

Capítulo 3. Calor Latente. Entalpía

Calor latente
Entalpía
Calorimetría

Cambio de fase: Es una transición de una fase a otra.

Calor Latente

Para una presión dada, los cambios de fase ocurren a una temperatura dada (definida), usualmente acompañada por absorción o emisión de calor y un cambio de volumen y densidad.

El calor Q que es necesario aportar para que una masa m de cierta sustancia cambie de fase es igual a:

$$Q = ml$$

donde l se denomina [calor latente de transformación](#) de la sustancia y depende del tipo de cambio de fase.

Calor latente de transformación (l): Razón de calor absorbido a la masa m que experimenta el cambio de fase.

$$l = \frac{Q}{m}$$

Unidad: J/kg

También podemos definir el calor latente molar de transformación como la razón de calor absorbido al número de moles que se transforman.

$$l = \frac{Q}{n}$$

Unidad: J/kilomoles = J/kmoles

Ejemplos:

1) Transición de fase entre sólido y líquido

Para convertir 1 kg de hielo a 0°C en 1 kg de agua líquida a 0°C y presión atmosférica normal, se necesitan 3.34×10^5 J de calor.

El calor requerido por unidad de masa es el [calor latente de fusión](#) (o calor de fusión), denotado por l_f .

Para el agua a Presión atmosférica normal, el calor de fusión es:

$$l_f = 3.34 \times 10^5 \frac{J}{kg}$$

2) Transición de fase entre líquido y gas

Corresponde a la ebullición o evaporación.

El calor requerido por unidad de masa es el calor latente de vaporización (o calor de vaporización), denotado por l_v .

Para el agua a Presión atmosférica normal, el calor de vaporización es:

$$l_v = 2.26 \times 10^6 \frac{J}{kg}$$

Es decir, se necesitan $2.26 \times 10^6 J$ para convertir 1 kg de agua a $100^\circ C$ en 1 kg de vapor a $100^\circ C$.

Calor de fusión: Calor de transformación de sólido a líquido.

Calor de vaporización: Calor de transformación de líquido a vapor.

Calor de sublimación: Calor de transformación de sólido a vapor.

Entalpía (H)

La entalpía es una función de estado. Su variación solo depende del estado inicial y final, y no de la trayectoria seguida por el sistema en el proceso termodinámico.

$$H \equiv U + PV ; \quad \text{Unidad: Joule}$$

Primer Principio $\Delta U = Q - W$; Si el proceso es a Presión constante

$$\Delta U = Q_p - P(V_2 - V_1)$$

$$U_2 - U_1 = Q_p - PV_2 + PV_1$$

$$U_2 + PV_2 - U_1 - PV_1 = Q_p$$

$$U_2 + PV_2 - (U_1 + PV_1) = Q_p$$

$$H_2 - H_1 = Q_p$$

$$\Delta H = Q_p$$

La variación de entalpía para un sistema que realiza un proceso a presión constante es igual al calor absorbido o cedido por el sistema.

Conservación de la Energía. Calorimetría.

Técnica: Para medir el calor específico de sólidos y líquidos.

Se calienta la sustancia (muestra) hasta cierta temperatura conocida, y se coloca en un recipiente (calorímetro) que contenga una masa de agua y temperatura conocidas. Luego se mide la temperatura del agua después que se alcance el equilibrio.



De acuerdo con el principio de conservación de la energía, suponiendo que no existen pérdidas, cuando dos cuerpos a diferentes temperaturas se ponen en contacto, el calor absorbido por uno de ellos ha de ser igual en cantidad al calor cedido por el otro.

Ejemplo: Se desea determinar el calor específico, c_x , de una sustancia de masa m_x y temperatura inicial T_{ix} . Para el agua, los valores correspondientes son: m_a , c_a y T_{ia} .

Para este ejemplo consideramos: $T_{ix} > T_{ia}$

T_e : Temperatura final de equilibrio.

$$Q_a \underset{\text{absorbe}}{=} Q_x \underset{\text{cede}}{=}$$

$$m_a c_a (T_e - T_{ia}) = - m_x c_x (T_e - T_{ix})$$

El signo menos ($-$) indica que en un cuerpo el calor se cede.

Caloría

1 caloría: Es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua desde 14.5°C a 15.5°C.

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

Calor específico del agua

$$c = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} \quad \text{o} \quad 4186 \frac{\text{J}}{\text{kg K}} \quad \text{o} \quad 4186 \frac{\text{J}}{\text{kg}^\circ\text{C}}$$