

Apunte 7: Equilibrio Químico

Dra. Susana Montecinos (dmonteci@exa.unicen.edu.ar)

- El equilibrio químico se alcanza cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan y las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes. El equilibrio químico es un proceso dinámico.

Al inicio de un proceso reversible, la reacción procede hacia la formación de productos, tan pronto como se forman algunas moléculas de producto comienza el proceso inverso, estas moléculas reaccionan y forman moléculas de reactivo.

Para la reacción reversible:

$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ (no puedo hacer la doble flecha en word, por eso pongo esta)
donde a, b, c, y d son coeficientes estequiométricos de las especies reactivas A, B, C y D.

Para la reacción a una temperatura dada:

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad K = \text{cte. de equilibrio (siempre y cuando la reacción esté en equilibrio y T no cambie)}$$

La magnitud de K indica si una reacción en equilibrio es favorable a los productos o a los reactivos:

$K \gg 1 \rightarrow$ el equilibrio favorecerá a los productos

$K \ll 1 \rightarrow$ el equilibrio favorecerá a los reactivos

- Equilibrio homogéneo: Todas las especies reactivas se encuentran en la misma fase.

$K_c \rightarrow$ concentraciones están expresadas en molaridad (moles por litro)

Equilibrio ácido base-pH

- Ácido: donador de protones

a) Ácidos monoproticos: cada unidad de ácido libera un ión hidrógeno tras la ionización.

Ej: HCl, HNO₃, HClO₄ \rightarrow ácidos fuertes (se ionizan completamente en disolución)

Ácido acético (CH₃COOH) \rightarrow ácido débil

b) Ácidos diproticos: Cada unidad del ácido produce dos protones en dos etapas.

Ej: H₂SO₄ (ácido sulfúrico) \rightarrow ácido fuerte

c) Ácidos triproticos: Producen 3 protones. Ej: H₃PO₄ (ácido fosfórico)

- Base: aceptor de protones

Ej: NaOH, KOH, Ba(OH)₂ \rightarrow base fuerte (en solución están completamente ionizados)

(los hidróxidos de los metales alcalinos y los de algunos metales alcalino-térreos son bases fuertes)

NH₃ (amoníaco) \rightarrow base débil (NH₃(ac) + H₂O(l) \leftrightarrow NH₄⁺(ac) + OH⁻(ac))

A 25°C siempre se cumple: $K_w = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$

pH: medida de la acidez: $pH = -\log[H^+]$ adimensional

a 25°C: Disoluciones ácidas: $pH < 7$

Disoluciones básicas: $pH > 7$

Disoluciones neutras: $pH = 7$

$pOH = -\log[OH^-]$ $pH + pOH = 14$

En equilibrio las disoluciones de los ácidos fuertes carecen de moléculas sin ionizar.

- Ácidos débiles y su constante de ionización ácida:

Ej: HA(ac) \leftrightarrow H⁺(ac) + A⁻(ac)

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad K_a = \text{constante de equilibrio para la ionización de un ácido.}$$

Mientras mayor es K_a , el ácido es más fuerte $pK_a = -\log K_a$

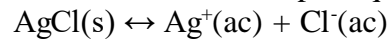
- % de ionización: $100 \cdot (\text{concentración del ácido ionizado en equilibrio}) / (\text{concentración inicial del ácido})$

cuanto más fuerte es el ácido mayor será su % de ionización.

- Bases débiles y su constante de ionización básica: K_b (similar a K_a)

Equilibrio de solubilidad

Ej: Disolución saturada de cloruro de plata que está en contacto con cloruro de plata sólido:



Como el $AgCl$ es electrolito fuerte, se supone que todo el $AgCl$ que se disuelve en agua se disocia por completo en iones Ag^+ y Cl^- .

$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$ (producto de solubilidad)

K_{ps} = producto de las concentraciones molares de los iones constituyentes, cada una elevada a la potencia de su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

$Q < K_{ps}$ disolución insaturada

$Q = K_{ps}$ disolución saturada

$Q > K_{ps}$ disolución sobresaturada (la solución precipitará hasta que el producto de las concentraciones iónicas sea igual a K_{ps})

- Solubilidad: concentración de unidades de fórmula en la solución saturada (M)