



Unidad 3

3.1. Termoquímica

3.2. Equilibrio Químico





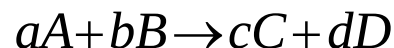
FUNCIONES DE ESTADO

ENTALPÍA

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

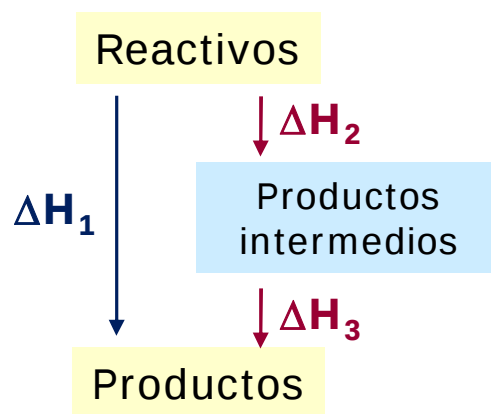
$$\Delta H_{\text{reacción}}^0 = \sum n \Delta H_f^0(\text{producto}) - \sum m \Delta H_f^0(\text{reactivo})$$

Propiedad extensiva,
depende de la cantidad
de materia presente.



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

LEY DE HESS



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

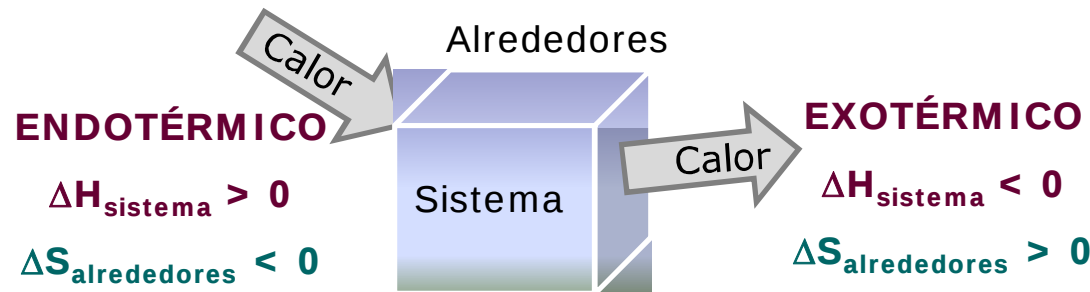


FUNCIONES DE ESTADO

ENTROPÍA

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

$$\Delta S^0_{\text{reacción}} = \sum nS^0_{\text{productos}} - \sum mS^0_{\text{reactivos}}$$



ENERGÍA LIBRE DE GIBBS

Determina la espontaneidad de una reacción.

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

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

P, T = ctes

$$\Delta G < 0$$

Reacción ESPONTÁNEA

$$\Delta G = 0$$

Reacción en EQUILIBRIO

$$\Delta G > 0$$

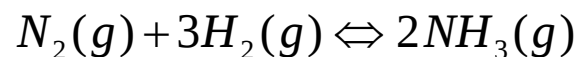
Reacción NO ESPONTÁNEA



EQUILIBRIO QUÍMICO

Equilibrio HOMOGÉNEO

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



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

$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \times P_{H_2}^3}$$



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

✚ $K > 1 \Rightarrow$ Formación de PRODUCTOS

✚ $K < 1 \Rightarrow$ Formación de REACTIVOS

Equilibrio HETEROGÉNEO

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



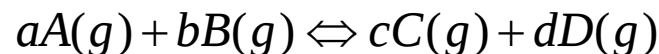
$$K_c = \frac{[O_2]^5 \times [MnSO_4]^2 \times [K_2SO_4]}{[H_2O]^5 \times [KMnO_4]^2 \times [H_2SO_4]^3}$$

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



Relación entre K_c y K_p

Generalmente $K_c \neq K_p$



$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} \quad \longrightarrow \quad K_P = \frac{[C]^c (RT)^c \cdot [D]^d (RT)^d}{[A]^a (RT)^a \cdot [B]^b (RT)^b} \quad \longrightarrow \quad K_P = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \cdot (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

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

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

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

Relación entre Energía Libre y Equilibrio Químico

$$\Delta G^0 = -RT \ln K$$

$$\Delta G^0 = -RT \ln \frac{[C]_{eq}^c [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a [B]_{eq}^b}$$