



CHEMISTRY

Chapter 21

4nd

SECONDARY

ELECTROQUÍMICA ELECTRÓLISIS I



 **SACO OLIVEROS**

PILA ECOLÓGICA

La situación:

A finales del siglo XVIII, el científico italiano Alessandro Volta produjo energía eléctrica con metales y líquidos. Con el tiempo, se consiguieron pilas de alta potencia y duración, que proporciona energía portátil.

El problema:

Cuando las pilas se extinguen, las tiramos a la basura pero las pilas contienen elevada toxicidad que amenaza nuestra salud, se indica que 35% de la contaminación de mercurio es ocasionado por las pilas que se incineran junto con la basura domestica, contaminando aguas subterráneas. Se calcula que una pila de reloj puede contaminar 6,5 millones de litros de agua.

Entonces, los ingenieros se preguntan:

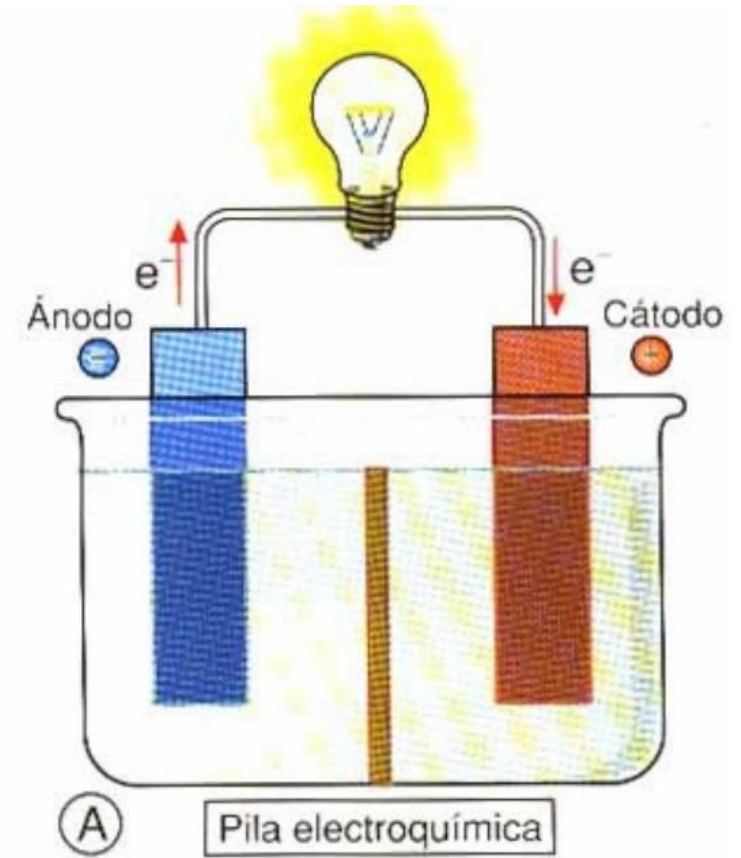
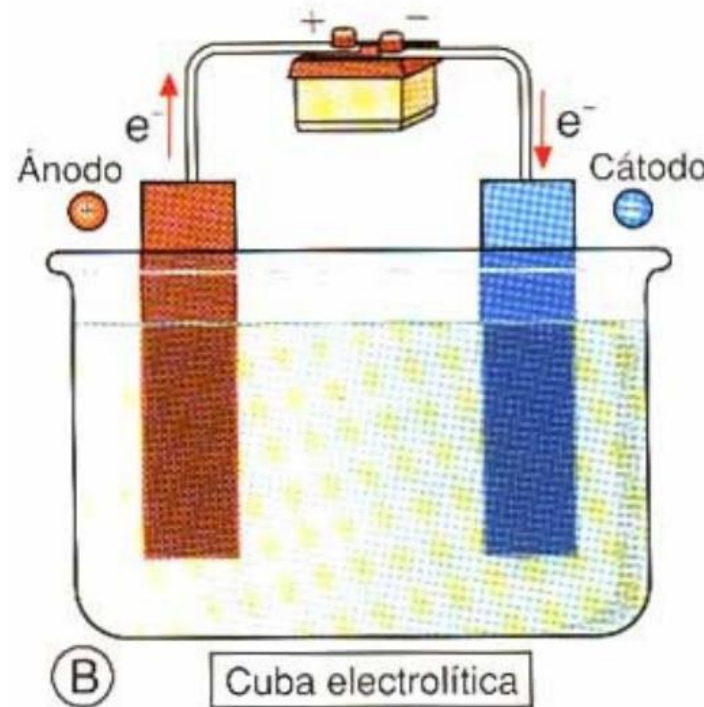
¿Cómo se podrá obtener una pila ecológica?



*Pila original
de Volta.*

ELECTROQUÍMICA

La electroquímica es parte de la química que se encarga de estudiar las transformaciones de la energía eléctrica en energía química o viceversa.



Ánodo	Cátodo
+	-
Salida	Entrada
oxidación	reducción

Signo
Movimiento de electrones
Semirreacción

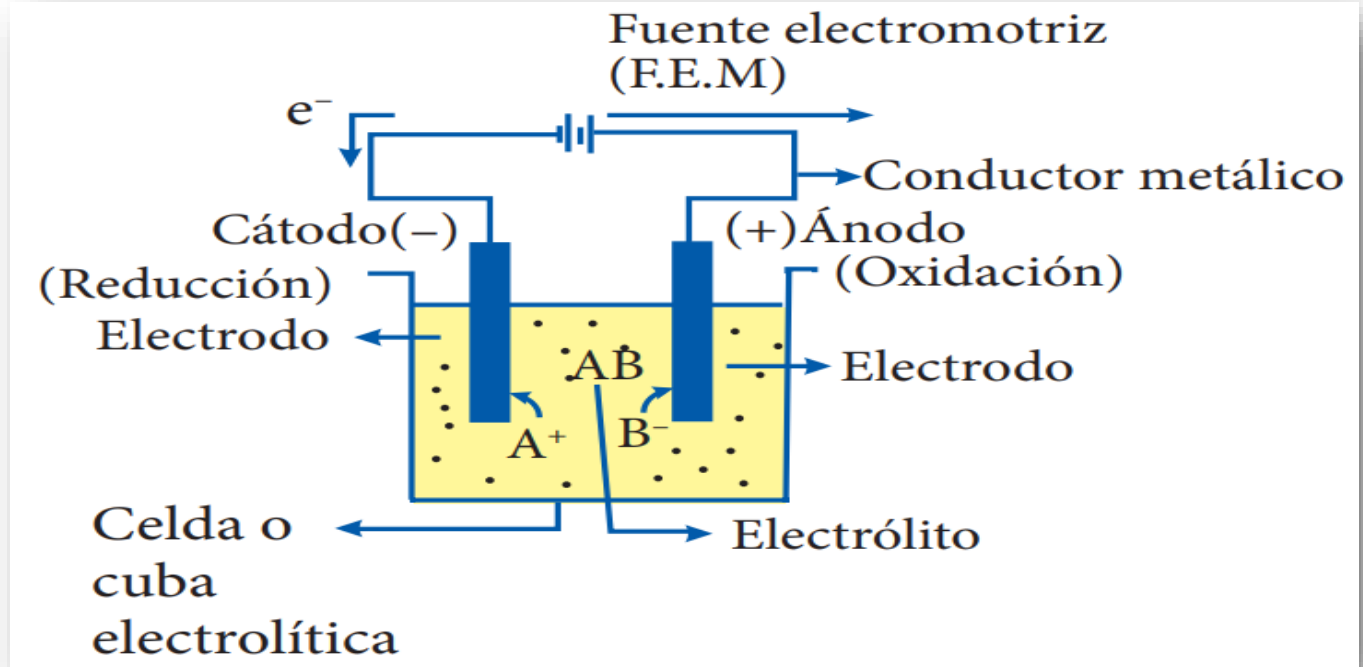
Ánodo	Cátodo
-	+
Salida	Entrada
oxidación	reducción

ELECTRÓLISIS

- Es el proceso en el cual se usa corriente eléctrica continua para producir una reacción redox y gracias a esto se descompone una sustancia.
- La electrolisis es un proceso químico no espontáneo.

Celda electrolítica

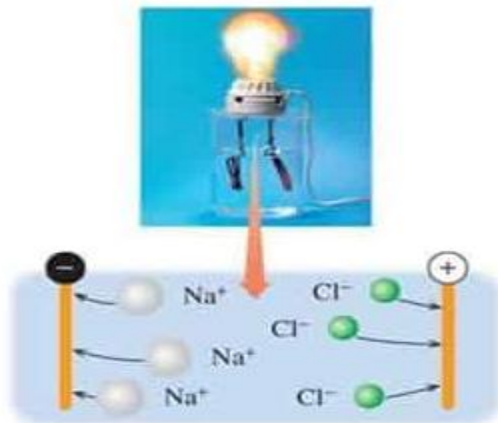
Es el dispositivo donde la energía eléctrica se convierte en energía química



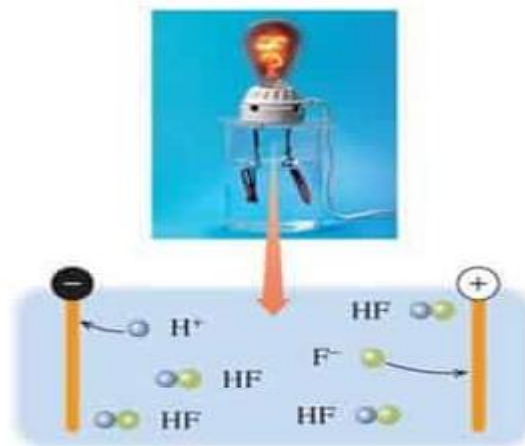


a. Electrolito: Es la sustancia que se reduce u oxida (generalmente), y que se encarga de lograr el circuito eléctrico. Los electrólitos son en su mayoría sustancias iónicas fundidas o en soluciones acuosas.

ELECTROLITO FUERTE



ELECTROLITO DÉBIL



NO ELECTROLITO

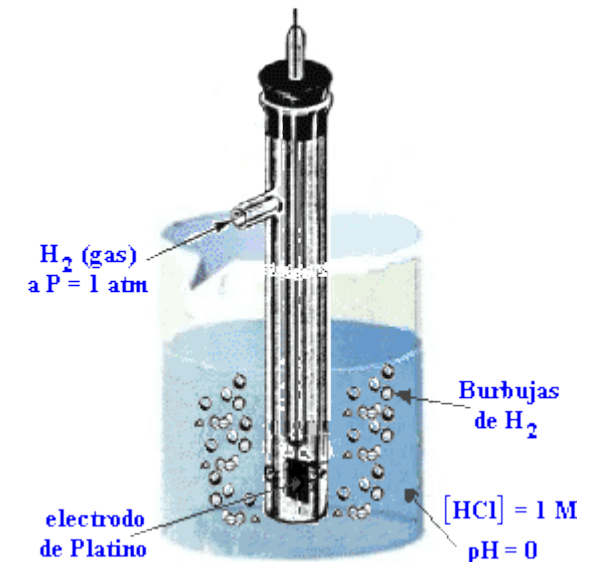
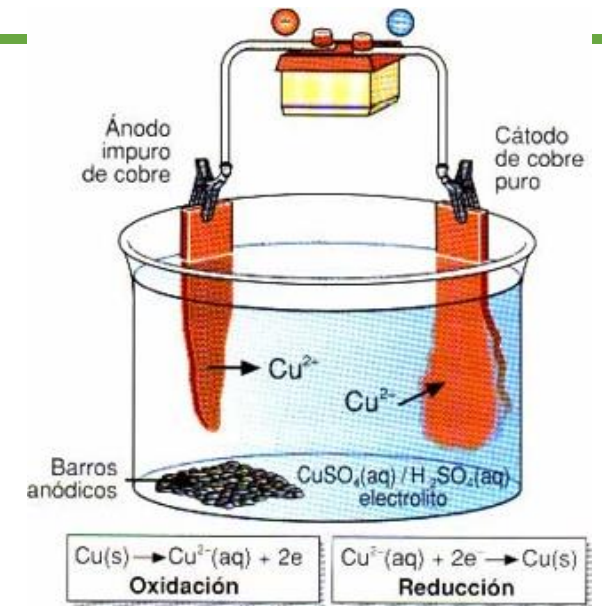




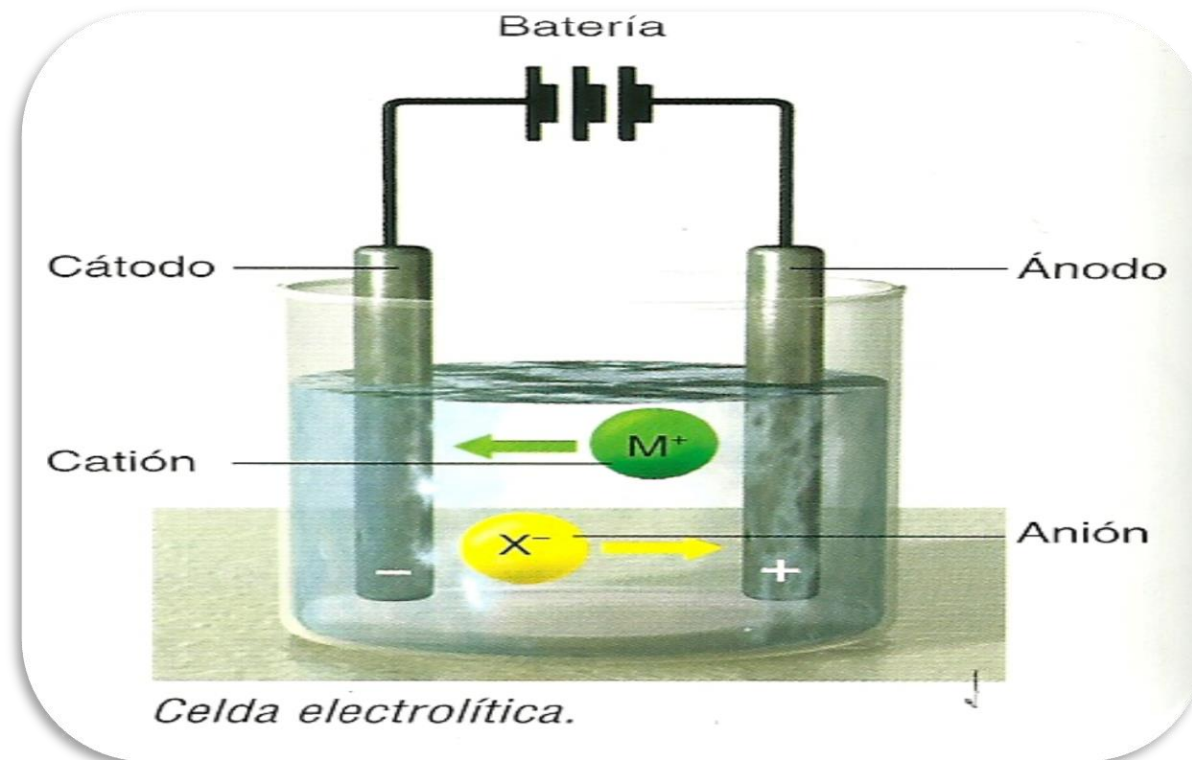
b. Electrodo: Es el material que se encarga de transmitir el flujo electrónico y es el lugar donde se produce **la oxidación (ánodo) y reducción (cátodo)**.

A. Electrodos activos: si participan en la reacción química, como por ejemplo: Cu, Fe, Pb, Zn, etc.

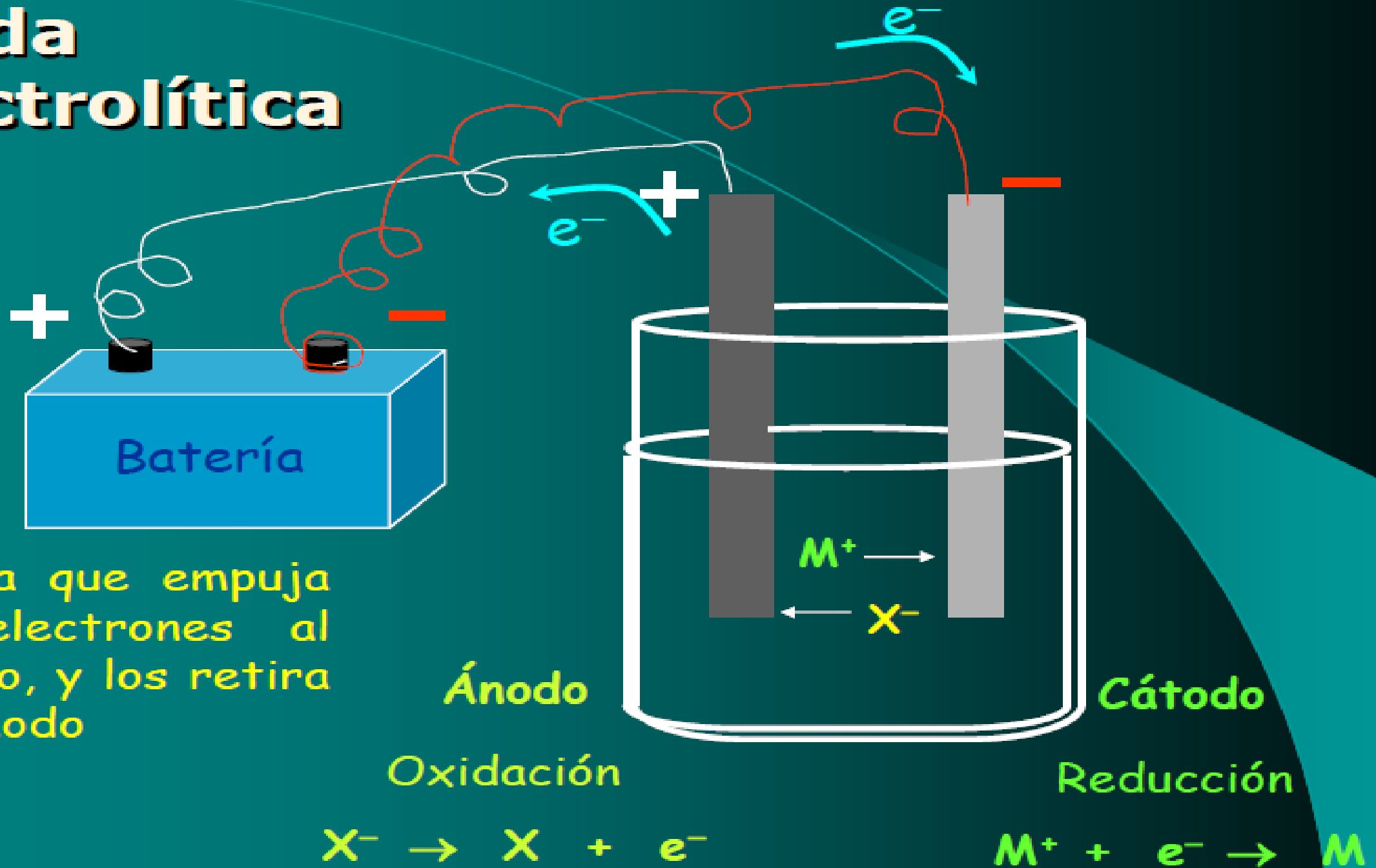
B. Electrodos inertes: no participan en la reacción química, como por ejemplo: Pt, C, Cd, etc.



- c. Fuente de energía:** Es una batería o pila.
- d. Conductor metálico:** Es el medio por donde circulan los electrones .



Celda electrolítica



Bomba que empuja los electrones al cátodo, y los retira del ánodo



PRODUCTOS DE LA ELECTRÓLISIS

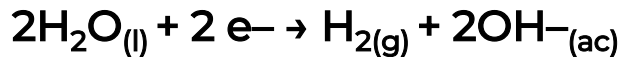
I. Electrólisis de las sales fundidas

1. El catión (M^{n+}) migra hacia el cátodo donde se reduce: $M^{n+} + n e^- \rightarrow M$

2. El anión (A^{n-}) migra hacia el ánodo donde se oxida: $A^{n-} \rightarrow A + n e^-$

II. Electrólisis de las soluciones acuosas

1. Los iones del grupo IA (Li^+ , Na^+ , K^+ ...) no se reducen en soluciones acuosas, porque sus potenciales de reducción son menores que los del agua que presenta $-0,83$ V, por lo tanto, el agua es la sustancia que se reduce en el cátodo liberando hidrógeno gaseoso.



2. Los cationes de transición (grupo B) Cu^{2+} , Ag^+ , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Au^{3+} se reducen con mayor facilidad que el agua hasta su estado elemental, ello se emplea en las electrodeposiciones como el cromado, plateado, cincado, etc, depositándose el metal en el cátodo y aumentando la masa de éste electrodo. $Ag^+_{(ac)} + 1 e^- \rightarrow Ag_{(s)}$

3. Los oxoaniones, nitrato NO_3^{1-} , sulfato SO_4^{2-} , fosfato PO_4^{3-} , carbonato CO_3^{2-} , permanganato MnO_4^{1-} no se oxidan, el agua tiene mayor facilidad para oxidarse, liberando oxígeno gaseoso (O_2) en el ánodo. $2H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} + 4 e^-$

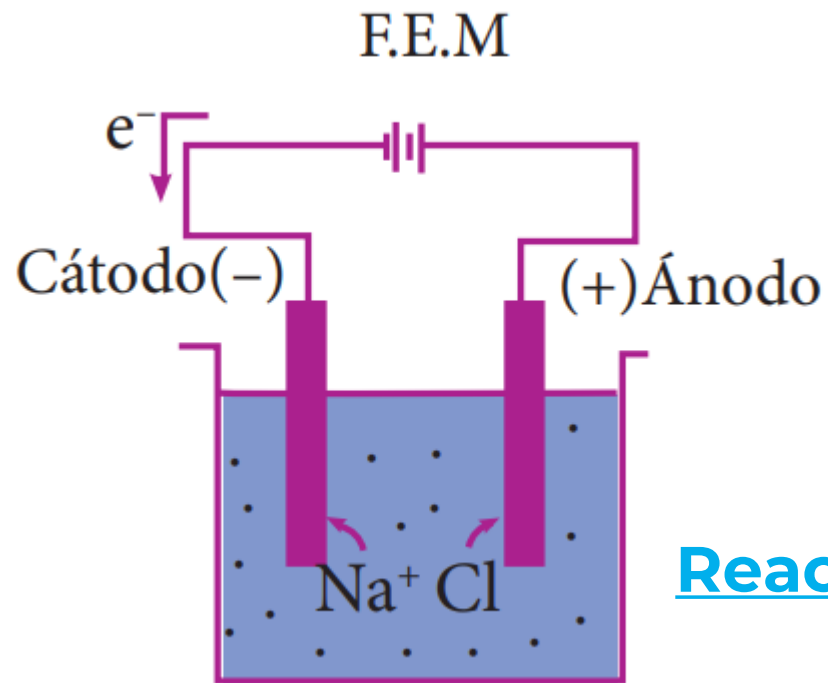
4. Los aniones Cloruro Cl^- , bromuro Br^- y Yoduro I^- en medio acuoso se oxidan hasta Cl_2 , Br_2 y I_2 . $2Cl^- \rightarrow Cl_{2(g)} + 2 e^-$

5. Cuando se electroliza una disolución acuosa diluida, el soluto no experimenta ningún cambio químico; solo el agua se reduce y oxida a la vez produciendo H_2 en el cátodo y O_2 en el ánodo.

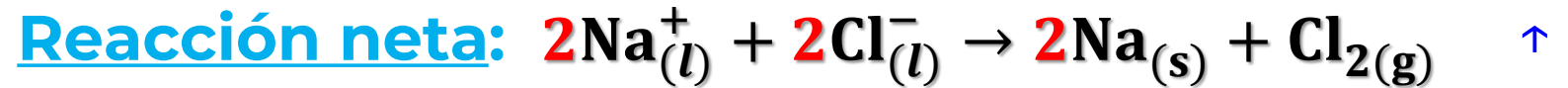
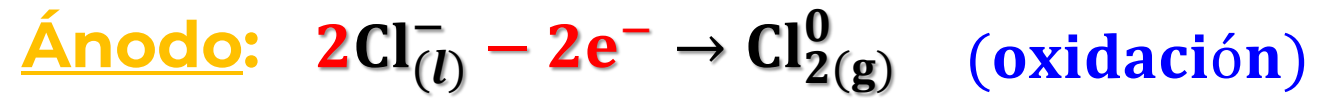
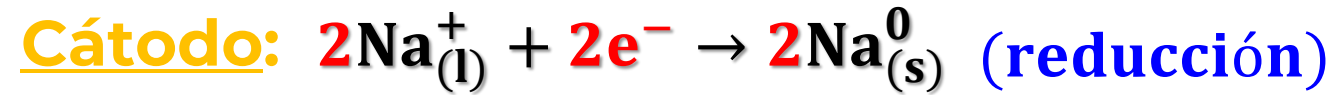


Ejemplos de un proceso de electrólisis

1. Electrólisis del NaCl fundido

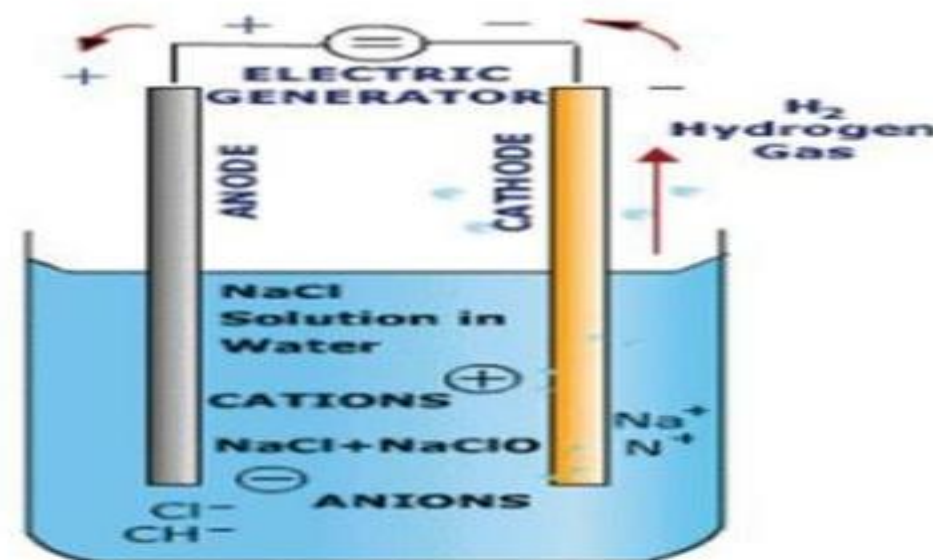


Semireacciones:

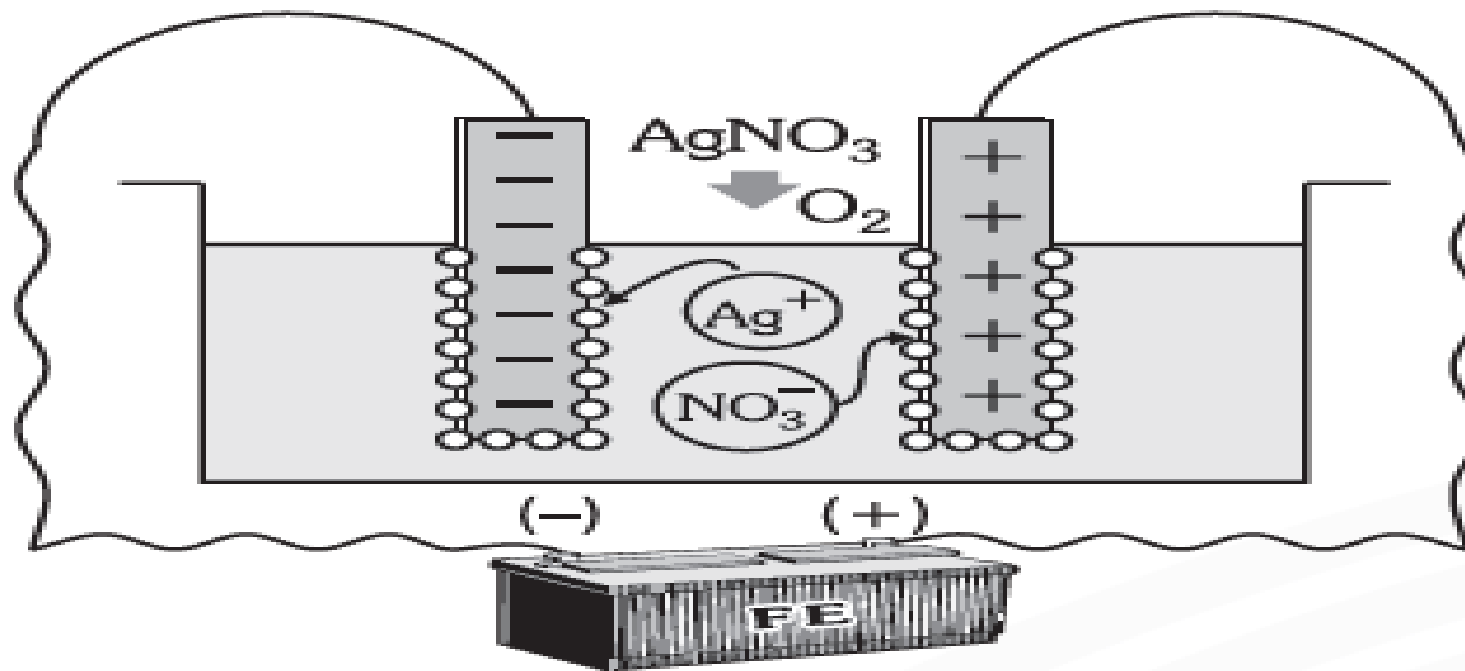


2. Electrólisis de una solución acuosa de NaCl

- En la electrolisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio no se obtiene cloro y sodio sino cloro e hidrógeno.
- Dados los potenciales de reducción del agua ($E^0 = -0,83V$) y del sodio ($E^0 = -2,71V$), la reducción que tiene lugar es la del agua ya que el sodio tiene mucha menos tendencia a reducirse.
- El proceso global que tiene lugar es:
Ánodo: $2 Cl \rightarrow Cl_2 + 2e^-$
Cátodo: $2 H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$
- Se obtiene hidrógeno y cloro que se desprenden en forma de burbujas. En la disolución queda NaOH disociado.



3. Electrólisis de una solución acuosa de AgNO_3

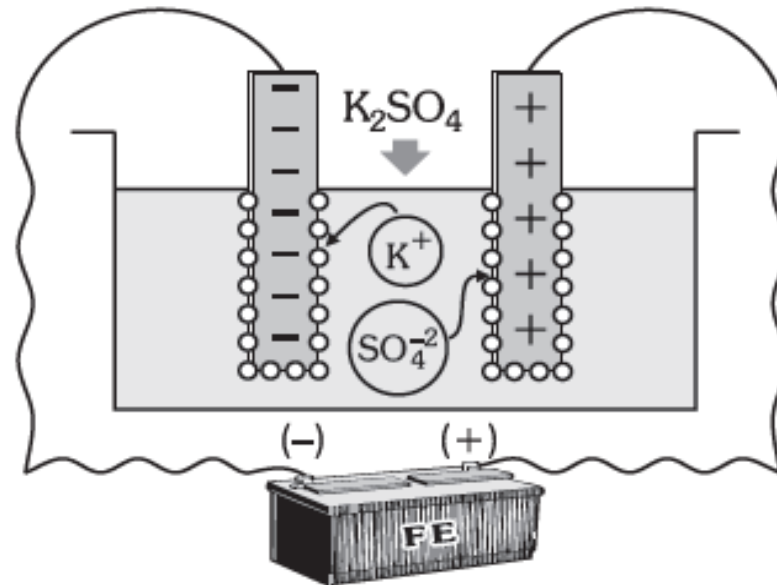


Conclusiones

- En el cátodo: $(-) \text{Ag}^+ - 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$
- En el ánodo: $(+)$



4. Electrólisis de una solución acuosa de K_2SO_4



- En el cátodo: (-)
$$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 \uparrow + 2(OH)^-$$
- En el ánodo: (+)
$$2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2 + 4H^+$$

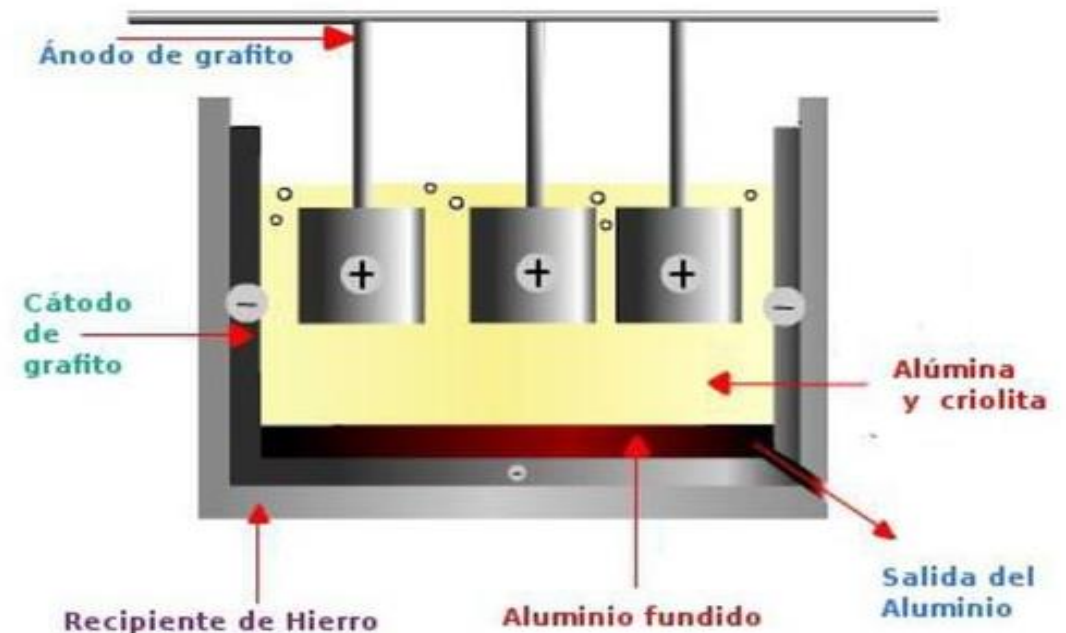
Aplicaciones:

Los procesos electrolíticos son ampliamente empleados en la industria, a pesar del alto consumo de energía eléctrica que suponen.

Algunas de sus aplicaciones más importantes son:

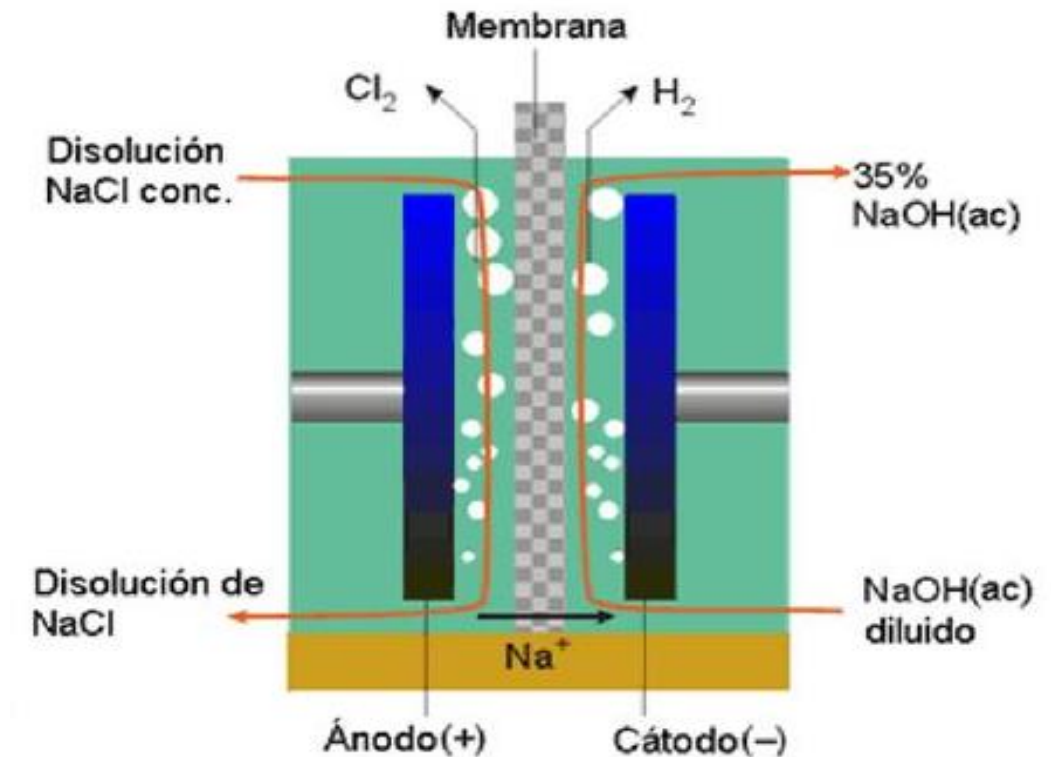
I. PRODUCCIÓN DE ALGUNOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Algunos elementos químicos como el Na, K, Ca, Mg, Al, Cl₂, etc., se obtienen por electrólisis.
Por ejemplo:



II. PRODUCCIÓN DE COMPUESTOS DE IMPORTANCIA COMERCIAL

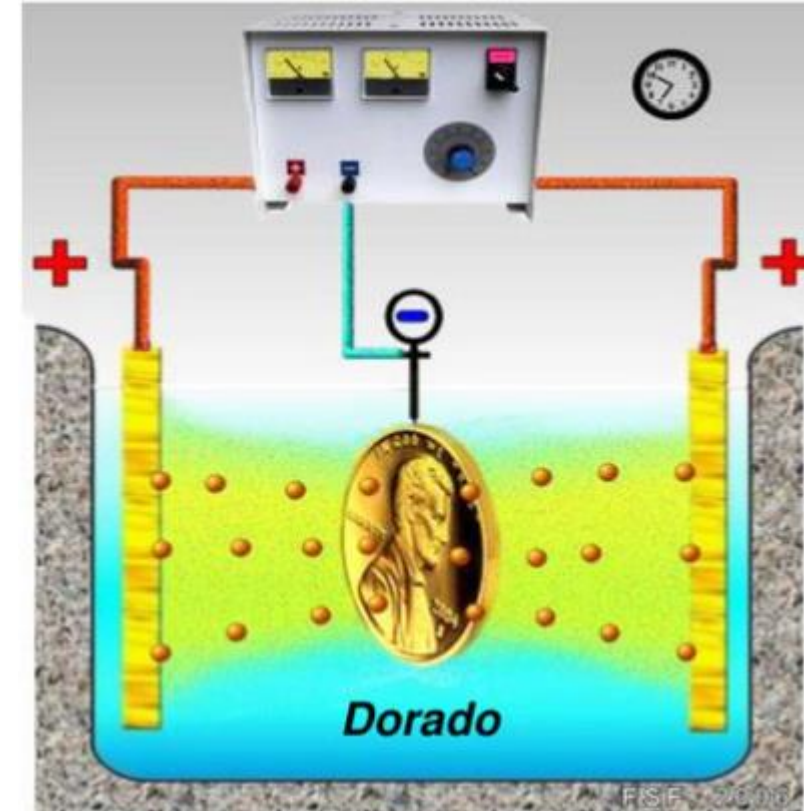
Por ejemplo, la obtención de NaOH a partir del NaCl en disolución acuosa:



III. RECUBRIMIENTOS METÁLICOS

Se trata de cubrir un metal barato con otro metal más noble con fines decorativos (dorado, plateado, cromado, etc.) o para proteger de la corrosión (galvanizando con Zn, por ejemplo).

Se utiliza como cátodo el elemento a bañar y como electrólito una disolución que contenga cationes del metal con el que se quiere cubrir.



dorado, niquelado, plateado, cromado, cincado, cobreado, etc

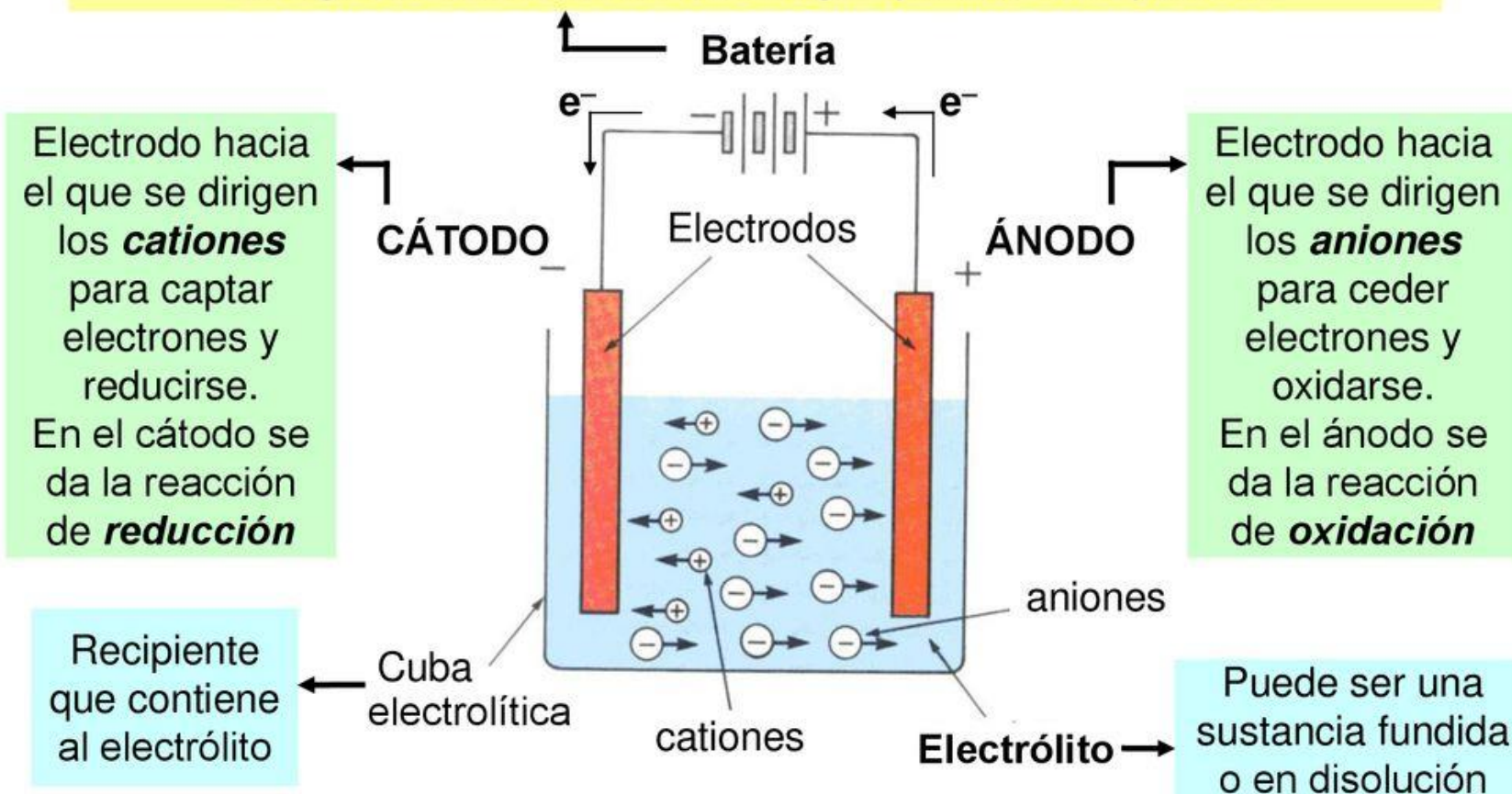
IV. Purificación de metales:

Por ejemplo, la purificación del cobre es muy útil porque su conductividad eléctrica depende de su pureza. El cobre que queremos purificar se usa de ánodo, de cátodo una barra de cobre puro, y como electrólito una disolución de CuSO_4 . El trozo de cobre impuro disminuye mientras aumenta la barra de cobre puro.



ELECTROQUÍMICA II: ELECTRÓLISIS

Proporciona la corriente eléctrica, que ha de ser continua y con voltaje suficiente para que tenga lugar la reacción redox. Proporciona la energía necesaria para poner a los electrones en movimiento. Finalmente esa energía se transformará en energía química en el proceso

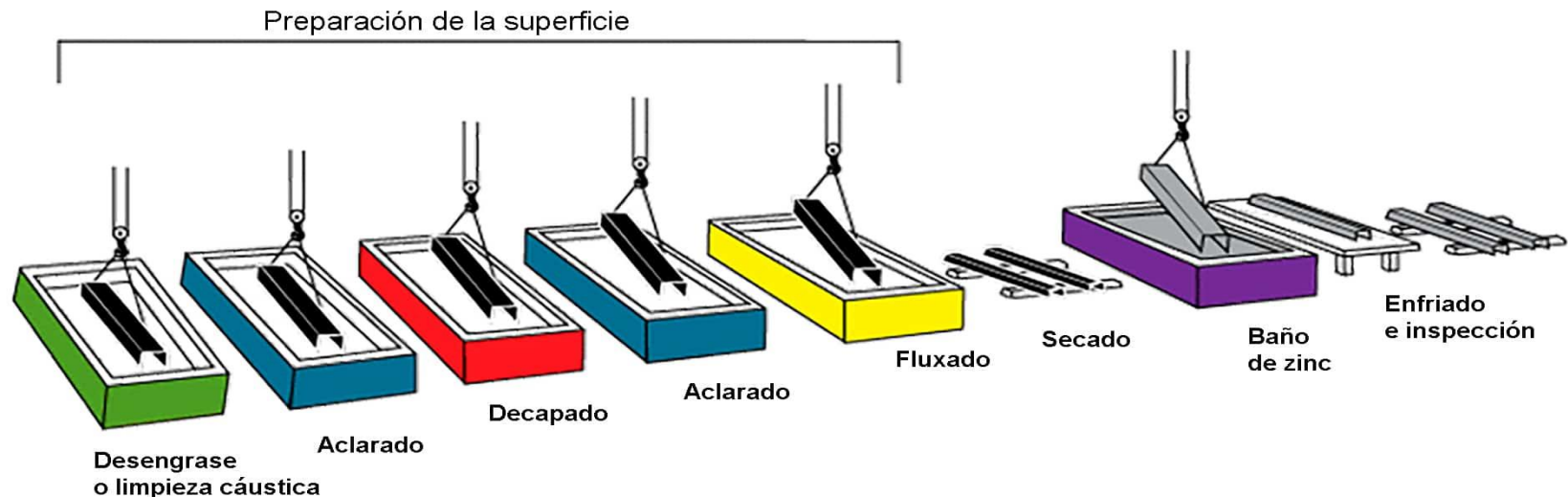


Pregunta N°1

1. El recubrimiento de hierro con una capa de zinc mediante electrodeposición es llamado Galvanizado.

Resolución:

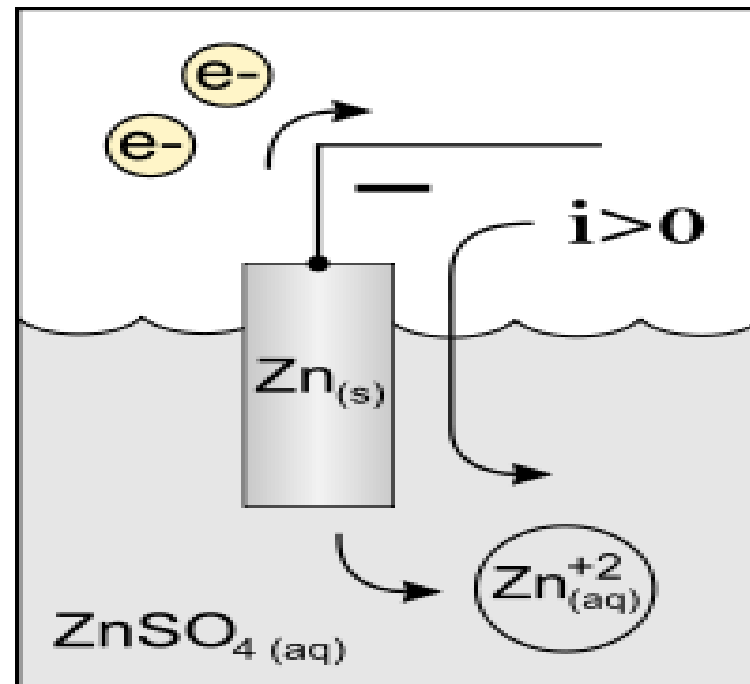
Galvanizado. Proceso que evita la oxidación de purezas de hierro recubriendo (electrodeposición) con una capa de Zinc.



Pregunta N°2

Complete:

El anión se aproxima al Ánodo y sufre una oxidación.

Resolución:**ÁNODO**

Electrodo hacia el que se dirigen los **aniones** para ceder electrones y oxidarse. En el ánodo se da la reacción de **oxidación**



Pregunta N°3

Escriba verdadero (v) o falso (F) según corresponda:


- a. El cátodo es el electrodo donde se depositan los metales. ()
- b. En la oxidación ~~V~~ se pierden electrones ()
- c. El agente reductor experimenta la oxidación. ()
- d. En ~~V~~ el ánodo ocurre la reducción ()

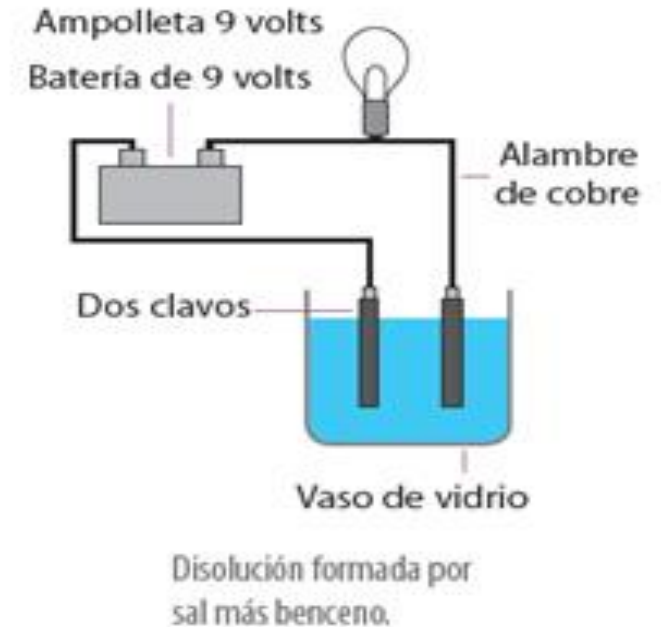
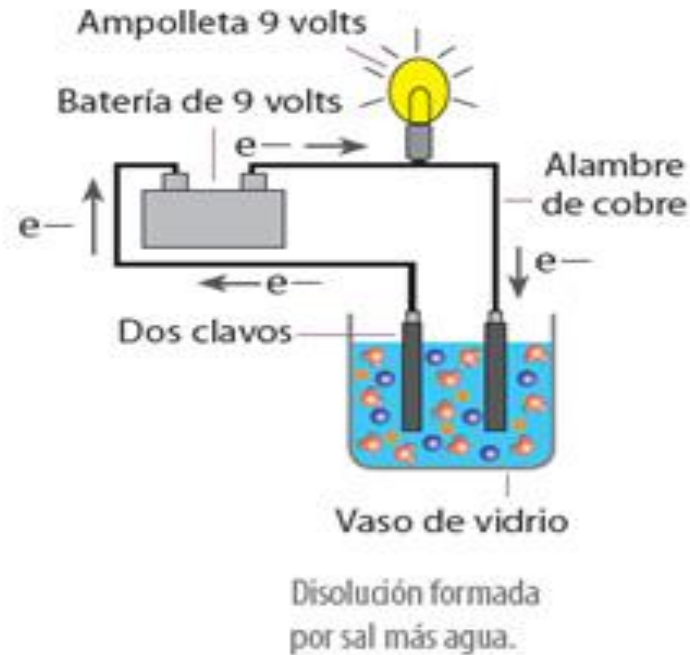
V

F

Pregunta N°4

No es un electrolito:

- a) $\text{NaCl}_{(l)}$
- b) $\text{CuSO}_{4(ac)}$
- c) $\text{NaOH}_{(ac)}$
-  $\text{C}_6\text{H}_{6(l)}$

Resolución:

Los compuestos iónicos disueltos en agua o en estado líquido conducen la electricidad (conductores de segunda especie)



Pregunta N°5

Respecto a la electrólisis, seleccione la(s) proposición (es) correcta(s):

- I. Consiste en la transformación de la energía eléctrica en energía química.
- II. Los productos de la electrólisis de una sal en solución acuosa no dependen de la concentración.
- III. La energía eléctrica del NaCl fundido es mayor que en el NaCl(ac).

A) Solo I B) Solo III C) I y II D) I y III

**Resolución:**

I. La electrólisis es un proceso en el que se emplea la energía eléctrica continua para generar reacciones químicas redox no espontáneas. En un proceso electrolítico la energía eléctrica permite romper los enlaces interatómicos, por consiguiente la energía eléctrica se transforma en energía química.

VERDADER

O

II. Los productos de un proceso electrolítico dependen de la concentración de la solución. El NaCl diluido produce en el cátodo H_2 y O_2 en el ánodo y el NaCl concentrado, H_2 en el cátodo y Cl_2 en el ánodo.

FALS

O

III. La energía eléctrica consumida en un proceso electrolítico es proporcional a la fuente de energía eléctrica (pila, batería, etc.).

VERDADER

O



Pregunta N°6

Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

Casos	En el cátodo	En el ánodo
NaCl (concentrado en agua)	$\text{H}_{2(g)}$ (V)	$\text{Cl}_{2(g)}$ (V)
NaCl (fundido)	$\text{Na}_{(l)}$ (V)	$\text{Cl}_{2(g)}$ (V)
KI (concentrado en agua)	$\text{H}_{2(g)}$ (V)	$\text{I}_{2(s)}$ (V)

ESPECIES IÓNICAS EN DISOLUCIÓN ACUOSA QUE NO PARTICIPAN EN EL PROCESO REDOX

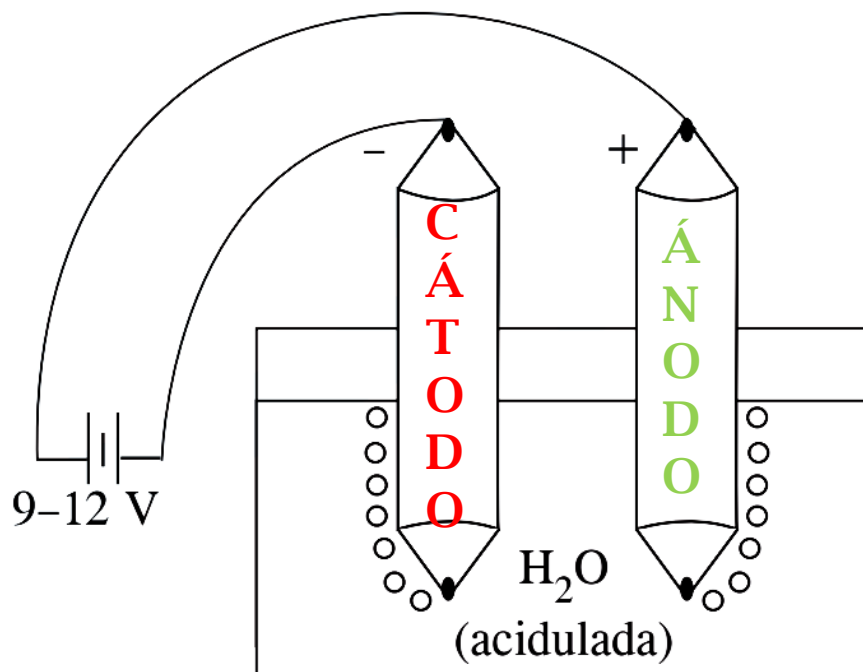
- ✓ **Cationes:** Los metales alcalinos (Li^{+1} , Na^{+1} , K^{+1} , Rb^{+1} y Cs^{+1}) no se reducen porque su potencial de reducción es menor que la del agua (-0,83 voltios)
- ✓ **Aniones:** Los oxianiones como el nitrato (NO_3^{-1}), sulfato (SO_4^{-2}), fosfato (PO_4^{-3}), perclorato (ClO_4^{-1}) y permanganato (MnO_4^{-1}) principalmente no se oxidan porque el átomo central actúa con su máximo número de oxidación, el agua es quien se oxida obteniéndose $\text{O}_{2(g)}$.

Pregunta N°7

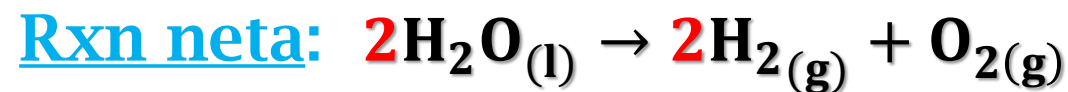
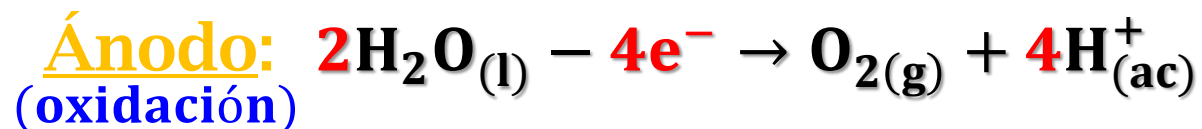
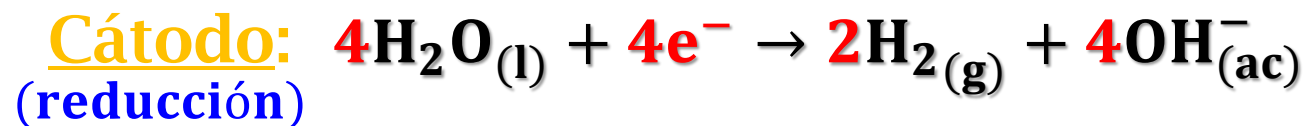
De acuerdo al gráfico, señale el gas liberado en:

El cátodo: Hidrógeno

El ánodo: Oxígeno



Semireacciones:



Se forma oxígeno en el ánodo y en el cátodo se obtiene hidrógeno