

# Química

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

domingo, 21 de julio de 2019 13:08

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

Ácido fuerte

$$[H_3O^+] = C_x + \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$

$C_x > 10^{-6}$  eliminó  $H_2O$   
 $10^{-8} < C_x < 10^{-6}$  ambos aportan  
 $C_x \leq 10^{-8}$  sólo aporta el  $H_2O$ .

} lo mismo con las bases.

$$[H_3O^+] = C_x / -\log$$

$$pH = -\log(C_x)$$

Ácido débil  $k_a < 1$

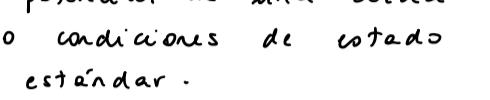


$$k_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

$$[A^-] = \frac{C_{HA} \cdot k_a}{[H_3O^+] + k_a}$$

$$[H_3O^+]_T = \frac{C_{HA} \cdot k_a}{[H_3O^+] + k_a} + \frac{k_w}{[H_3O^+]}$$

Base débil  $k_b < 1$



$$k_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

$$[BH^+] = \frac{C_B k_b}{[OH^-] + k_b}$$

$$[OH^-] \gg [H_3O^+]$$

$$[OH^-]_T = \frac{C_B k_b}{[OH^-] + k_b} + \frac{k_w}{[OH^-]}$$

$$[B] \gg [BH^+]$$

$$\text{Ejemplo: } Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{+2} + 2OH^- \Rightarrow [OH^-] = 2 \cdot C_{Ba(OH)_2}$$

$$1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\text{Ecación de Nernst} \quad E = \frac{RT}{zF} \ln \frac{[X]_z}{[X]_1}$$

Es usada para calcular el potencial de una celda bajo condiciones de celdado no estándar.

Celdas electroquímicas

✓ Galvánica o voltaica

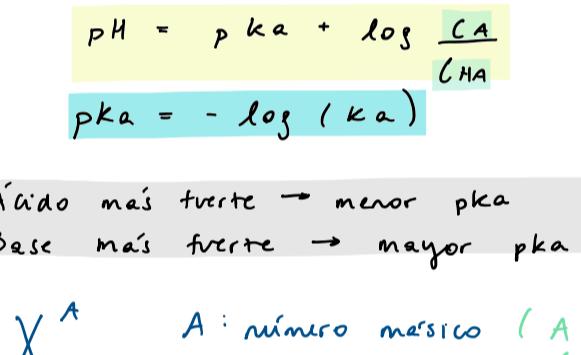
Obtiene la energía eléctrica a partir de reacciones redox espontáneas. (pila)

Espontánea  $\Leftrightarrow \Delta E^\circ \text{celda} > 0$

$$\Delta E^\circ \text{celda} = E^\circ \text{cátodo} - E^\circ \text{ánodo}$$

✓ Electrolytico

Se necesita aplicar energía, son reacciones redox no espontáneas.



\* Todas las reacciones electroquímicas implican la transferencia de electrones y por lo tanto son reacciones redox.

Reducción  $\rightarrow$  gana  $e^- \rightarrow$  n.º oxidación ↓

Oxidación  $\rightarrow$  pierde  $e^- \rightarrow$  n.º de oxidación ↑

$$P \cdot V = nRT \quad R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot L}{\text{mol} \cdot K}$$

$$T^\circ \text{ constante} \rightarrow P_1V_1 = P_2V_2$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$\text{Polaridad} = \frac{\text{mol}}{L}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{mol}}{\text{kg solvente}}$$

$$\text{Círculo Virtual} = C_{\text{final}} - V_{\text{final}}$$

Dissoluciones amortiguadoras o Buffer

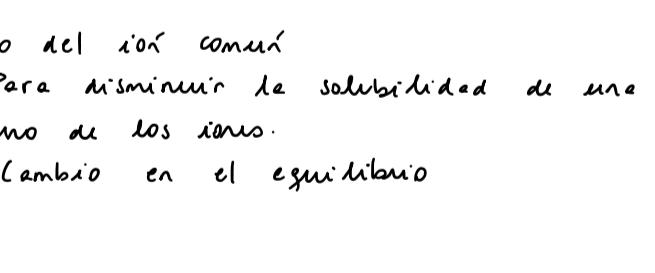
Amortiguador ácido: ácido débil + sal de su base conjugada.

Amortiguador básico: base débil + sal de su ácido conjugado.

Uno de los compuestos más conocidos es el bicarbonato.

Tiene la capacidad de resistir los cambios de pH cuando se adicionan pequeñas cantidades de ácidos o bases.

Amortiguador ácido:  $HA + NaA$



$$k_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \quad k_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

$$k_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pK_a = -\log(k_a)$$

Ácido más fuerte  $\rightarrow$  menor  $pK_a$

Base más fuerte  $\rightarrow$  mayor  $pK_a$

$$\begin{array}{c} X \\ \diagdown \\ z \end{array} \quad \begin{array}{c} A: \text{número masónico} (A = p + n) \\ z: \text{número atómico} (z = p) \end{array} \quad A = z + n$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{cantidad total}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100$$

$$P.10.$$

$$2018^{\circ} \text{N}$$

Agente oxidante: sustancia que se reduce (gana  $e^-$ )

Agente reductor: sustancia que se oxida ( pierde  $e^-$ )

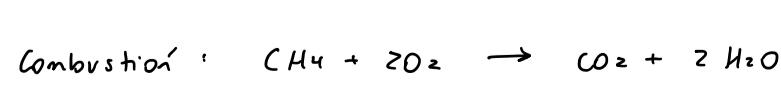
\* O<sub>2</sub> es el mejor agente oxidante en medio acido.

Constante de equilibrio



\* Al agregar elementos el valor de  $K$  no cambia.

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



los hidróxidos alcalinoterreos que son parcialmente solubles ( $Mg(OH)_2$ ) al añadir iones hidroxilos  $OH^-$  (aumento de pH) el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, disminuyendo la solubilidad.

$$R \leftarrow -\text{solubilidad}$$

Equilibrio ácido-base

Arrhenius

ácido: sustancia capaz de ceder protones

base: " " " " ceder  $OH^-$  (iones hidroxilo)

Bronsted-Lowry

ácido: sustancia capaz de ceder protones

base: " " " " aceptar protones.

Lewis

ácido: sustancia capaz de aceptar electrones

base: " " " " ceder electrones.

Presión parcial

$$P_A = \frac{n_A}{n_T} \cdot P_T \quad \chi_i = \frac{n_A}{n_T} : \text{fracción molar.}$$

Efecto del ion común

→ Para disminuir la solubilidad de una sal se agrega uno de los iones.

→ Cambio en el equilibrio

$$\% \text{ masa/masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

$$\% \text{ masa/volumen} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen disolución}} \cdot 100$$

$$\% \text{ volumen/volumen} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \cdot 100$$

Reactivos limitantes

Es el reactivo que se consume completamente en una reacción.

$$C = K - 273$$

$$OK = -273^{\circ}C$$

$$F = 1,8^{\circ}C + 32$$

- Todas las sustancias existen en alguno de los 3 estados (gas, líquido o gas)

- Para cada temperatura hay una temperatura crítica, por encima del cual un gas no puede ser líquido.

- Tensión superficial: cantidad de energía necesaria para aumentar su superficie en una unidad de área.

- Si se agrega un catalizador aumenta la rapidez de la reacción, pero no cambia el valor de  $K$ .

- Solubilidad: "lo similar disuelve a lo similar"

→ Depende de:  $T^\circ$ , presión, polaridad, ionicidad, fuerzas intermoleculares entre soluto y solvente.

✓ Polar disuelve polar, apolar disuelve apolar

✓ + Temperatura + Solubilidad

✓ Presión: sólo en gases + P + [ ]

$$K_p = [D]^d [C]^c$$

Ley de Chatelier: Factores que modifican el equilibrio.

① Temperatura: se opone al aumento de energía calorífica

Endotérmica  $\rightarrow T = \Delta H^\circ$

Exotérmica  $\rightarrow T = -\Delta H^\circ$

$H \Theta \rightleftharpoons R \rightleftharpoons$  Reacción endotérmica.

② Presión y volumen: al aumentar presión se desplaza hacia donde haya menor n.º de moles gaseosos, así contrarresta disminución de volumen.  $P \cdot V = P \cdot V$  (inversamente proporcional)

Combustión:  $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

NaCl → Sólidos iónicos se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostáticas (cargas opuestas)



Enlace metálico → mar de electrones.

$$Q_p > K_c \quad R \quad Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$Q_p < K_c \quad P \quad Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Metanol  $CH_3OH$