# **Unidad 3**

- 3.1. Termoquímica
- 3.2. Equilibrio Químico



#### **FUNCIONES DE ESTADO**

#### **ENTALPÍA**

Es el calor absorbido o desprendido por un sistema a presión constante. (H)

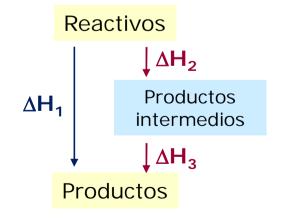
$$\Delta H_{reacción}^{0} = \sum_{n} n \Delta H_{f(producto)}^{0} - \sum_{n} m \Delta H_{f(reactivo)}^{0}$$

Propiedad extensiva, depende de la cantidad de materia presente.

$$aA+bB\rightarrow cC+dD$$

$$\Delta H_{reacción}^{0} = \left[ c\Delta H_{f}^{0}(C) + d\Delta H_{f}^{0}(D) \right] - \left[ a\Delta H_{f}^{0}(A) + b\Delta H_{f}^{0}(B) \right]$$

#### **LEY DE HESS**



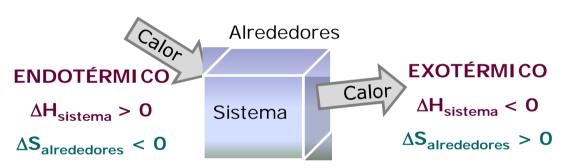
$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

#### **FUNCIONES DE ESTADO**

## **ENTROPÍA**

Es una medida de la aleatoriedad o del desorden de un sistema.







# **ENERGÍA LIBRE DE GIBBS**

Determina la espontaneidad de una reacción.

$$\Delta G^{0}_{reaccion} = \sum n \Delta G^{0}_{productos} - \sum m \Delta G^{0}_{reactivos}$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

P, T = ctes 
$$\Delta G < 0$$
 Reacción ESPONTÁNEA

$$\Delta G = 0$$
 Reacción en EQUILIBRIO

$$\Delta G > 0$$
 Reacción NO ESPONTÁNEA

# **EQUILIBRIO QUÍMICO**

## **Equilibrio HOMOGÉNEO**

Reacciones en las que todas las especies se encuentran en la misma fase. Ejemplo:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \Leftrightarrow 2NH_3(g)$$

$$K_c = \frac{\left[NH_3\right]^2}{\left[N_2\right] \times \left[H_2\right]^3}$$

$$K_{p} = \frac{P_{NH_{3}}^{2}}{P_{N_{2}} \times P_{H_{2}}^{3}}$$

$$aA + bB \Leftrightarrow cC + dD$$

$$K = \frac{\left[C\right]^{c} \left[D\right]^{d}}{\left[A\right]^{a} \left[B\right]^{b}}$$

♣ K > 1 ⇒ Formación de PRODUCTOS

♣ K < 1 ⇒ Formación de REACTIVOS</p>

## **Equilibrio HETEROGÉNEO**

Reacción reversible en la que intervienen reactivos y productos en distintas fases. Ejemplo:

$$5H_2O(ac) + 2KMnO_4(ac) + 3H_2SO_4(ac) \leftrightarrow 5O_2(g) + 2MnSO_4(ac) + K_2SO_4(ac) + H_2O(l)$$

$$K_{c} = \frac{\left[O_{2}\right]^{5} \times \left[MnSO_{4}\right]^{2} \times \left[K_{2}SO_{4}\right]}{\left[H_{2}O\right]^{5} \times \left[KMnO_{4}\right]^{2} \times \left[H_{2}SO_{4}\right]^{3}} \qquad K_{p} = P_{O_{2}}^{5}$$

$$K_p = P_{O_2}^{5}$$

## Relación entre K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub>

Generalmente  $K_c \neq K_p$ 

$$aA(g) + bB(g) \Leftrightarrow cC(g) + dD(g)$$

$$K_{p} = \frac{p_{C}^{c} \cdot p_{D}^{d}}{p_{A}^{a} \cdot p_{B}^{b}} \qquad K_{p} = \frac{\left[C\right]^{c} (RT)^{c} \cdot \left[D\right]^{d} (RT)^{d}}{\left[A\right]^{a} (RT)^{a} \cdot \left[B\right]^{b} (RT)^{b}} \qquad K_{p} = \frac{\left[C\right]^{c} \left[D\right]^{d}}{\left[A\right]^{a} \left[B\right]^{b}} \cdot \left(RT\right)^{(c+d) - (a+b)}$$

$$K_{P} = \frac{\left[C\right]^{c} \left[D\right]^{d}}{\left[A\right]^{a} \left[B\right]^{b}} \cdot \left(RT\right)^{(c+d) - (a+b)}$$

$$K_c = \frac{\left[C\right]^c \left[D\right]^d}{\left[A\right]^a \left[B\right]^b}$$

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = (c+d) - (a+b)$$

## Relación entre Energía Libre y Equilibrio Químico



