

ELECTROLISIS

Licenciada Química: Aranibar

Bioquímica: Arza

Conducción electrolítica

Las sustancias sólidas o líquidas que pueden conducir la corriente eléctrica se dividen de forma general en dos categorías.



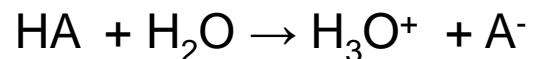
La primera son los **conductores metálicos**, en los cuales el transporte de la electricidad se efectúa por los electrones. **Recordar** la unión metálica: red cristalina donde los electrones están en movimiento, cuando se aplica un potencial eléctrico los electrones se ven forzados a moverse en una dirección!!!!

Los conductores de segunda categoría se conocen como **electrolitos**, se diferencian de los anteriores porque la corriente es transportada por iones y no por electrones. Son electrolitos las sales fundidas y las soluciones acuosas de ácidos, hidróxidos y sales

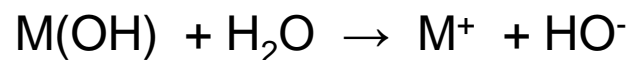
una sal como el cloruro de sodio por medio del calor se descompone:



Si en cambio disponemos de una solución acuosa de un ácido, en forma general HA de disocia:



Las soluciones acuosas de hidróxidos



Para permitir el paso de la corriente a través de un electrolito se introducen dos trozos adecuados de metal o carbono denominados **electrodos** que se conectan con una fuente de potencial. De esta manera los electrodos adquieren una carga.

El electrodo **negativo** se llama **Cátodo** atrae a los iones positivos (cationes) que se mueven a través de la solución.

Análogamente el electrodo **positivo**: **Ánodo** atrae a los iones negativos (aniones)

Cuando los cationes llegan al cátodo toman electrones para neutralizarse, de igual manera cuando los aniones llegan al ánodo pierden electrones para neutralizarse

Ejemplo

Supongamos el electrolito AB disociado A^+ y B^-

Cátodo $A^+ + e \rightarrow A$ se produce una reducción y se forma A elemento

Ánodo $B^- \rightarrow B + e$ es una oxidación donde se forma B elemento

Ejemplo

Electrolisis de cloruro de sodio fundido

Si el cloruro de sodio está fundido tendremos un electrolito líquido con los iones sodio y cloruro en movimiento

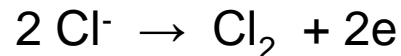


✓ **Cátodo:**



el sodio metálico se forma
sobre el electrodo

✓ **Ánodo:**



vemos en el electrodo el
desprendimiento de cloro
gaseoso

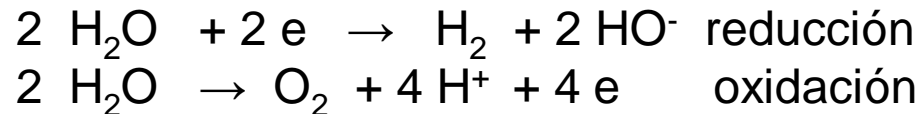
Ejemplo

Electrólisis de una solución acuosa de cloruro de sodio

Nuevamente esta sal disuelta en agua se disocia en sus iones:

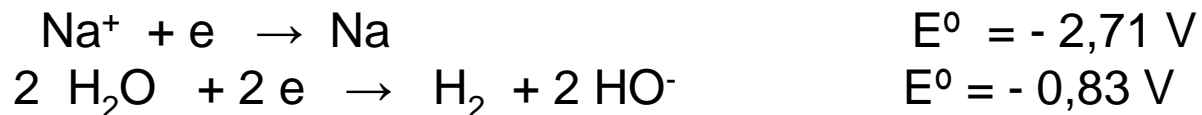


Pero en la cuba electrolítica también hay agua, sustancia fuertemente polar que es atraída por los electrodos



Entonces. **Que reacciones ocurren?**

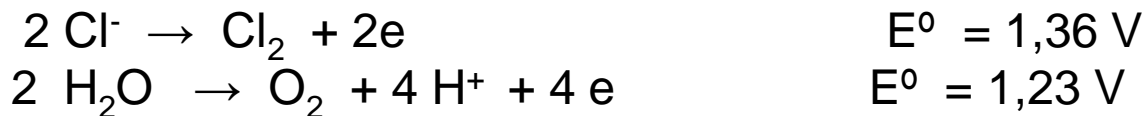
✓ En el cátodo las reacciones posibles son:



Comparando los potenciales de reducción observamos que el agua tiene mayor potencial, lo que nos indica que es la reacción que se produce. **Siempre se reduce la reacción de mayor potencial !!!!**

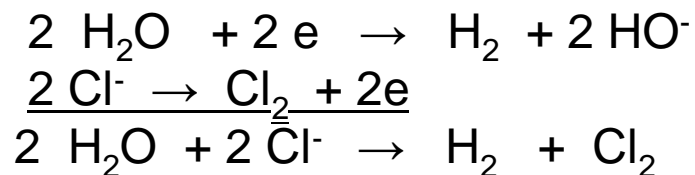
✓ Analicemos que ocurre en el ánodo

Las reacciones posibles:



Observando los potenciales normales de reducción vemos que se oxida el ion cloruro

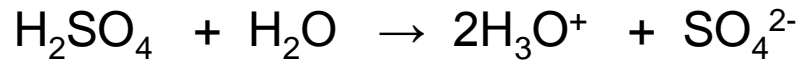
Entonces; en la electrólisis del cloruro de sodio en solución acuosa, observaremos el **desprendimiento de hidrógeno en el cátodo y el desprendimiento de cloro en el ánodo**



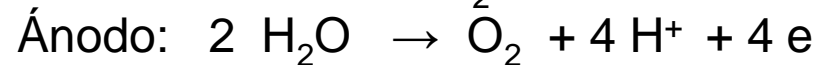
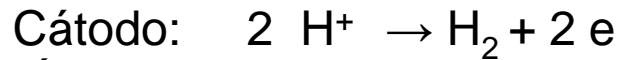
Ejemplo

Electrólisis de una solución acuosa de ácido sulfúrico

En la cuba electrolítica tendremos

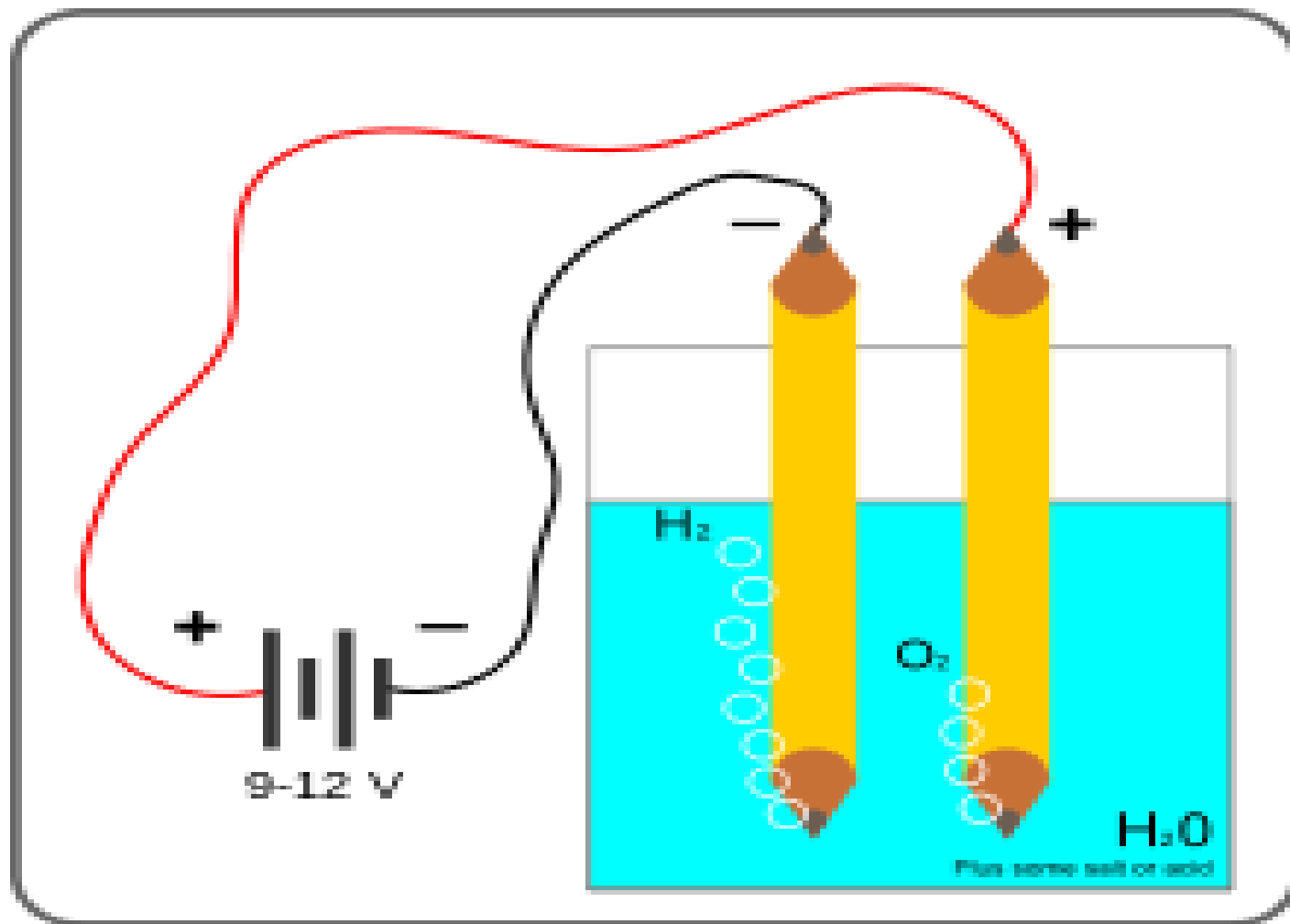


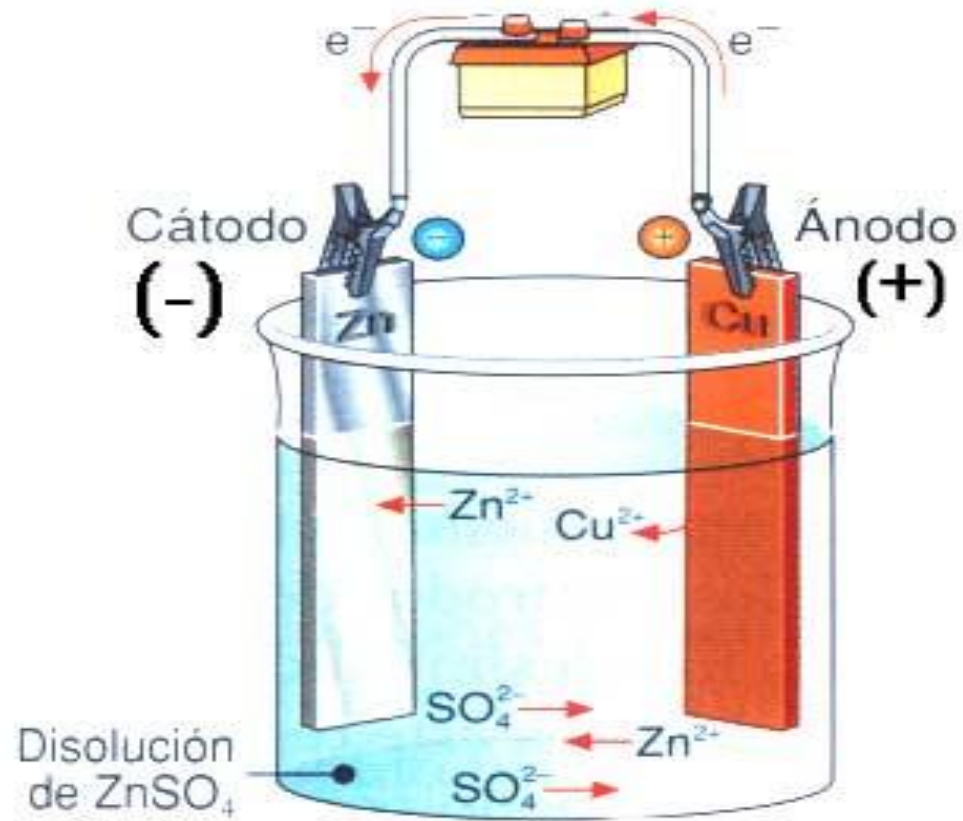
Veamos que reacciones ocurren:



Recuerden

Para saber que reacciones ocurren debemos comparar los potenciales, en el cátodo se produce la reducción, entonces ocurre la reacción con mayor potencial, en el ánodo se produce una reducción se deberá producir la que tenga menor potencial, por regla general se reducen los aniones X^- (un solo elemento) antes que el agua y el agua frente a cualquier radical oxigenado (SO_4^{2-} , NO_3^- , etc.)





Faraday estudió el fenómeno de la electrólisis y observó experimentalmente que la masa de elemento que se forma en cada electrodo es proporcional a la cantidad de corriente que circula

q cantidad de corriente = intensidad (i) de corriente x tiempo (t) durante el que circula

donde q se mide en Coulomb
i se mide en Ampere
t en segundos

$$q \text{ (C)} = i \text{ (A)} \times t \text{ (seg)}$$

Además encontró que la masa de elemento que se forma es independiente de la concentración de la solución; que esta masa es directamente proporcional a la masa atómica del elemento e inversamente proporcional a su número de oxidación

$$\frac{\text{masa atómica}}{\text{número de oxidación}} = \text{Eq equivalente gramo ó equivalente químico del elemento}$$

La primera ley de Faraday establece:

Masa de elemento que se forma en el electrodo es directamente proporcional a la cantidad de corriente que circula por el equivalente gramo del elemento e inversamente proporcional a una constante llamada Faraday

$$m = \frac{q \times Eq}{F}$$

donde Faraday represente la cantidad de corriente que transporta un mol de electrones es aproximadamente igual a 96500 Coulomb = carga del electrón por el Número de Avogadro de electrones

Si la cantidad de corriente que circula por dos cubas puestas en serie es la misma se puede enunciar la segunda ley de Faraday

$$\frac{m_1}{Eq_1} = \frac{m_2}{Eq_2}$$

Donde m_1 y m_2 son las masa de los elementos que se forman en los electrodos y Eq_1 y Eq_2 sus respectivos equivalentes gramos