VII QUÍMICA

> Ácido - base

° Equilibrio

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ $\qquad Q = \frac{\{C\}^c \{D\}^d}{\{A\}^a \{B\}^b}$

$K = \exp\left\{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right\}$

$Q/K > 1$; $\Delta G > 0$: imposible

$Q/K = 1$; $\Delta G = 0$: equilibrio.

$Q/K < 1$; $\Delta G < 0$: espontánea.

° Ácido: sust. que "cede" protones
Base: sust. que capta protones.

* Autoionización agua: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $\qquad K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$.

$pH + pOH = 14$.

$pH = -\log [H^+]$

$pOH = -\log [OH^-]$

* Balances masa: conc. analítica = suma conc. equilibrio

carga: $\Sigma [\,]^+ \cdot$ carga $= \Sigma [\,]^- \cdot$ carga.

protónico: $\Sigma [\,]$ cedido prot $= \Sigma [\,]$ captado prot.

$K_a \cdot K_b = K_W$.

° Ácidos fuertes

$HA + H_2O \longrightarrow A^- + H^+$ $\qquad K_a \gg 1$.

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$ $\qquad K_W$

BM: $C_{HA} = [A^-]$

BC: $[H^+] = [A^-] + [OH^-] = BP$.

$[H^+] = C_{HA} + \frac{K_W}{[H^+]}$.

- **Base fuerte**

$BOH \rightarrow B^+ + OH^-$ $\quad K_b \gg 1$

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $\quad K_w$

BM: $C_{BOH} = [B^+]$

BC: $[OH^-] = [B^+] + [H^+]$

$$[OH^-] = C_{BOH} + \frac{K_w}{[OH^-]}$$

- **Ácido débil**

$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H^+$ $\quad K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]} < 1$

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$ $\quad K_w$

* $[H^+] \gg [OH^-]$
$[HA] \gg [A^-]$

BM: $C_{HA} = [HA] + [A^-]$

BC: $[H^+] = [A^-] + [OH^-]$

$$[H^+] = \frac{C_{HA} \cdot K_a}{[H^+] + K_a} + \frac{K_w}{[H^+]}$$

- **Base débil**

$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ $\quad K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} < 1$

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $\quad K_w$

* $[OH^-] \gg [H^+]$
$[B] \gg [BH^+]$

BM: $C_B = [B] + [BH^+]$

BC: $[OH^-] = [BH^+] + [H^+]$

$$[OH^-] = \frac{C_B K_b}{[OH^-] + K_b} + \frac{K_w}{[OH^-]}$$

- **Sales neutras**: catión ión espectador B^+.
  ($BA \rightarrow B^+ + A^-$) anión ión espectador A^-.

  $pH = 7$.

- **Sales básicas** catión ión esp. B^+
  anión base débil

$NaA \rightarrow Na^+ + A^-$

$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$ $\quad K_b$

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $\quad K_w$

BM: $C_{NaA} = [Na^+] = C_{A^-}$

$C_{A^-} = [HA] + [A^-]$

BC: $[H^+] + [Na^+] = [A^-] + [OH^-]$

BD: $[OH^-] = [HA] + [H^+]$.

- **Sales ácidas** catión ácido débil (BH^+)
  anión ión enpc.

$BHCl \rightarrow BH^+ + Cl^-$

$BH^+ + H_2O \rightleftharpoons B + H^+$ Ka

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$ Kw

BM: $C_{BHCl} = [Cl^-] = C_{BH}$

$C_{BH} = [BH^+] + [B]$

BC: $[H^+] + [BH^+] = [Cl^-] + [OH^-]$

BP: $[H^+] = [B] + [OH^-]$

- **Ácidos polipróticos**

$H_2A + H_2O \rightleftharpoons HA^- + H_3O^+$ Ka_1

$HA^- + H_2O \rightleftharpoons A^{-2} + H_3O^+$ Ka_2

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$ Kw

BM: $C_{H_2A} = [H_2A] + [HA^-] + [A^{-2}]$

BC: $[H_3O^+] = [HA^-] + 2[A^{-2}] + [OH^-]$

$$[H_2A] = \frac{C_{H_2A}}{[H_3O^+]^2 + Ka_1[H_3O^+] + Ka_1Ka_2}$$

$$[HA^-] = \frac{C_{H_2A} \cdot Ka_1[H_3O^+]}{[H_3O^+]^2 + Ka_1[H_3O^+] + Ka_1Ka_2}$$

$$[A^{-2}] = \frac{C_{H_2A} \cdot Ka_1Ka_2}{\text{"}}$$

- **Buffer**

A y B en casi = [ ].

Mantiene pH cte.

* Ácido: ácido débil + sal base conjugada (HA + NaA)

* Básico: base débil + " ác. " (B + BHCl)

Henderson-Hasselbach: $pH = pKa + \log \frac{[base]}{[ácido]}$

> Definiciones

- Molaridad: $\frac{\text{moles soluto}}{1 \text{ lt. solución}}$; [ ] ; M.
- Molalidad: $\frac{\text{moles soluto}}{1 \text{ kg solvente}}$
- % P/P: masa soluto en 100 unidades masa solución.
- Fracción molar: $\frac{\text{moles soluto}}{1 \text{ mol solución } (\Sigma)}$
- Normalidad (N): $M \cdot n \left(\frac{eq}{L}\right)$ $\frac{\text{peso eq gr}}{1 \text{ litro}}$
- Peso equivalente: $\frac{\text{Peso atómico } (gr.)}{n}$ $\frac{}{eq.}$
- ppm: partes soluto en 1 millón de partes de solución.
- Dureza: $[Ca^{+2}] + [Mg^{+2}]$ $\frac{meq}{L}$; $\frac{mg\ CaCO_3}{meq}$ (so)
- $PV = nRT$. $R = 0{,}082 \frac{L atm}{K mol}$ * $\frac{760 \text{ mmHg}}{atm.}$ $1 atm = 101325 Pa.$

* nº atómico: cant protones
nº másico: neutrones + prot.

$T° + 273{,}15 = K°$

... (OH)
+OH ; + izq ; - sol.

> Solubilidad

Cant. sólido que se puede disolver bajo cond. equilibrio.
Dep: grado ordenamiento, tamaño partículas, fuerzas intermoleculares.

nucleación ; crecim cristal ; maduración.
(supersat) (depós. iones) (precipit)

$Q < K_{so}$ subsaturado
$Q > K_{so}$ sobresaturado
$Q = K_{so}$ equilibrio.

Tipos enlaces

- **Iónico:** metal + no metal (anión)
  (ē) → (nucleo)

- **Covalentes:** ≈ EN.
  átomos comparten ē.
  * no polar: = EN.
    átomos del mismo elemento no pierden ni ganan.
    NO solubles.
  * polar: ≠ EN. (+ cargas)

- **Metálicos:** 2 o + elementos metálicos
  catión + ē libres y ajenos.
  red con patrones.

- **Van der Waals:** mol. simétricas
  atracción / repulsión entre moléculas o
  interacción iones
  2 dipolos permanentes:

- **Puente de hidrógeno:** (débil). H + otro con mucha polaridad. (EN)

Combustión

$$X + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$$\%\ \text{rendimiento} = \frac{\text{real}}{\text{esperado}} \times 100.$$

7 REDOX

Transferencia de $\bar{e}$. pérdida: oxidación ganancia: reducción. agente ox: sustrae $\bar{e}$ red: pierde $\bar{e}$

- E° OX: nivel referencia
  H(+1), O(-2), N(-3).
  $\sum EOi \times ni$ = carga especie.
  comb. consigo = 0 (N_2, O_2).

* Ambiente:
  red: $\bar{e}$ disponibles
  ox: pocos $\bar{e}$.

* Oxidantes: +fuerte
  $-e^\circ$, $+pe^\circ$
  Red: +fuerte
  $+e^\circ$, $-pe^\circ$.

- **Balance**
  1. nº ox, ox, red.
  2. coeficientes estequiométricos
  3. Especies
  4. Oxígenos con H_2O.
  5. Hidrógeno con H^+
  6. Carga con $\bar{e}$.

- **Semireacciones**
  OX: Especie 1 red → Especie 1 ox + $n\bar{e}$
  RED: Especie 2 ox + $n\bar{e}$ → Especie 2 RED.

- **Constantes equilibrio**

OX: $\frac{1}{n}$ RED $\rightleftharpoons$ $\frac{1}{n}$ OX + $\bar{e}$

$$e^\circ = \frac{[Ox]^{1/n}}{[Red]^{1/n}} \cdot [\bar{e}]$$

RED: Ox + $n\bar{e}$ → RED

$$K = \frac{[Red]}{[Ox][\bar{e}]^n}$$

$$\log K = n(pe^\circ)\ RED \quad -n(pe^\circ)\ OX$$

$$pe = pe^\circ + \frac{1}{n}\log\frac{[Ox]}{[Red]} \quad \text{(NERNST)}$$