

Apunte 6: Equilibrio ácido base-pH, Equilibrio de solubilidad

- **Ácido:** donador de protones

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

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

Ácido acético (CH₃COOH) → ácido débil

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

Ej: H₂SO₄ (ácido sulfúrico) → ácido fuerte

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

- **Base:** aceptor de protones

Ej: NaOH, KOH, Ba(OH)₂ → 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) → base débil (NH₃(ac) + H₂O(l) ↔ 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 ácidas: 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) ↔ H⁺(ac) + A⁻(ac)

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

Mientras mayor es K_a, el ácido es más fuerte pK_a=-logK_a

- **% de ionización:** 100· (concentración del ácido ionizado en equilibrio)/(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: AgCl(s) ↔ Ag⁺(ac) + Cl⁻(ac)

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)