

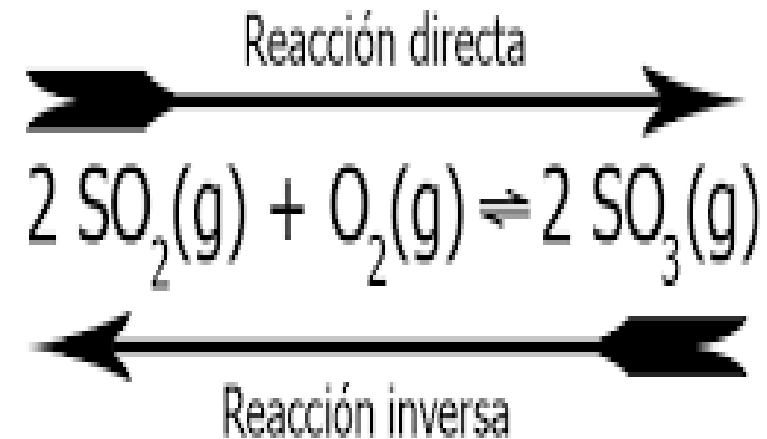
EQUILIBRIO QUÍMICO

Equilibrio Químico

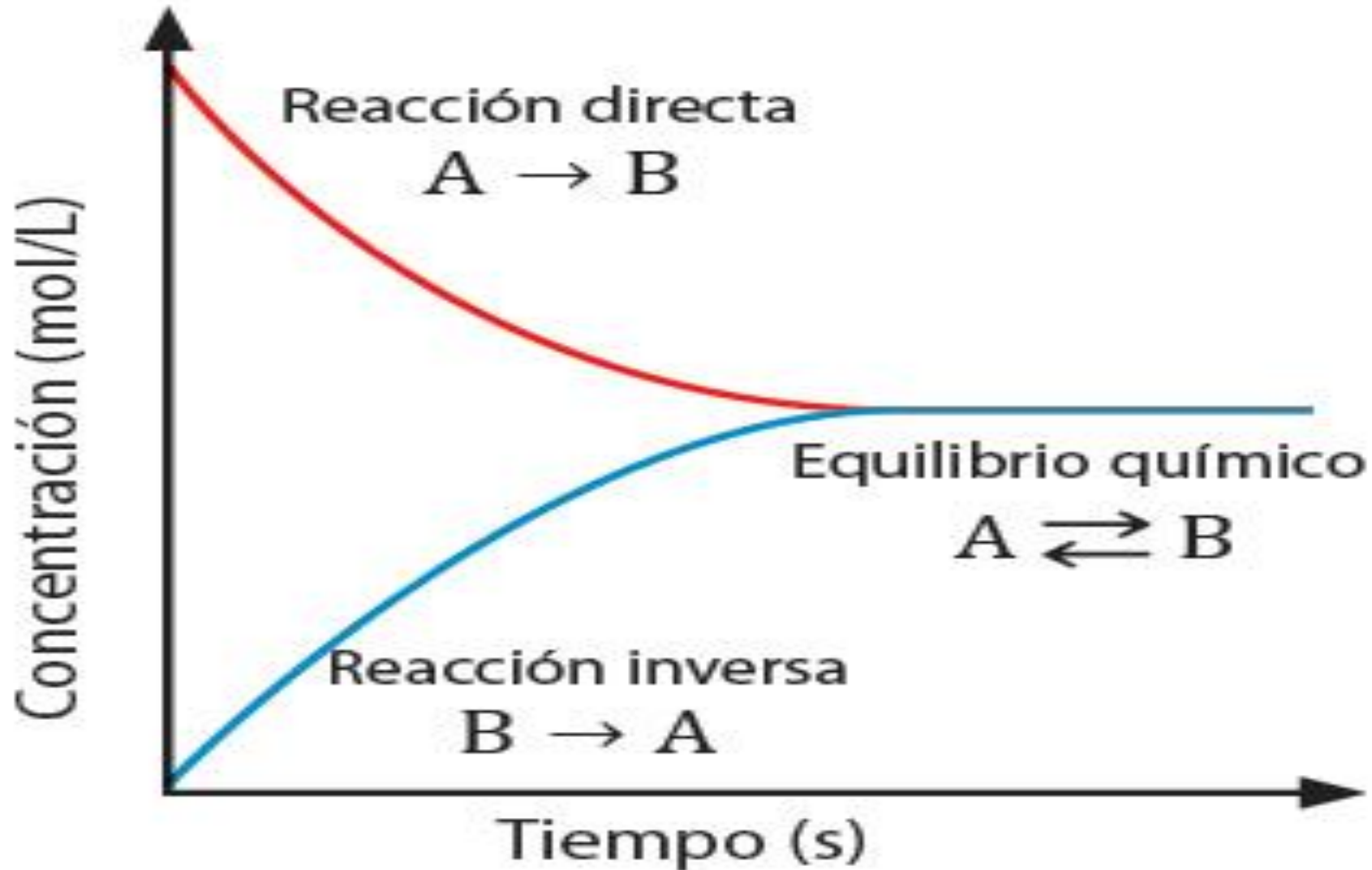


Prof. Jhony González

4to. Año



EQUILIBRIO QUÍMICO



LEY DE ACCIÓN DE MASAS

La ley del equilibrio químico

- Para todo equilibrio homogéneo (todas las especies químicas están en la misma fase), a una temperatura dada, existe una relación constante entre las concentraciones de las sustancias en el equilibrio cuyo valor numérico se denomina **constante de equilibrio de la reacción** K_c .

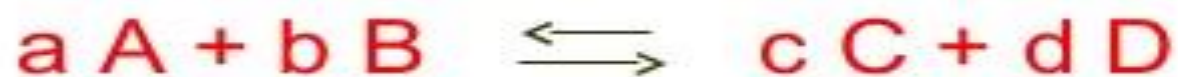


$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

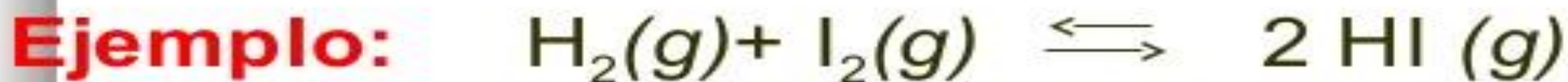
- Esta expresión se conoce con el nombre de **ley de acción de masas**.

Constante de equilibrio (K_c)

- En una reacción cualquiera:



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



$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]}$$

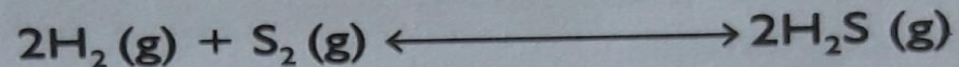


CARACTERÍSTICAS DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

- A nivel macroscópico, el equilibrio es estático, debido a que las propiedades (presión, temperatura, calor de reacción, etc.) permanecen inalterables.
- A nivel molecular, el equilibrio es dinámico, debido a que la velocidad directa (V_D) e inversa (V_I) son iguales.
- El equilibrio es espontáneo, es decir se da en un tiempo finito sin la influencia de factores externos.
- El equilibrio conserva sus propiedades y la naturaleza de las sustancias en cualquier sentido

EJERCICIOS

1. Escribir la expresión de la ley de equilibrio para:



Se procede aplicando la fórmula:

$$K_e = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{H}_2]^2 [\text{S}_2]}$$

2. En un recipiente a 750°C tenemos en equilibrio $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{S}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$. Se encontró que las muestras de las concentraciones son las siguientes:

$$[\text{H}_2\text{S}] = 9,3 \times 10^{-2} \text{ mol/lit}$$

$$[\text{H}_2] = 7,6 \times 10^{-2} \text{ mol/lit}$$

$$[\text{S}_2] = 1,6 \times 10^{-6} \text{ mol/lit}$$

Hallar la constante de equilibrio si la reacción es:



Aplicando fórmula, tenemos:

$$K_e = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{H}_2]^2 [\text{S}_2]}$$

Sustituyendo:

$$K_e = \frac{(9,3 \times 10^{-2} \text{ mol/lit})^2}{(7,6 \times 10^{-2} \text{ mol/lit})^2 \times (1,6 \times 10^{-6} \text{ mol/lit})}$$

$$K_e = \frac{86,49 \times 10^{-4} (\text{mol/lit})^2}{92,42 \times 10^{-10} (\text{mol/lit})^2} = 93,58 \times 10^4$$

EJERCICIO

3. En un recipiente de 8 litros y a 650°C, el hidrógeno, el azufre y el sulfuro de hidrógeno se encuentran en equilibrio: 1,70 moles de H₂S (g), 1,37 moles de H₂ (g) y 2,66 moles de S (g). Hallar la Ke para la reacción:



Datos:

Moles de S₂ (g) = 2,66 moles

Moles de H₂ (g) = 1,37 moles

Moles de H₂S (g) = 1,68 moles

Ke = ?

Primer paso. Se calcula la concentración de las especies en equilibrio:

$$[\text{H}_2(\text{g})] = 1,37 \text{ moles} \div 8 \text{ litros} = 0,171 \text{ mol/litro}$$

$$[\text{S}_2(\text{g})] = 2,66 \text{ moles} \div 8 \text{ litros} = 0,332 \text{ mol/litro}$$

$$[\text{H}_2\text{S}(\text{g})] = 1,68 \text{ moles} \div 8 \text{ litros} = 0,21 \text{ moles/litro}$$

Segundo paso. Se aplica la fórmula para Ke:

$$K_e = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{H}_2]^2 [\text{S}_2]} = \frac{(0,21 \text{ mol/litro})^2}{(0,171 \text{ mol/litro})^2 \times (0,332 \text{ mol/litros})} = 4,54$$