

REACCIONES REDOX Y ELECTROQUÍMICA

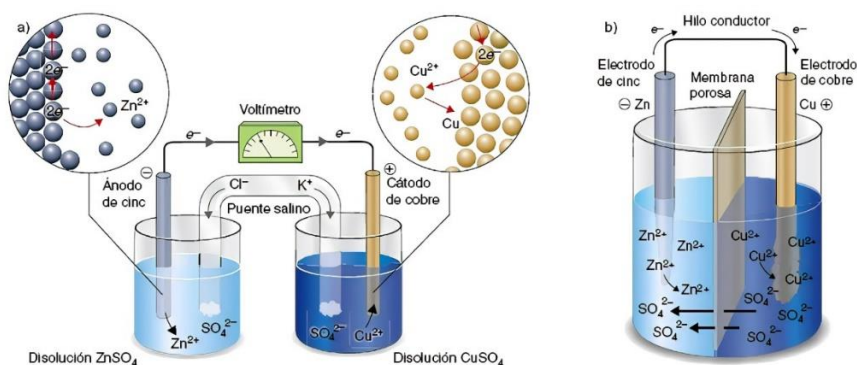


Figura 1: Pila Daniell

Método del ión-electrón en medio ácido

Paso 1: se plantea la semirreacción con especies iónicas y se ajusta en masa salvo O y H

Paso 2: se añaden moléculas de H_2O para compensar la falta de O en uno de los lados de la semirreacción.

Paso 3: se añade H^+ para compensar la falta de H en uno de los lados de la semirreacción.

Paso 4: se añaden e^- para compensar la carga en uno de los lados de cada semirreacción.

Paso 5: se multiplican las semirreacciones según sea necesario para igualar el número de electrones

Paso 6: se suman semirreacciones, deja de aparecer electrones, y se tiene reacción iónica global

Paso 7: se añaden iones que no intervienen en proceso redox para obtener reacción global

Formulario

Situación de no equilibrio	En el equilibrio
$\Delta G = -nFE$	$\Delta G = 0$
$E = E_{\text{ánodo}} + E_{\text{cátodo}}$	$E = 0$
$E = E^0 - 0.0592/n \log Q$	$E = 0 = E^0 - 0.0592/n \log K$

E = potencial (V); n = nº de e^- ; F = cte de Faraday; K = cte de equilibrio

Pilas vs Electrólisis

	Pilas (ESPONTÁNEAS)	Electrólisis (NO ESPONTÁNEAS)
ΔG	< 0	> 0
E	> 0	< 0

TEMA 5: REACCIONES ÁCIDO-BASE

Ácidos		Bases	
Fuertes	Débiles	Fuertes	Débiles
$HA \rightarrow H^+ + A^-$ - Se disocian por completo - NO se consideran constantes de equilibrio - Algunos ejemplos: HCl, HNO_3, H_2SO_4	$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ - Se disocian parcialmente - Se consideran constantes de equilibrio: $K_a = \frac{[H^+] * [A^-]}{[HA]}$	$B(OH) \rightarrow B^+ + OH^-$ - Se disocian por completo - No se consideran constantes de equilibrio - Generalmente suelen ser hidróxidos de alcalinos y $Ba(OH)_2$	$B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$ - Se disocian parcialmente - Se emplean constantes de equilibrio: $K_b = \frac{[BH^+] * [OH^-]}{[B]}$

Disolución tampón: $pH = pK_a + \log ([A^-]/[HA])$