



Universidad Central de Venezuela
Facultad de ciencias
Escuela de química

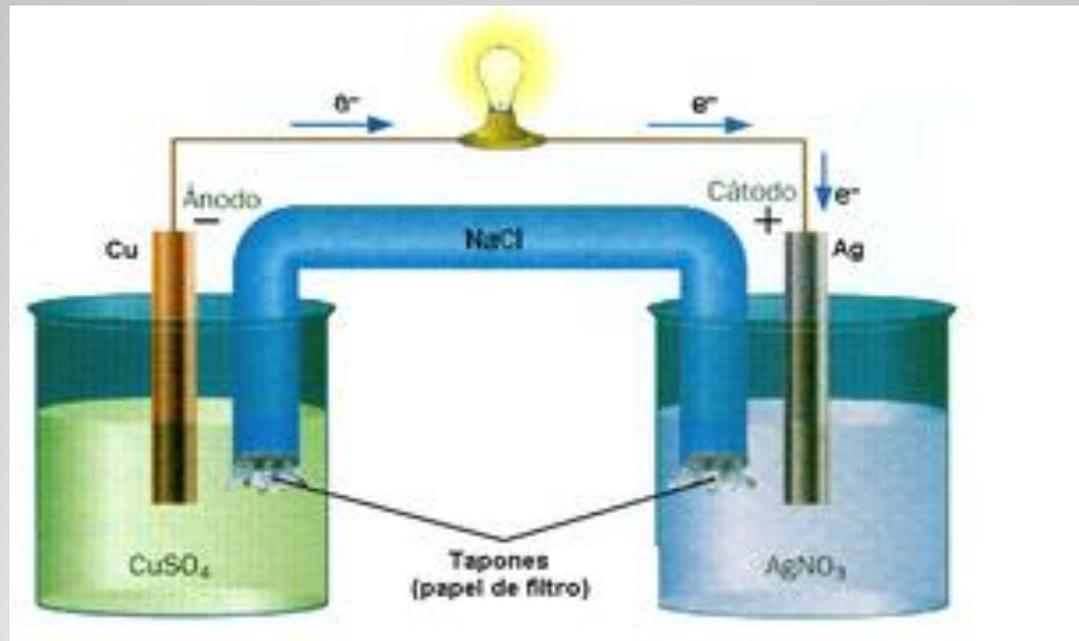


Problemas resueltos de electroquímica.



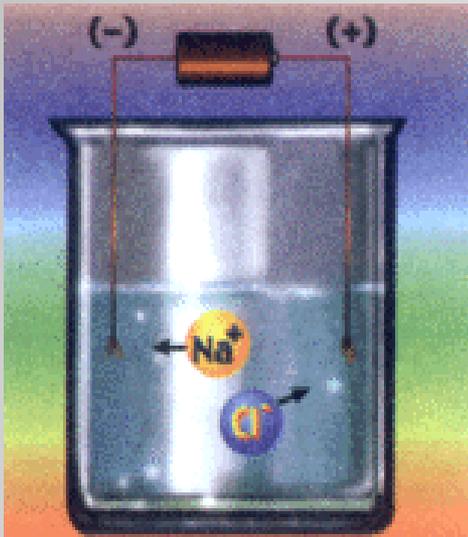
1. ¿Qué se entiende por electroquímica?

- *Es el estudio de la interconversión de la energía química y la energía eléctrica realizada en pilas voltaicas y en las cubas electrolíticas.*



2. Explique ¿Qué es un electrolito y un no electrolito?

- Un **electrolito** es toda sustancia que en solución acuosa o fundida conduce corriente eléctrica.
- Un **no electrolito** es una sustancia que en solución acuosa no produce corriente eléctrica.

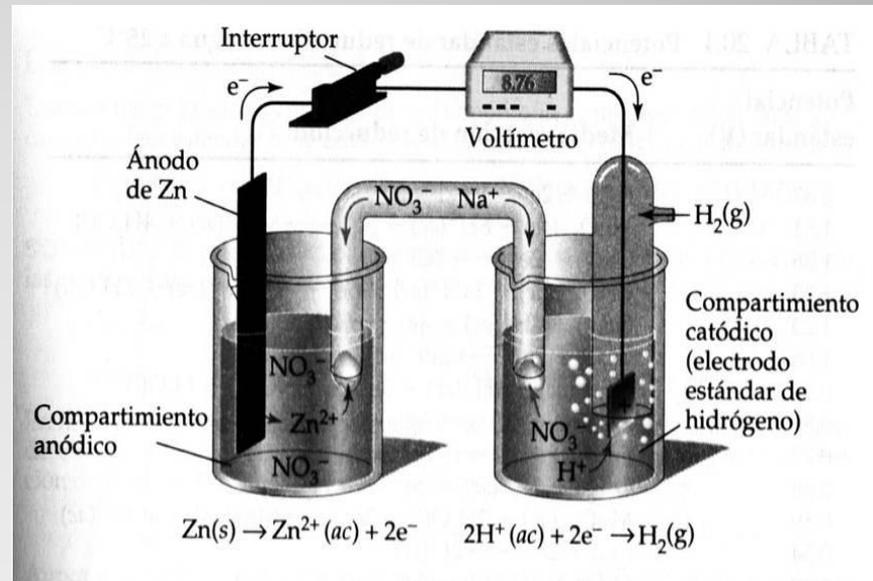


No Electrolitos	Electrolitos	
	Fuertes	Débiles
$C_{12}H_{22}O_{11}$	NaCl, HCl	CH_3-COOH
CO	NaOH	$HgCl_2$
C_2H_5OH	H_2SO_4	NH_4OH
HCHO	Na_2SO_4	HCN

3. Indique ¿cómo viene dada una Fuerza electromotriz?

- Una fuerza electromotriz o FEM viene dada por el paso de electricidad que interviene en un proceso químico que es función de la diferencia de potencial existente entre un par de electrodos en una pila.

$$E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo}$$



4. ¿Qué son celdas electroquímicas, celdas electrolítica, galvánicas o voltaicas?

- **CELDAS ELECTROQUIMICAS**

Son aquellas en las cuales la energía eléctrica que procede de una fuente externa provee reacciones químicas no espontáneas.

- **CELDAS ELECTROLITICAS, GALVANICAS O VOLTAICAS**

Son aquellas en las cuales las reacciones químicas espontáneas producen energía eléctrica (electricidad) la cual sale a un circuito eléctrico.

5. ¿Cuáles son los constituyentes de una celda?

- **Cátodo**

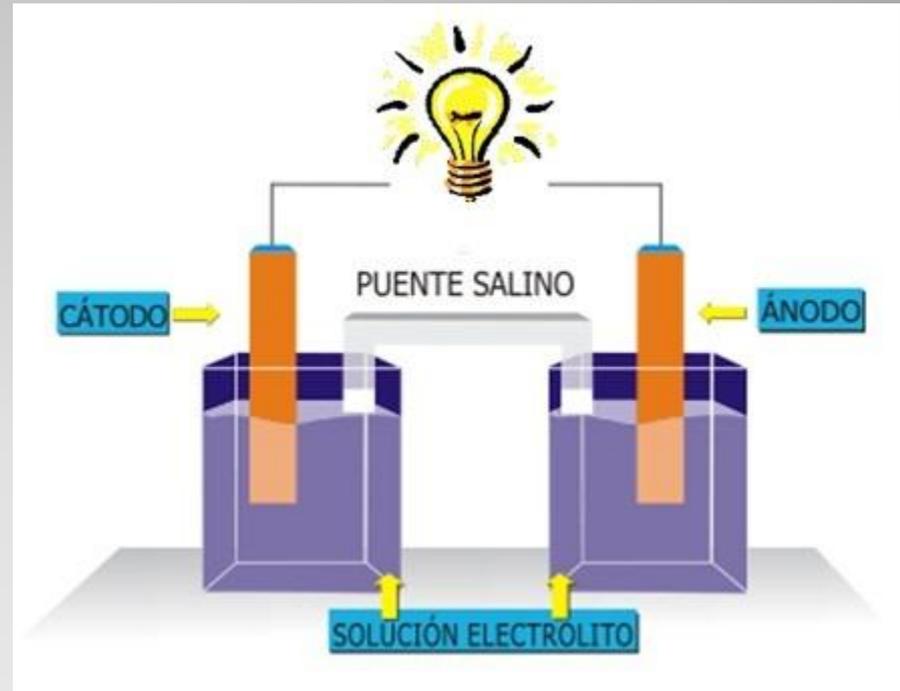
Sin importar el tipo de celda (electrolítica ó voltaica) se define como el electrodo en el cual se produce la reducción porque algunas especies ganan electrones. Este posee carga negativa y a el migran los iones o cargas positivas.

- **Ánodo.**

Sin importar el tipo de celda (electrolítica ó voltaica) se define como el electrodo en el cual se produce la oxidación porque algunas especies pierden electrones. Este posee carga positiva y a el migran los iones o cargas negativas.

- **Puente salino.**

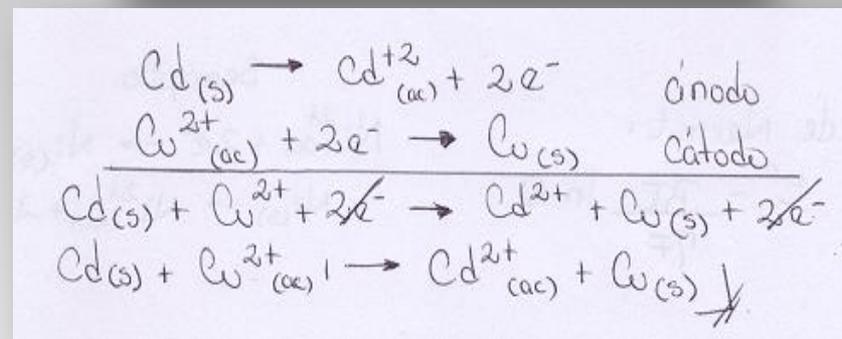
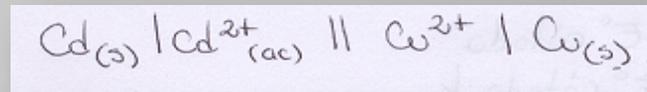
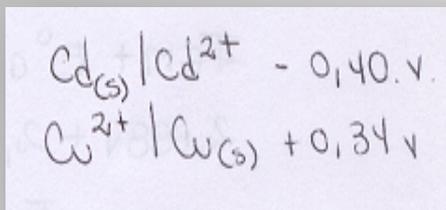
Es un tubo con un Puente salino electrolito en un gel que está conectado a las dos semi-celdas de una celda galvánica; el puente salino permite el flujo de iones, pero evita la mezcla de las disoluciones diferentes que podría permitir la reacción directa de los reactivos de la celda.



6. Escriba la reacción y calcule la fuerza electromotriz (FEM) de la celda $\text{Cd}_{(s)} / \text{Cd}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}$ indicando cual es el ánodo y el cátodo.

Datos:

potenciales de
reducción del Cd y el
Cu.



- Calculamos la fuerza electromotriz (FEM) de la siguiente forma:

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

$$\text{FEM} = +0,34 \text{ V} + 0,40 \text{ V} = +0,74 \text{ V} \quad \text{Pila galvánica.}$$

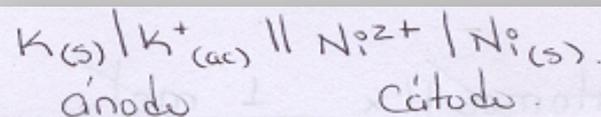
8. La fuerza electromotriz FEM de la celda $K_{(s)} / K^+ // Ni^{2+} / Ni_{(s)}$, es +2,688V. Si el potencial de oxidación del electrodo $K_{(s)} / K^+$ es +2,924V. Calcular el potencial de oxidación del otro electrodo.

Datos

$$FEM = +2,688 \text{ V.}$$

$$E^{\circ} K_{(s)} / K^+ = +2,924 \text{ V.}$$

$$E^{\circ} Ni^{2+} / Ni_{(s)} = ?$$



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

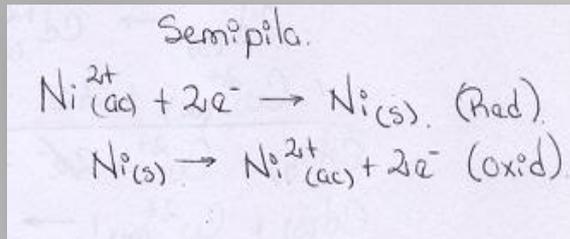
$$FEM + E^{\circ} \text{ánodo} = E^{\circ} \text{cátodo.}$$

$$2,688 \text{ V} + 2,924 \text{ V} = E^{\circ} \text{cátodo}$$

$$5,612 \text{ V} = E^{\circ} \text{cátodo}$$

9. El potencial estándar del electrodo de níquel a 25°C es igual a -0,250V. Calcular el potencial del electrodo para una concentración ideal o actividad de los iones Ni²⁺ de 0,3M.

A través de la ecuación de Nernst podemos calcular el potencial del electrodo:



Ecuación de Nernst:

$$E_{\text{semipila}} = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

$$E_{\text{semipila}} = -0,250\text{V} - \frac{0,082 \frac{\text{mol}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot 298,15\text{K} \cdot \ln(0,3\text{M})}{2 \cdot 96500 \frac{\text{Coul}}{\text{mol}}}$$

E° : potencial estándar.
R: constante de los gases ideales.
T: temperatura en kelvin (K).
n: número de electrones transferidos en la semireacción.
F: constante de Faraday (C/mol).
Q: concentraciones de los elementos en la semireacción. (M).

$$\bar{E}_{\text{semipila}} = -0,250 + 1,52 \times 10^{-4} = -0,25\text{V} \checkmark$$

10. El potencial estándar del cloro a 25°C es igual a +1,3593V. Calcular el potencial del electrodo para una concentración ideal de iones Cl⁻ de 2,5M y presión del cloro gaseoso de 0,01atm.

1. Con la formula de los gases ideales obtenemos la concentración de cloro gaseoso:

Datos.

$$E^{\circ} = +1,3593V.$$

$$[Cl^{-}] = 2,5M$$

$$P_{Cl_2} = 0,01atm.$$

$$t = 25^{\circ}C = 298,15K.$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot t \quad \rightarrow \quad \frac{P}{R \cdot t} = \frac{n}{V} \quad \rightarrow \quad \frac{P}{R \cdot t} = M.$$

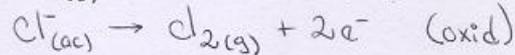
$$M = \frac{0,01 atm}{0,082 \frac{atm \cdot L}{K \cdot mol} \cdot 298,15K} \rightarrow M = 4,09 \times 10^{-4} M \downarrow$$

2. Finalmente, con la ecuación de Nernst calculamos el potencial del electrodo:

$$E_{semipila} = E^{\circ} - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln Q$$

$$E_{semipila} = +1,3593V - \frac{0,082 \frac{atm \cdot L}{K \cdot mol} \cdot 298,15K \cdot \ln [4,09 \times 10^{-4} M]}{2 \cdot 96500 \frac{Coul}{mol}} \cdot \frac{1}{[2,5M]}$$

Semipila.



$$E_{semipila} = 1,3593V + 1,10 \times 10^{-3}V = 1,36V \downarrow$$