

ELECTRÓLISIS

El proceso por el cual se **produce una reacción química a partir de una energía eléctrica** se denomina **electrólisis**. Y se lleva a cabo en un dispositivo que se conoce como **cuba o celda electrolítica**.

Este dispositivo consta de un recipiente en el cual se introduce la disolución o el electrolito fundido. En él va sumergidos los dos electrodos conectados a una fuente de corriente continua que suministra los electrones necesarios al cátodo para que tenga lugar el proceso de reducción.

PILA o CELDA ELECTROQUÍMICA	CUBA o CELDA ELECTROLÍTICA
Produce energía eléctrica a partir de una reacción química	Produce una reacción química a partir de energía eléctrica
Reacción química espontánea	Reacción química no espontánea
ÁNODO: polo negativo; oxidación CÁTODO: polo positivo; reducción	ÁNODO: polo positivo; oxidación CÁTODO: polo negativo; reducción

Electrólisis de sales fundidas

Ejemplo:

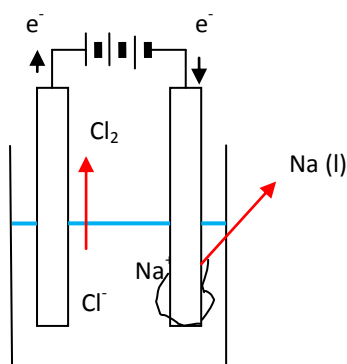
ELECTRÓLISIS DEL CLORURO SÓDICO FUNDIDO

El **electrolito** está constituido por un **fundido de cloruro sódico** (pto. de fusión 801°C) que contiene iones Na^+ y Cl^-

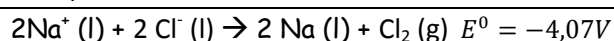
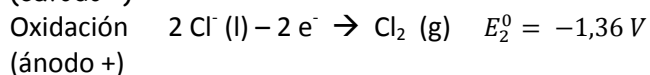
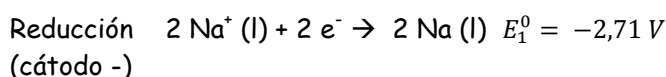
Los **electrodos**, de un material inerte, como el **grafito**, están introducidos en él y **conectados** a una fuente de **corriente continua**

Uno de ellos, el conectado al polo negativo de la batería atrae a los cationes Na^+ , que al tomar electrones, se reducirán (en el cátodo)

El otro electrodo, al conectarse al polo positivo atrae a los aniones Cl^- , que se oxidarán (en el ánodo)



Las semirreacciones y la reacción global son:

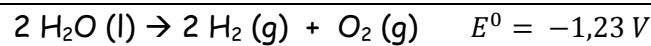
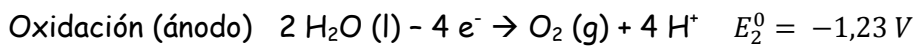
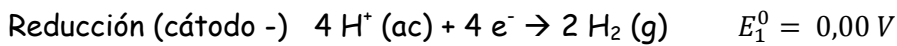


El potencial negativo indica que el proceso :
NO ES ESPONTÁNEO

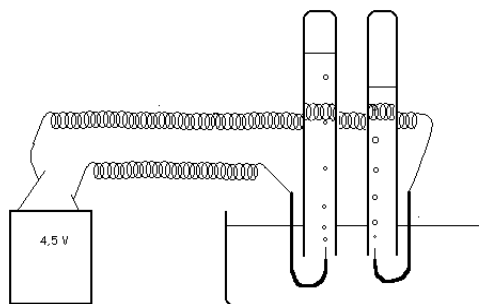
ELECTRÓLISIS

Electrólisis del agua

El agua pura al no contener suficiente cantidad de iones, no es buena conductora de la corriente. Pero al añadirle una pequeña cantidad de H_2SO_4 , sustancia disociada en sus iones, tiene lugar la reacción:



En el medio existen iones sulfato SO_4^- que podrían oxidarse en lugar del agua. Sin embargo, requieren un potencial mucho mayor, de ahí que se oxide antes el agua y, por tanto, no haya consumo de H_2SO_4 .



[http://www.bing.com/videos/search?q=electr%
c3%b3lisis+del+agua&mid=9A18F1F682C4CB9169A39A18F1F682C4CB9169A3&FORM=LKVR2#](http://www.bing.com/videos/search?q=electr%c3%b3lisis+del+agua&mid=9A18F1F682C4CB9169A39A18F1F682C4CB9169A3&FORM=LKVR2#)

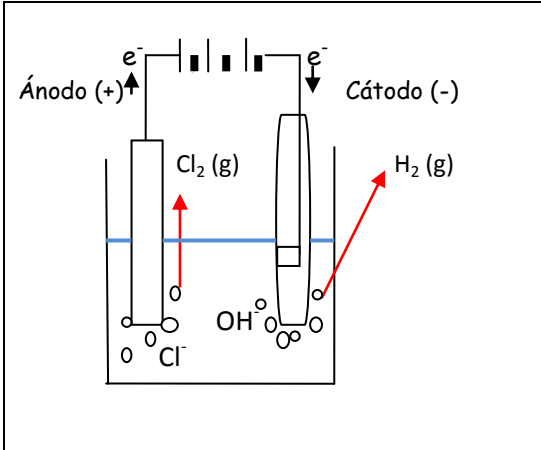
[http://www.bing.com/videos/search?q=electr%
c3%b3lisis+del+agua&mid=6ACC9FB3CC6B5D10C27B6ACC9FB3CC6B5D10C27B&FORM=LKVR#](http://www.bing.com/videos/search?q=electr%c3%b3lisis+del+agua&mid=6ACC9FB3CC6B5D10C27B6ACC9FB3CC6B5D10C27B&FORM=LKVR#)

ELECTRÓLISIS

Electrólisis de sales en disolución acuosa

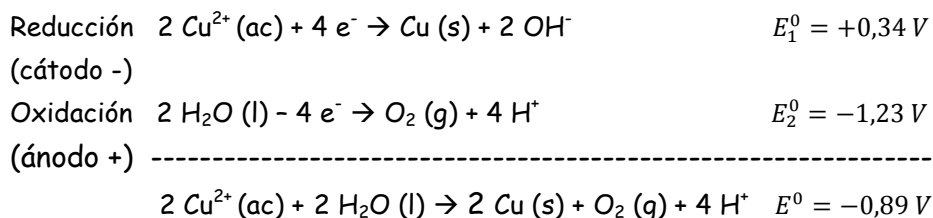
Electrólisis de NaCl en disolución acuosa

Tenemos **dos especies que pueden reducirse**, los iones Na^+ y el H_2O , sin embargo al ser el potencial de reducción del agua, $-0,83\text{ V}$, mayor que el del Na^+ , $-2,71\text{ V}$, será aquella quien se reduzca

	<table><tr><td>Reducción</td><td>$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-$</td><td>$E_1^0 = -0,83\text{ V}$</td></tr><tr><td>(cátodo -)</td><td></td><td></td></tr><tr><td>Oxidación</td><td>$2\text{Cl}^-(\text{ac}) - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$</td><td>$E_2^0 = -1,36\text{ V}$</td></tr><tr><td>(ánodo +)</td><td>-----</td><td></td></tr><tr><td></td><td></td><td>$E^0 = -2,19\text{ V}$</td></tr></table>	Reducción	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-$	$E_1^0 = -0,83\text{ V}$	(cátodo -)			Oxidación	$2\text{Cl}^-(\text{ac}) - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$	$E_2^0 = -1,36\text{ V}$	(ánodo +)	-----				$E^0 = -2,19\text{ V}$
Reducción	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-$	$E_1^0 = -0,83\text{ V}$														
(cátodo -)																
Oxidación	$2\text{Cl}^-(\text{ac}) - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$	$E_2^0 = -1,36\text{ V}$														
(ánodo +)	-----															
		$E^0 = -2,19\text{ V}$														

Electrólisis de CuSO_4 en disolución acuosa

Análogamente tenemos dos especies que pueden reducirse, los iones Cu^{2+} y el agua. Pero ahora el potencial de reducción del Cu^{2+} es mayor, $+0,34\text{ V}$, por lo que será la especie que se reduzca



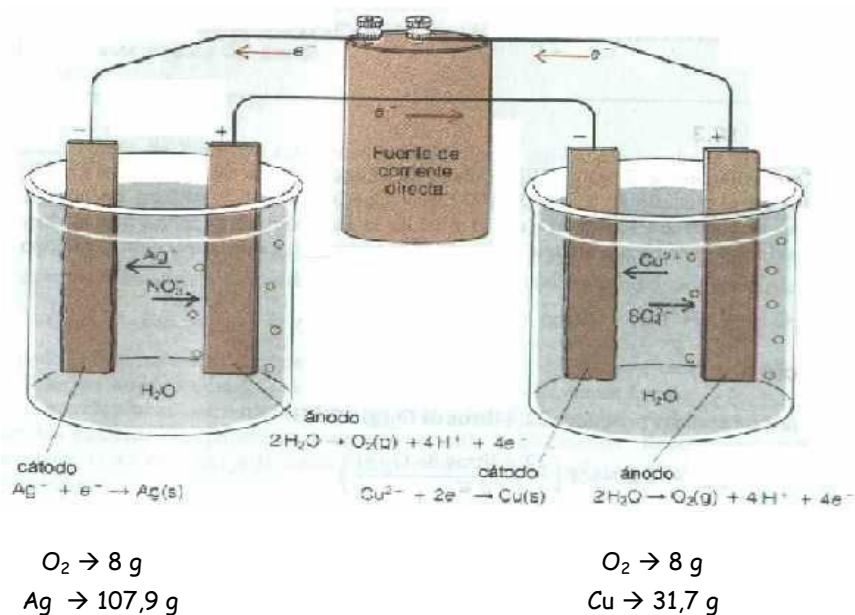
Leyes de Faraday

1.- La masa de las sustancias depositadas o liberadas en los electrodos durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que ha pasado por la cuba electrolítica.

2.- Para una misma cantidad de electricidad que pase por varias cubas conectadas en serie, las masas depositadas o liberadas en los electrodos son proporcionales a sus respectivos equivalentes químicos

ELECTRÓLISIS

Por ejemplo, al pasar 96500 C (1 mol de e^-) a través de distintos electrolitos (AgNO_3 y CuSO_4) vemos que se libera un equivalente de cada sustancia en los electrodos.



A partir de las dos leyes se deduce:

$$\frac{1 F = 96500 \text{ C}}{Q} = \frac{P_{eq}}{m}$$

Ecuación que permite calcular la masa de la sustancia liberada en un electrodo durante una electrólisis

Siendo : $\begin{cases} P_{eq} = \frac{P_m}{n} \\ Q = I \cdot t \end{cases}$	P _{eq} : peso equivalente Q: cantidad de electricidad (Culombios) I: intensidad de corriente (Amperios) T: tiempo (segundos) n: n° de electrones
--	---

Ejercicio:

Se hace pasar a través de una disolución de sulfato de cobre (II) una corriente de 0,2 A durante 10 min. Calcula:

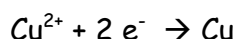
- a) El n° de gramos de cobre depositados
- b) El n° de átomos de cobre depositados
- c) Formula los procesos que tienen lugar y calcula la cantidad de electrones que circularon

Solución

a) El sulfato de cobre (II) se ioniza liberando Cu^{2+}



Si se deposita cobre es porque se reduce:



ELECTRÓLISIS

Siguiendo la fórmula:

$$\frac{1 F = 96500 C}{Q} = \frac{P_{eq}}{m}$$
$$P_{eq} = \frac{P_m}{n} = \frac{63,5}{2} g$$
$$Q = I \cdot t = 0,2 A \cdot 600 s = 120 C$$
$$\left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} \frac{96500 C}{120 C} = \frac{63,5}{2} \rightarrow m = 0,039 g \text{ de cobre se depositan}$$

b) $0,039 g \text{ de Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,5 g} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de Cu}} = 3,7 \cdot 10^{20} \text{ átomos de Cu se depositan}$

c)

En el cátodo tiene lugar la reducción $Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$

En el ánodo ocurre la oxidación, que no puede ser la de los iones sulfato porque en ellos el azufre está en su estado de oxidación más alto, por lo que tiene que ser la oxidación de los iones OH^- del agua con desprendimiento de oxígeno gaseoso $2 OH^- - 4 e^- \rightarrow O_2 + 2 H^+$

La cantidad de electrones que circulan depende de la carga que circuló:

$$120 C \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500 C} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } e^- \text{ circularon}$$