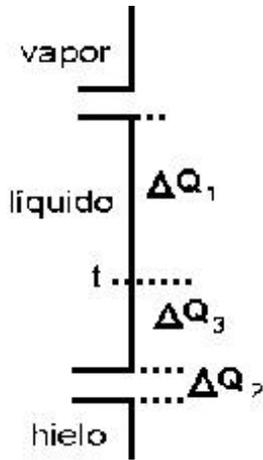


2ºBACH - 12-FEBRERO-2003-PROBLEMA 1
 TERMODINAMICA-3

Calcular la temperatura final de la mezcla obtenida con 1 Kg de agua líquida a 100°C con 1 Kg de hielo a 0°C.
 ¿Cual es la variación de entropía que tiene lugar en este proceso?

DATOS: Calor latente de vaporización del agua: 540 cal/g; Calor latente de fusión del hielo: 80 cal/g;
 Calor específico del hielo: 0,50 cal/g.°K; Calor específico del agua líquida: 1,0 cal/g.°K; Calor específico del vapor de agua: 0,25 cal/g.°K

RESOLUCIÓN



Suponemos que esta mezcla queda como agua líquida, a una temperatura "t" comprendida entre 0°C y 100°C.

En este caso, el calor cedido por el agua líquida al enfriarse desde 100°C hasta la temperatura t (etapa Q₁) ha de ser igual al calor absorbido por el hielo al fundirse (Etapa Q₂) más el calor que necesita este hielo, una vez fundido, para pasar desde agua líquida a 0°C hasta la temperatura T (Etapa (Q₃)).

$$\Delta Q_{\text{AGUA LÍQUIDA}} = \Delta Q_{\text{HIELO}} \implies \Delta Q_1 = \Delta Q_2 + \Delta Q_3$$

$$1000 \cdot 1 \cdot (100 - t) = 1000 \cdot 80 + 1000 \cdot 1 \cdot (t - 0); \quad t = \frac{20000}{2000} = 10^\circ\text{C}$$

b) La variación de entropía total será la suma de la que tiene lugar en las tres etapas:

- **Etapa 1:** Tiene lugar con variación de temperatura: desde los 100°C iniciales hasta la temperatura final de 10°C:

$$\mathbf{DS}_1 = m \cdot c_{\text{especifico}} \cdot \ln \frac{T_{\text{final}}}{T_{\text{inicial}}} = 1000 \cdot 1 \cdot \ln \frac{283}{373} = -276,13 \frac{\text{CAL}}{^\circ\text{K}}$$

- **Etapa 2:** Es el cambio de estado (fusión del hielo) el cual transcurre a temperatura constante de 0°C = 273°K

$$\mathbf{DS}_1 = \frac{m \cdot c_{\text{latente}}}{T} = \frac{1000 \cdot (+80)}{273} = +293,04 \frac{\text{CAL}}{^\circ\text{K}}$$

- **Etapa 3:** Tiene lugar con variación de temperatura: desde los 0°C en que se encuentra el agua procedente del hielo recién fundido y los 10°C que es la temperatura final:

$$\mathbf{DS}_1 = m \cdot c_{\text{especifico}} \cdot \ln \frac{T_{\text{final}}}{T_{\text{inicial}}} = 1000 \cdot 1 \cdot \ln \frac{283}{273} = +35,98 \frac{\text{CAL}}{^\circ\text{K}}$$

Y por tanto, la entropía total de esta mezcla será la suma de las tres variaciones:

$$\mathbf{DS}_{\text{TOTAL}} = \mathbf{DS}_1 + \mathbf{DS}_2 + \mathbf{DS}_3 = -276,13 + 293,04 + 35,98 = +52,89 \frac{\text{CALORIAS}}{^\circ\text{K}}$$