

ELECTROQUÍMICA

Aplicaciones de las reacciones redox

Energía Química \leftrightarrow Energía Eléctrica

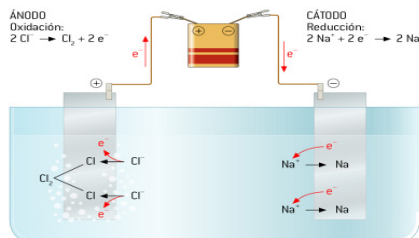
Electrólisis

La **electrólisis** es el proceso en el que se consigue forzar una reacción redox no espontánea mediante la aplicación de una fem adecuada

Por ejemplo:

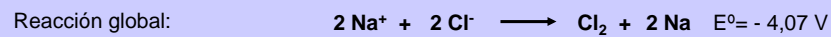
- $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{NaCl}$ $\Delta G < 0$ luego, **es espontánea**
- $2\text{NaCl} \longrightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2 (\text{g})$ $\Delta G > 0$ luego, **no es espontánea**

Se puede obligar a que los iones Cl^- cedan 1e^- a un ión Na^+ , con la ayuda de una pila de fem adecuada



El recipiente donde se realiza la electrólisis se denomina **cuba electrolítica**

Al igual que en la pila galvánica se produce la **reducción en el cátodo** y la **oxidación en el ánodo** pero en la electrólisis, el **cátodo es negativo** y el **ánodo es positivo**

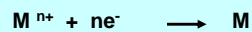


El **valor negativo** del potencial indica que la reacción **no es espontánea**; para forzar la electrólisis es necesario utilizar una pila cuya fem sea mayor de 4,07 V

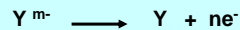
En la práctica, debido a la resistencia de los hilos conductores y de la propia cuba electrolítica, es necesario aplicar una tensión mayor de 4,07 V

Para una sal del tipo M_mY_n ,
¿cómo saber cuál ion se mueve hacia el cátodo y cuál hacia el ánodo?

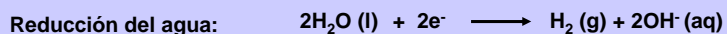
- Los cationes metálicos M^{n+} avanzan hacia el cátodo donde se produce la reducción de:



- Los aniones Y^{m-} se dirigen al ánodo, donde entregan electrones, oxidándose al estado elemental:



Cuando se electróliza una sal en solución acuosa es más difícil predecir qué reacciones se darán en los electrodos ya que tanto en el cátodo como en el ánodo, además de producirse las reacciones de los iones correspondientes a la sal, se producen las reacciones del agua



Para ver qué reacciones se producen habrá que comparar los potenciales

Por ejemplo en el caso de una disolución acuosa de NaCl, en el cátodo se reduce el agua y no los iones Na⁺ debido a que $E^\circ (\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2 + \text{OH}^-) > E^\circ (\text{Na}^+ / \text{Na})$

Las leyes de Faraday

- La **cantidad de una sustancia** producida durante una electrólisis **es directamente proporcional a la intensidad** de corriente y al tiempo que circula por la misma, es decir, a la cantidad de electricidad (carga eléctrica) que circula por el electrolito
- Para una misma carga eléctrica, **la masa de una sustancia obtenida** en una electrólisis **es proporcional a su equivalente gramo** (eq)

$$m \text{ (g)} = \frac{\text{Peso-equivalente} \cdot Q \text{ (C)}}{96500}$$

$$m \text{ (g)} = \frac{\text{Peso-equivalente} \cdot I \text{ (A)} \cdot t \text{ (s)}}{96500}$$

En una cuba electrolítica se realiza la electrólisis de sulfato de cobre (II) fundido. Si circula una corriente de 1,5 A durante 30 minutos, ¿Qué cantidad de cobre se depositará en el cátodo?

11. Calcule la cantidad de aluminio que podrá obtenerse por electrólisis de una disolución de sulfato de aluminio (III), utilizando una intensidad de 1.000A durante una hora, si el rendimiento es del 80%

Datos: Masa atómica: Al = 27; Faraday = 96.500 C.
(Sol.: 268,6 g)

12. Al efectuar la electrólisis de una disolución de HCl se desprende cloro en el ánodo. ¿Qué volumen de cloro, medido en condiciones normales se desprenderá al pasar una carga de 50.000 C?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm.l/mol.K}$; $F = 96.500 \text{ C}$; masa atómica $\text{Cl} = 35,5$.
(Sol.: 5,82 l)