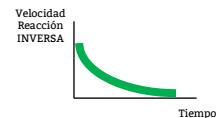
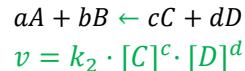
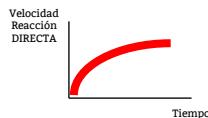
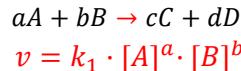


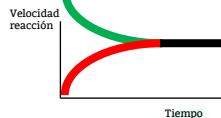
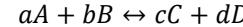
Conceptos generales

Explicación cinética del equilibrio químico



Equilibrio químico

Velocidad DIRECTA = Velocidad INVERSA



Equilibrio homogéneo

Reactivos y Productos están en el mismo estado físico

Equilibrio heterogéneo

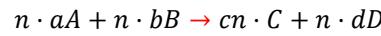
Reactivos y Productos están en distinto estado físico

k_p / k_c

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

Solo sustancias gaseosas/líquidas

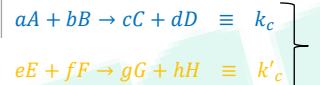
Propiedades



$$\rightarrow k'_c = k^n c$$

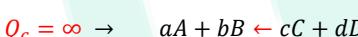
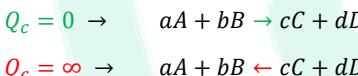


$$\rightarrow k'_c = \frac{1}{k_c}$$



Cociente de la reacción Q_c

$$Q_c = \frac{[C]_{inic}^c \cdot [D]_{inic}^d}{[A]_{inic}^a \cdot [B]_{inic}^b}$$



Si $k_c = Q_c \rightarrow aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ Reacc. en equilibrio

Si $k_c < Q_c \rightarrow aA + bB \rightarrow cC + dD$

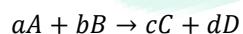
Si $k_c > Q_c \rightarrow aA + bB \leftarrow cC + dD$

Principio de Le Châtelier

Cualquier cambio en la CONCENTRACIÓN, TEMPERATURA O PRESIÓN en un SISTEMA EN EQUILIBRIO, provoca una respuesta en el SISTEMA en sentido opuesto de manera que éste tienda de nuevo hacia el EQUILIBRIO.

- Modificación de la concentración
- Modificación de la temperatura
- Acción de un catalizador
- Efecto del ión común
- Efecto salino

Equilibrio entre gases. k_p



$$k_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

$$k_p = k_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$k_\chi = \frac{\chi_C^c \cdot \chi_D^d}{\chi_A^a \cdot \chi_B^b}$$

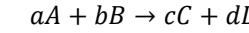
$$k_p = k_\chi \cdot (P_T)^{\Delta n}$$

Presión parcial: $P_m = \chi_m \cdot P_T$ $P_T = \sum P_m$

$$\chi_m = \frac{\text{moles de } m}{\text{moles totales}} = \frac{n_m}{n_T}$$

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

$$n \cdot R \cdot T = P \cdot V$$



$$\Delta G = \Delta G^0 + R \cdot T \cdot \ln k_p$$

Reacc. en equilibrio $\rightarrow \Delta G = 0$

$$k_p = e^{-\frac{\Delta G^0}{R \cdot T}}$$