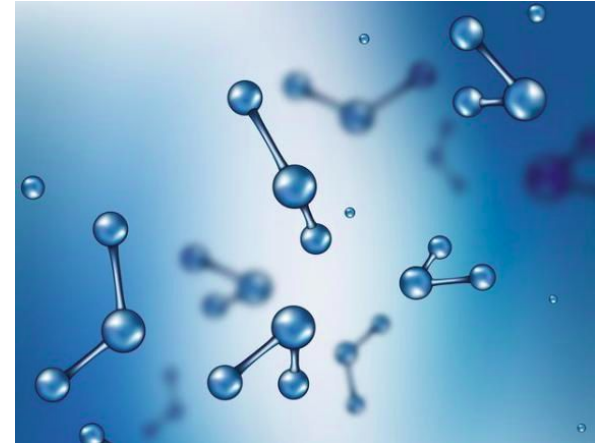

CALOR
Y
ENERGÍA INTERNA

Energía interna: U

Es la energía asociada a los componentes microscópicos del sistema (átomos y moléculas)

Incluye:

- Energía Cinética del movimiento traslacional, rotacional y vibratorio de las moléculas.
- Energía potencial de los átomos dentro de las moléculas.
- Energía potencial eléctrica dentro de las moléculas.



Calor: Q

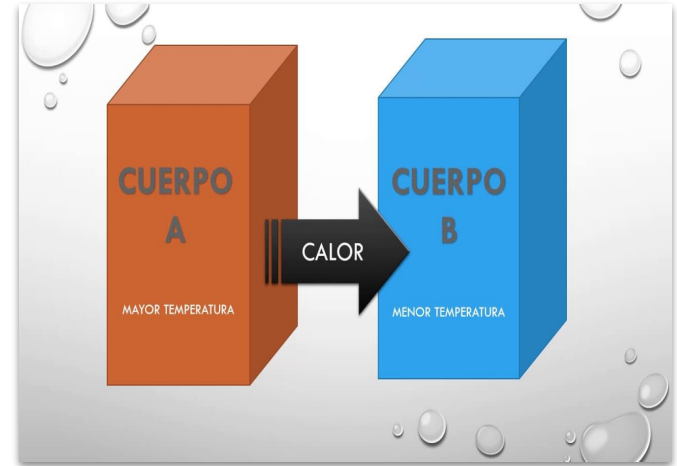
Es la energía que se transfiere de un sistema a otro (o al entorno), debido a la diferencia de temperatura entre estos(*).

Un sistema NO posee calor, si no que ENTREGA o RECIBE calor



Analogía entre "Calor y E. Interna" y "Trabajo y E. Mecánica"

(*) Esta definición se ampliará más adelante



Unidades

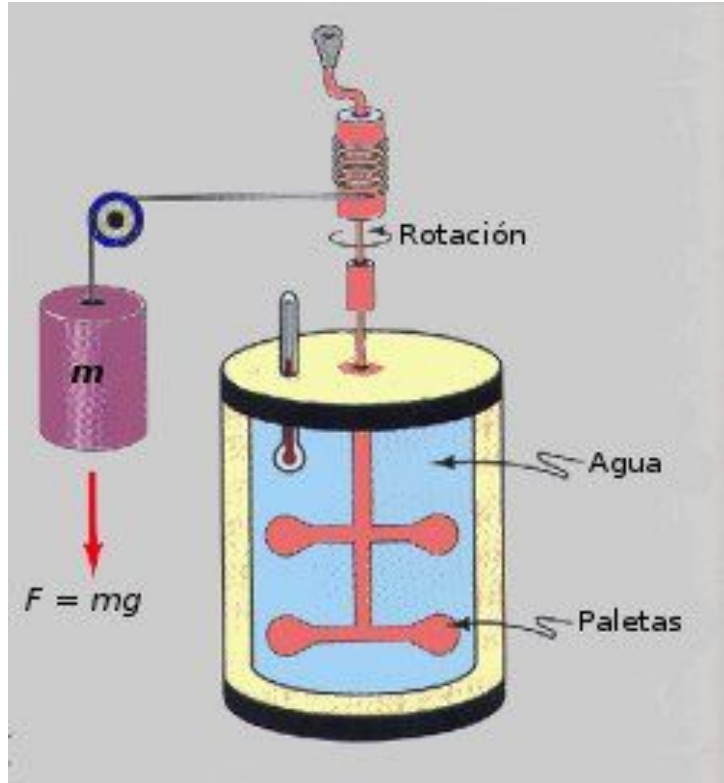
Caloría (cal)

Cantidad de energía necesaria para elevar la temperatura de 1g de agua desde 14,5°C hasta 15,5°C.

Unidad Térmica Británica (Btu)

Cantidad de energía necesaria para elevar la temperatura de 1Lb de agua desde 63°F hasta 64°F.

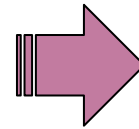
Equivalente mecánico del calor



EXPERIMENTO DE JOULE

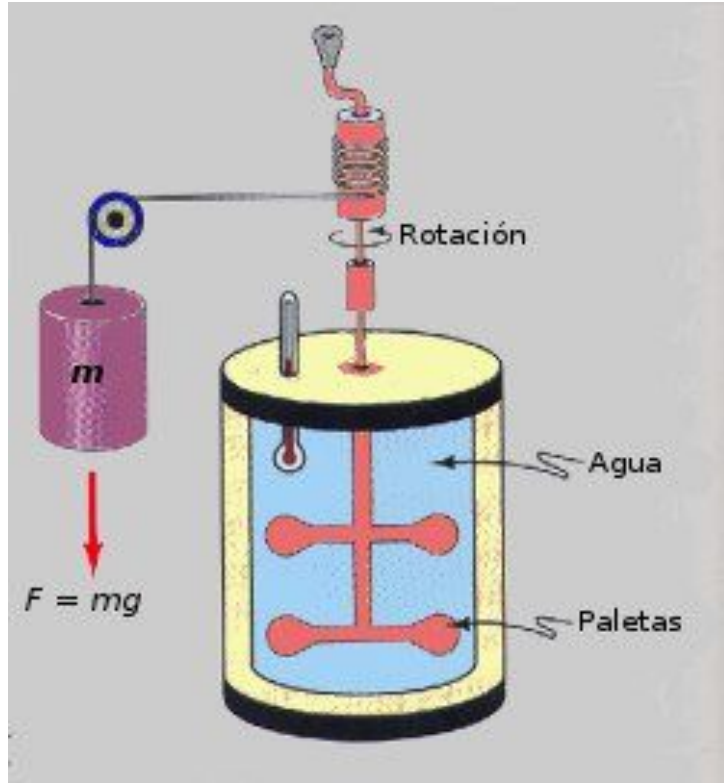
Hay fricción \Rightarrow disminuye la E. mecánica

E. mecánica \Rightarrow E. Interna



Esto se ve en el aumento de la
TEMPERATURA

Equivalente mecánico del calor





4,186 J de E. mecánica elevan la
temperatura de 1g de agua desde
14,5°C hasta 15,5°C

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

CALOR ESPECÍFICO - CALOR LATENTE

Cuando se le agrega energía a un sistema y el mismo no cambia su energía potencial y cinética macroscópicas, el sistema:

- *Cambia su Temperatura*  **CALOR ESPECÍFICO, c_e**
 - *Cambia su estado o fase*  **CALOR LATENTE, L**
-

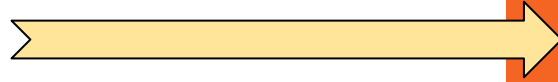
CALOR ESPECÍFICO

Es la cantidad de energía requerida para elevar en 1 grado la temperatura de una masa unitaria de sustancia

$$[\text{Energía}]/[\text{masa}].[\text{Temperatura}] = \text{cal/g}^{\circ}\text{C} = \text{J/Kg}^{\circ}\text{C}$$

Es una medida de qué tan sensible es una sustancia a la adición de energía: **mientras mayor es el calor específico, mayor es la cantidad de energía que se debe agregar a una determinada masa del material para causar un cambio particular de temperatura.**

Cada sustancia tiene su propio calor específico



El calor específico varía con la temperatura, sin embargo en rangos de temperaturas pequeños podemos despreciar esas variaciones.

Ejemplo: AGUA

ce de 0°C a 100°C: 1 cal/g°C

ce a más de 100°C: 0,48 cal/g°C

ce a menos de 0°C: 0,55 cal/g°C

| Sustancia | Calor específico (cal/g°C) |
|---------------|----------------------------|
| Agua | 1 |
| Alcohol | 0,58 |
| Aluminio | 0,219 |
| Plomo | 0,031 |
| Cobre | 0,093 |
| Hierro | 0,11 |
| Hielo | 0,55 |
| Mercurio | 0,033 |
| Plata | 0,056 |
| Vidrio | 0,2 |
| Vapor de Agua | 0,48 |

CALOR ESPECÍFICO

Cálculo de cantidad de calor cedido o absorbido

$$c_e = Q / (m \cdot \Delta T)$$



$$Q = m \cdot c_e \cdot \Delta T$$

{
(+) Q absorbido
(-) Q cedido

Ejemplo 1:

Se quiere elevar la temperatura de un trozo de 500g de Cobre, desde 140°C hasta 170°C, ¿qué cantidad de calor se debe suministrar?

$$Q = m \cdot ce \cdot \Delta T$$

$$Q = 500g \cdot 0,093\text{cal/g}^\circ\text{C} \cdot (170-140)^\circ\text{C}$$

$$Q = 1395 \text{ cal}$$

Ejemplo 2:

¿A qué valor se eleva la temperatura de 600g de alcohol inicialmente a 50°C, si se le suministran 7000cal?

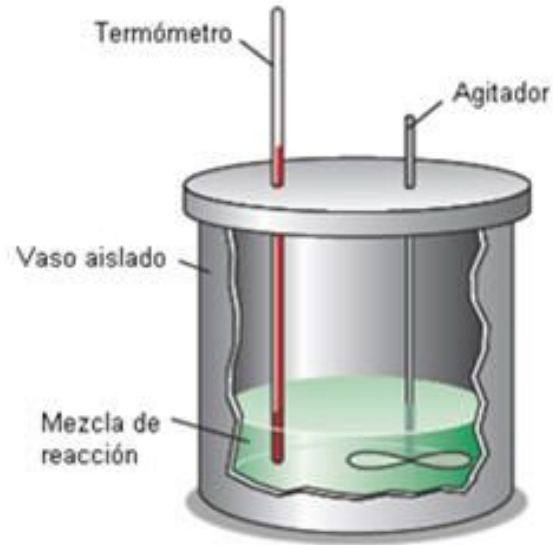
$$Q = m \cdot ce \cdot \Delta T \Rightarrow \Delta T = Q / (m \cdot ce)$$

$$\Delta T = 7000\text{cal} / (600g \cdot 0,58\text{cal/g}^\circ\text{C})$$

$$\Delta T = 20,12^\circ\text{C}$$

$$T_f = 70,12^\circ\text{C}$$

Calorimetría

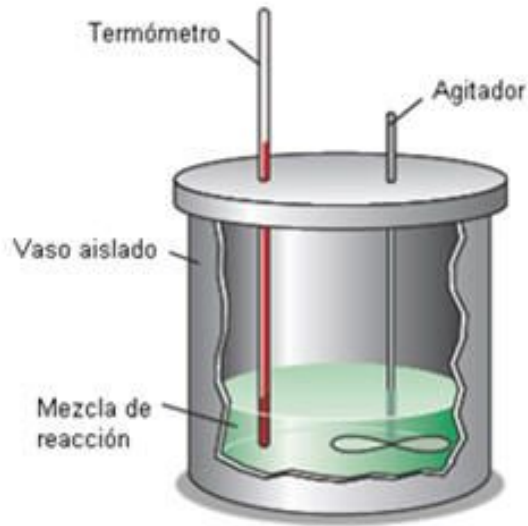


Técnica utilizada para determinar:

- Calor específico de un material
- Cantidad de calor cedido o absorbido

$$Q_{\text{abs}} = - Q_{\text{ced}}$$

Equilibrio térmico \Rightarrow T_f de la mezcla igual en todos los puntos



Equivalente en masa de agua del calorímetro:

- m Recipiente
 - m Termómetro
 - m Agitador
- } π (g, Kg)

$$Q_{\text{abs}} = - Q_{\text{ced}}$$

$$m_{\text{agua}} \cdot c_{e\text{agua}} \cdot (T_f - T_{i\text{agua}}) + m_{\text{calorim}} \cdot c_{e\text{calorim}} \cdot (T_f - T_{i\text{calorim}}) = - m_x \cdot c_{e_x} \cdot (T_f - T_{i_x})$$

$$(m_{\text{agua}} + \pi) \cdot c_{e\text{agua}} \cdot (T_f - T_{i\text{agua}}) = m_x \cdot c_{e_x} \cdot (T_{i_x} - T_f)$$

Entonces, colocando agua (ce_{agua}) en un calorímetro conocido (π) y midiendo sus condiciones iniciales (m_{agua} y T_{agua}), se puede calcular el ce_x de una masa de material desconocido (m_x) que se introduce a mayor temperatura (T_{ix}) y por tanto cede Q al agua y al calorímetro.

La temperatura final de la mezcla (T_f) se mide cuando el sistema llega al equilibrio térmico.

$$(m_{\text{agua}} + \pi) \cdot ce_{\text{agua}} \cdot (T_f - T_{\text{agua}}) = m_x \cdot ce_x \cdot (T_{\text{ix}} - T_f)$$

$$ce_x = [(m_{\text{agua}} + \pi) \cdot ce_{\text{agua}} \cdot (T_f - T_{\text{agua}})] / [m_x \cdot (T_{\text{ix}} - T_f)]$$

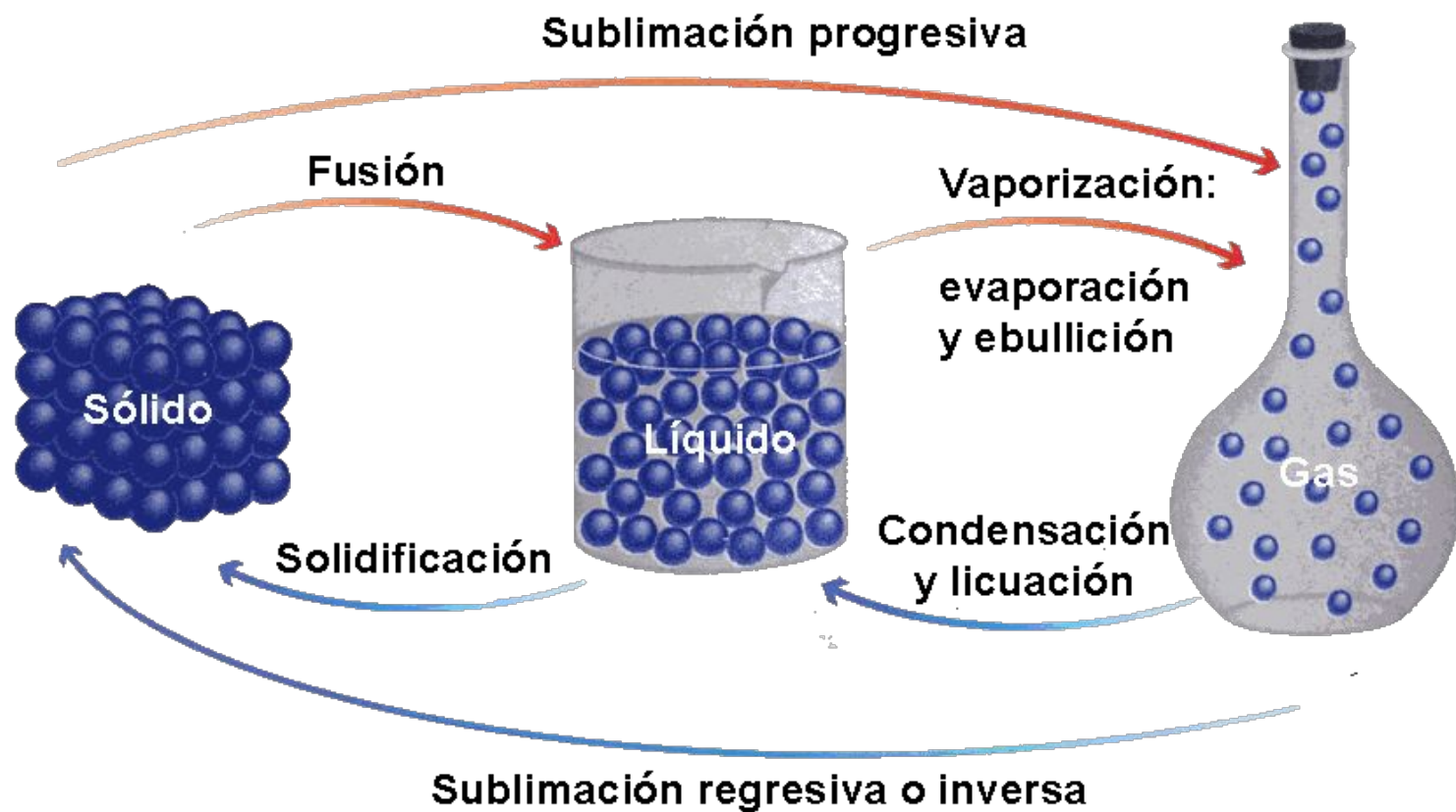
CALOR LATENTE

Es la cantidad de energía requerida para cambiar de fase una masa unitaria de sustancia.

$$[\text{Energía}]/[\text{masa}] = \text{cal/g} = \text{J/Kg}$$

Los cambios de estado implican un cambio en la E. Interna del sistema pero no un cambio de la Temperatura

El cambio de E. Interna en este caso está asociado al cambio de la E. potencial intermolecular, ya que las moléculas se alejan o acercan entre sí cuando ocurre un cambio de fase.



CALOR LATENTE

Cálculo de cantidad de calor cedido o absorbido

$$L = Q/m \quad \longrightarrow \quad Q = m.L$$

L_f: Calor latente de fusión

L_v: Calor latente de vaporización

{ (+) Q absorbido
(-) Q cedido

—
Cada sustancia tiene su propio calor latente de fusión (L_f) y de vaporización (L_v). Algunos ejemplos:

| Sustancia | Punto de fusión (°C) | L_f | | Punto de ebullición (°C) | L_v | |
|-----------|----------------------|-------|---------|--------------------------|-------|---------|
| | | kJ/kg | kcal/kg | | kJ/kg | kcal/kg |
| Etanol | -114 | 104 | 24.9 | 78.3 | 854 | 204 |
| Amoníaco | -75 | 332 | 79.3 | -33.4 | 1370 | 327 |
| Mercurio | -38.9 | 11.8 | 2.82 | 357 | 272 | 65.0 |
| Agua | 0.00 | 334 | 79.8 | 100.0 | 2256 | 539 |
| Azufre | 119 | 38.1 | 9.10 | 444.6 | 326 | 77,9 |
| Plomo | 327 | 24.5 | 5.85 | 1750 | 871 | 208 |
| Antimonio | 631 | 165 | 39.4 | 1440 | 561 | 134 |
| Aluminio | 660 | 380 | 90 | 2450 | 11400 | 2720 |
| Plata | 961 | 88.3 | 21.1 | 2193 | 2336 | 558 |
| Oro | 1063 | 64.5 | 15.4 | 2660 | 1578 | 377 |
| Cobre | 1083 | 134 | 32.0 | 2595 | 5069 | 1211 |
| Uranio | 1133 | 84 | 20. | 3900 | 1900 | 454 |
| Tungsteno | 3410 | 184 | 44 | 5900 | 4810 | 1150 |

Ejemplo 3:

¿Cuánta energía se necesita para fundir un trozo de 600g de plomo que se encuentra sólido a 327°C (temperatura de fusión)?

$$Q = m \cdot L_f$$

$$Q = 600\text{g} \cdot 24,5 \text{ J/g}$$

$$Q = 14700 \text{ J}$$

Ejemplo 4:

¿Qué masa de alcohol etílico a 78°C se puede vaporizar con 8600 cal?

$$Q = m \cdot L_v$$

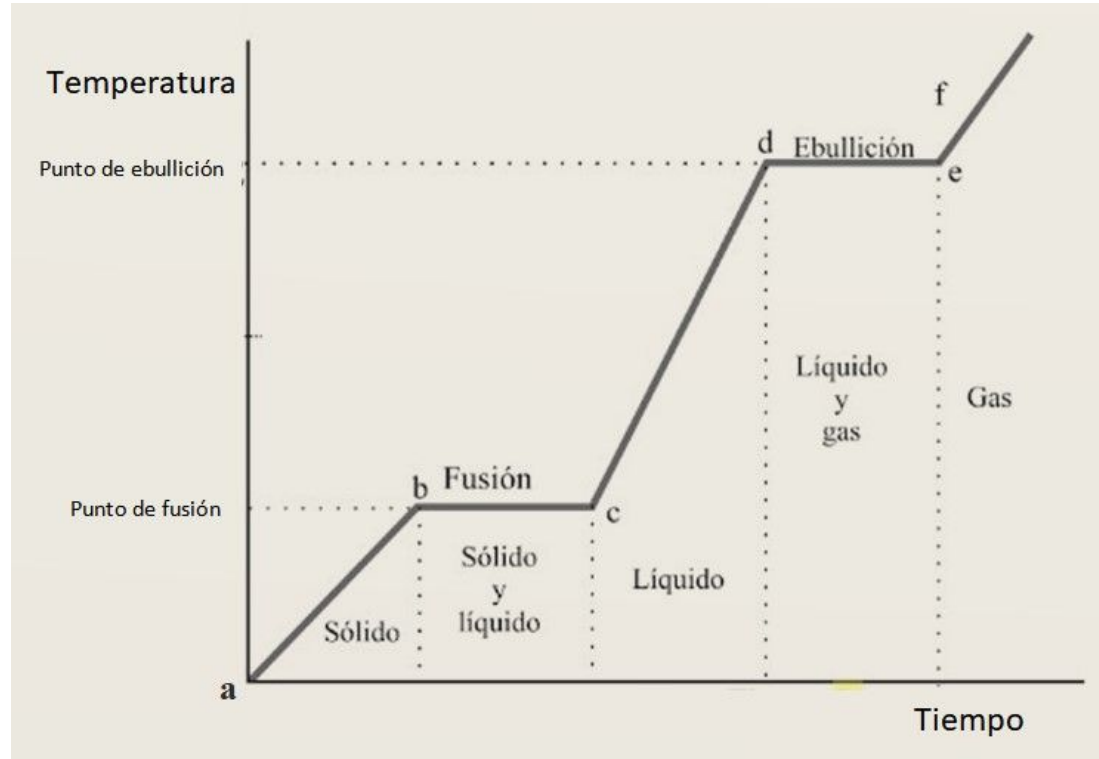
$$m = Q / L_v$$

$$m = 8600 \text{ cal} / (204 \text{ cal/g})$$

$$Q = 42 \text{ g}$$

Curva de calentamiento:

Muestra el avance del proceso → Temperatura vs Tiempo/Calor

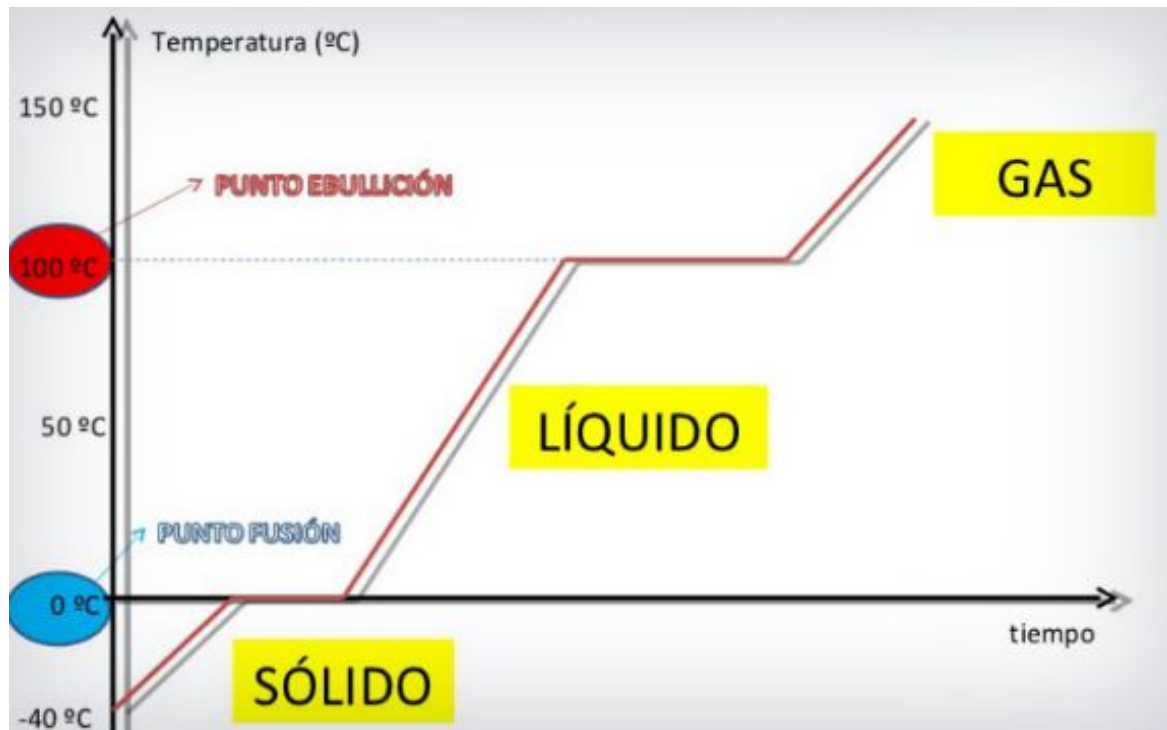


Ejemplo 5:

¿Cuánta energía se necesita para llevar 200g de agua que se encuentra sólida a -40°C , hasta vapor de agua a 150°C ?

1º) Representamos todo el recorrido que hace la sustancia.

Aquí se pueden identificar bien todas las etapas por las que atraviesa



—
2º) Calculamos el calor entregado en cada etapa, cada uno con la ecuación que corresponda, y sumamos todos los calores para encontrar el total.

$$Q_{total} = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$Q_1 = m \cdot c_{hielo} \cdot \Delta T_1 \rightarrow \text{Siendo } \Delta T_1 = T_{f1} - T_{o1} = 0^\circ\text{C} - (-40^\circ\text{C}) = 40^\circ\text{C}$$

$$Q_2 = m \cdot L_{f\text{agua}}$$

$$Q_3 = m \cdot c_{\text{agua}} \cdot \Delta T_3 \rightarrow \text{Siendo } \Delta T_3 = T_{f3} - T_{o3} = 100^\circ\text{C} - (0^\circ\text{C}) = 100^\circ\text{C}$$

$$Q_4 = m \cdot L_{v\text{agua}}$$

$$Q_5 = m \cdot c_{\text{vapor agua}} \cdot \Delta T_5 \rightarrow \text{Siendo } \Delta T_5 = T_{f5} - T_{o5} = 150^\circ\text{C} - (100^\circ\text{C}) = 50^\circ\text{C}$$

Nota: Si se trata de un proceso de enfriamiento, los calores involucrados son los mismos sólo que se obtendrán con signo - porque son calores perdidos por el sistema. Veamos en el siguiente ejemplo:

$$Q_1 = m \cdot c_{\text{hielo}} \cdot \Delta T_1 = 200 \text{ g} \cdot (0,55 \text{ cal/g}^\circ\text{C}) \cdot 40^\circ\text{C} = 4400 \text{ cal}$$

$$Q_2 = m \cdot L_{\text{fagua}} = 200 \text{ g} \cdot 80 \text{ cal/g} = 16000 \text{ cal}$$

$$Q_3 = m \cdot c_{\text{agua}} \cdot \Delta T_3 = 200 \text{ g} \cdot (1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}) \cdot 100^\circ\text{C} = 20000 \text{ cal}$$

$$Q_4 = m \cdot L_{\text{vagua}} = 200 \text{ g} \cdot 540 \text{ cal/g} = 108000 \text{ cal}$$

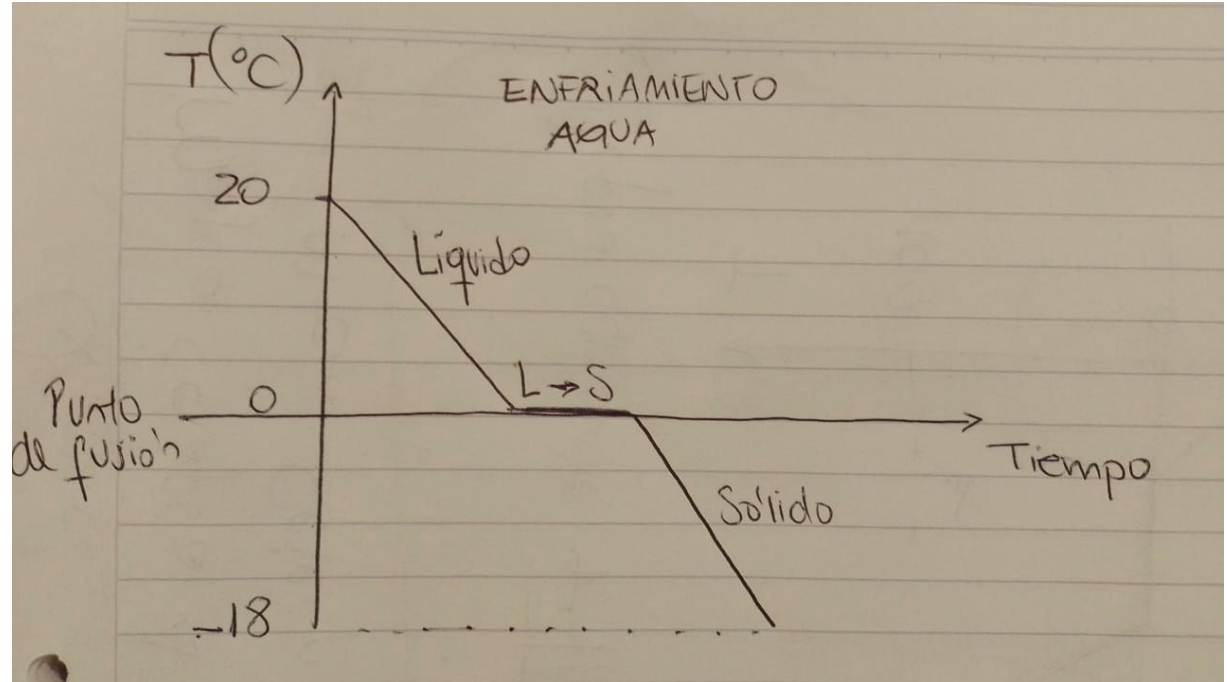
$$Q_5 = m \cdot c_{\text{vapor agua}} \cdot \Delta T_5 = 200 \text{ g} \cdot (0,48 \text{ cal/g}^\circ\text{C}) \cdot 50^\circ\text{C} = 4800 \text{ cal}$$

$$Q_{\text{total}} = 4400 \text{ cal} + 16000 \text{ cal} + 20000 \text{ cal} + 108000 \text{ cal} + 4800 \text{ cal}$$

$$Q_{\text{total}} = 153200 \text{ cal}$$

Ejemplo 6:

¿Cuánta energía libera una masa de 300g de agua inicialmente a 20°C al colocarse en un freezer que está a -18°C ?



$$Q_{total} = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

$$Q_1 = m \cdot c_{\text{agua}} \cdot \Delta T_1 \rightarrow \text{Siendo } \Delta T_1 = 0^\circ\text{C} - (20^\circ\text{C}) = -20^\circ\text{C}$$

$$Q_2 = m \cdot (-L_{\text{fagua}})$$

$$Q_3 = m \cdot c_{\text{hielo}} \cdot \Delta T_3 \rightarrow \text{Siendo } \Delta T_3 = -18^\circ\text{C} - (0^\circ\text{C}) = -18^\circ\text{C}$$

$$Q_1 = m \cdot c_{\text{agua}} \cdot \Delta T_1 = 300 \text{ g} \cdot (1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}) \cdot (-20^\circ\text{C}) = -6000 \text{ cal}$$

$$Q_2 = m \cdot (-L_{\text{fagua}}) = 300 \text{ g} \cdot (-80 \text{ cal/g}) = -24000 \text{ cal}$$

$$Q_3 = m \cdot c_{\text{hielo}} \cdot \Delta T_3 = 300 \text{ g} \cdot (0,55 \text{ cal/g}^\circ\text{C}) \cdot (-18^\circ\text{C}) = -2970 \text{ cal}$$

$$Q_{total} = -32970 \text{ cal}$$

En este caso el calor es negativo porque es calor que pierde la sustancia hacia el entorno.