100 grados en estado líquido se pasará a la fase vapor con Q_v calorías y, por último, ya en estado de vapor, pasará a vapor a 120 grados con Q_3 calorías. El calor total pedido será claramente la suma de los calores comentados. Por lo tanto:

$$Q_1 = c_{hielo} m \Delta t = 0,8 \cdot 100 \cdot (0 - (-20)) = 1600 \text{ cal}$$

$$Q_f = L_f m = 80 \cdot 100 = 8000 \text{ cal}$$

$$Q_2 = c_{agua} \cdot m \cdot \Delta t = 1 \cdot 100 \cdot (100 - 0) = 10000 \text{ cal}$$

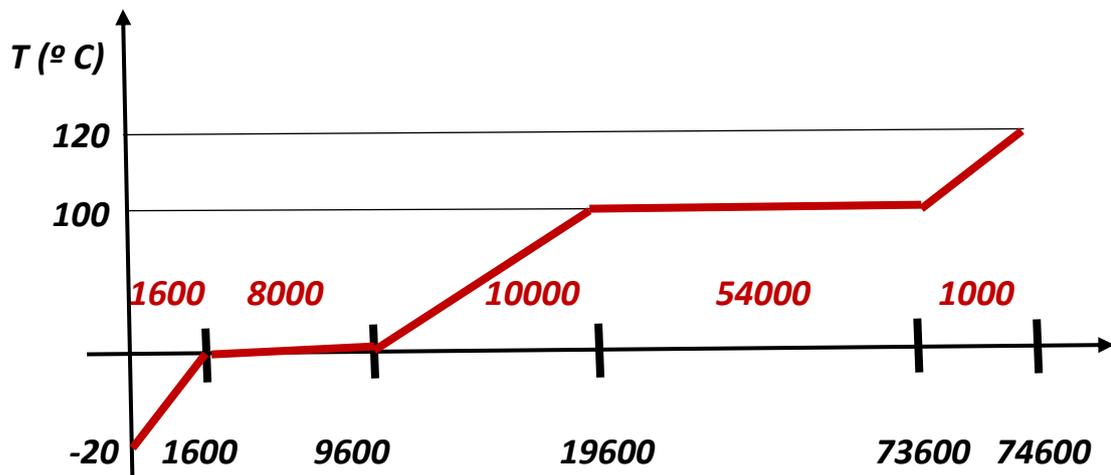
$$Q_v = L_v m = 540 \cdot 100 = 54000$$

$$Q_3 = c_{vapor} m \Delta t = 0,5 \cdot 100 \cdot (120 - 100) = 1000 \text{ cal}$$

Siendo entonces el calor total necesario

$$Q_{total} = \sum Q_i = 74600 \text{ cal}$$

Si representamos en una gráfica la temperatura adquirida en función del calor que absorbe la sustancia no quedaría



Hemos puesto “encima” del eje X las calorías parciales que necesitaba en cada tramo y “debajo” del mismo las calorías totales, suma de las parciales. Este tipo de gráficas lo utilizaremos cuando se mezclan varias sustancias a distintas temperaturas y queremos el punto de equilibrio. Lo vemos en la siguiente lección.