



ce
pre
UNI

Química

ELECTROQUÍMICA II

CICLO
Preuniversitario

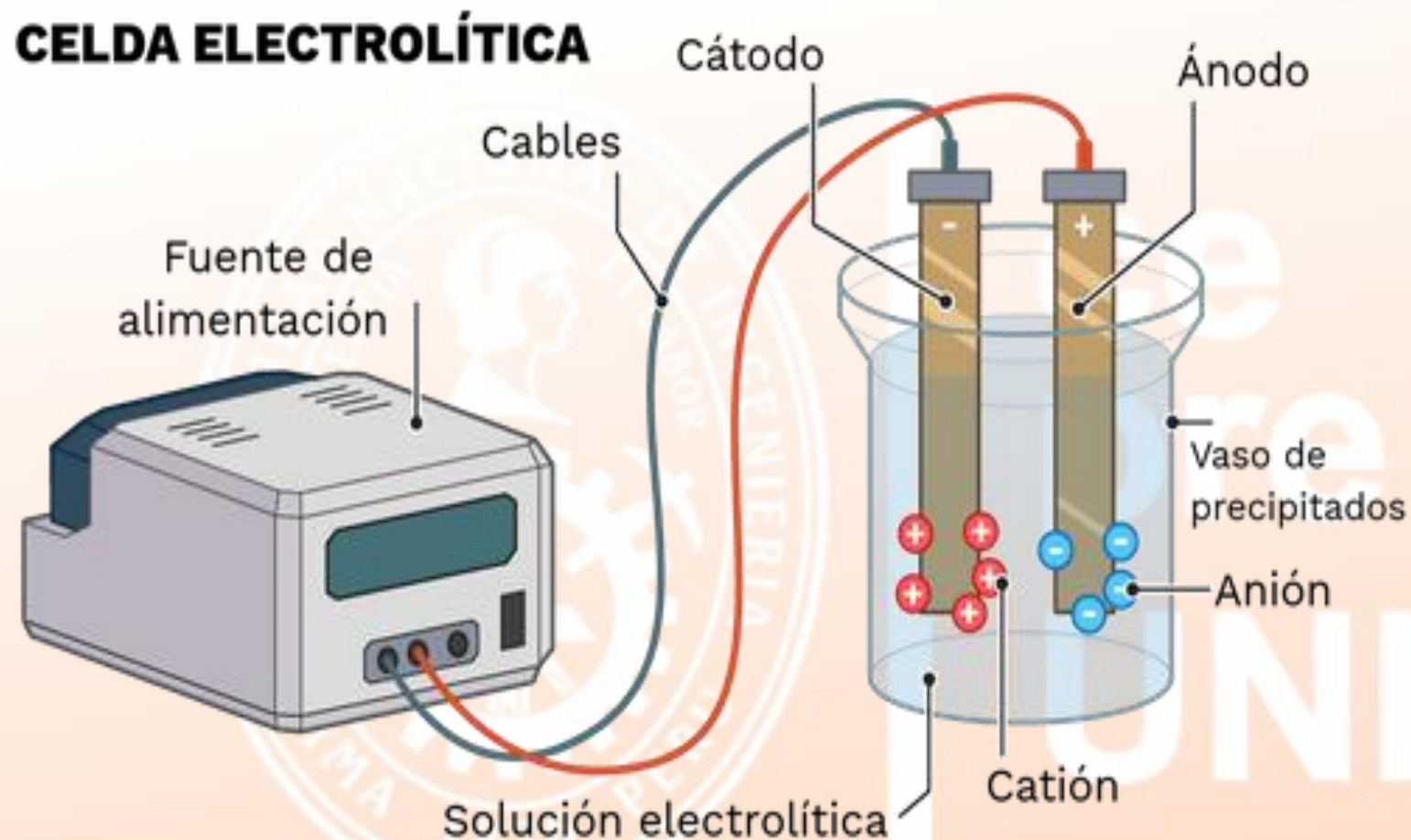
2024-I



Celdas electrolíticas

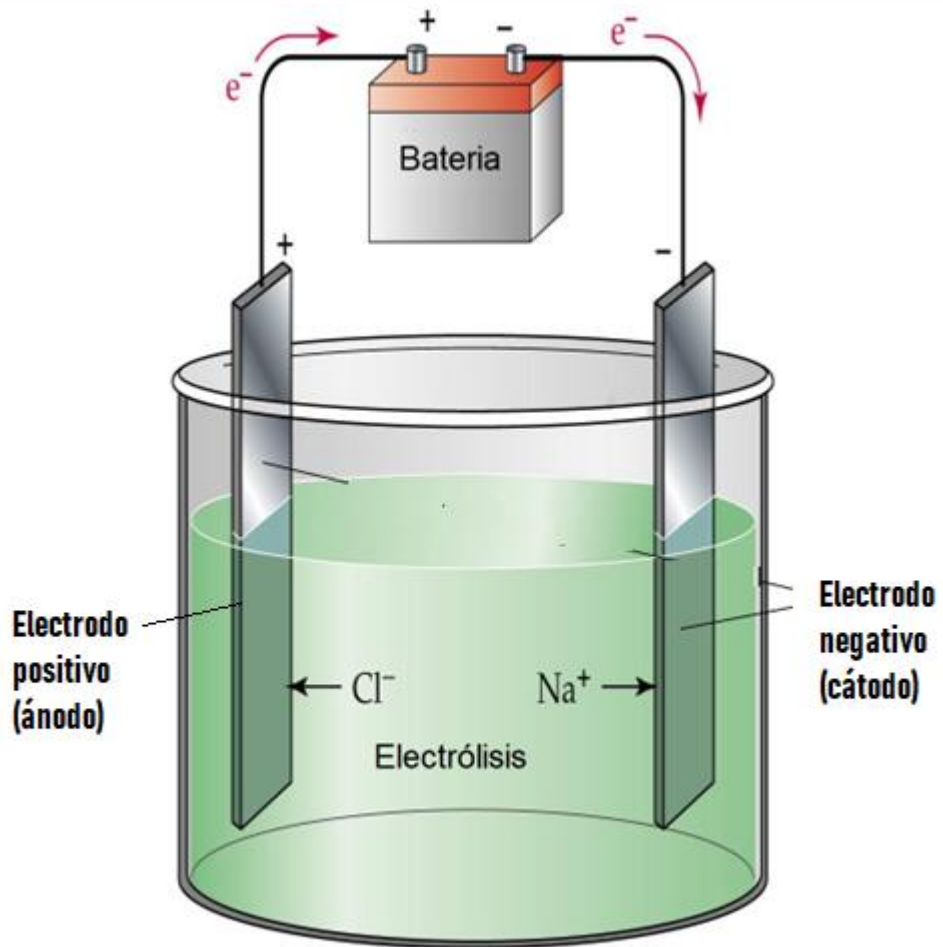
Una celda electrolítica es aquel dispositivo físico, donde se lleva a cabo la electrólisis.

La electrólisis es un proceso por el que se genera una reacción química, no espontánea, gracias al suministro de una corriente eléctrica (continua) de una fuente externa.



Celdas electrolíticas:

Componentes



Algunas aplicaciones industriales

Refinación del cobre



Galvanizado electrolítico



PREGUNTA 01

Respecto a la electrolisis, señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F)

- I. La electrólisis es un proceso por el cual se produce la descomposición de sustancias compuestas.
- II. El electrodo positivo se denomina ánodo.
- III. Se utiliza corriente eléctrica continua generada exclusivamente por celdas galvánicas.

A) VVF B) VFF C) VVV D) FVF E) FFV

Rpta: A

PREGUNTA 02

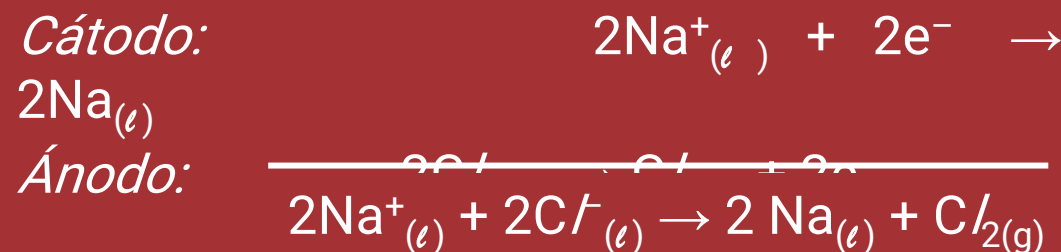
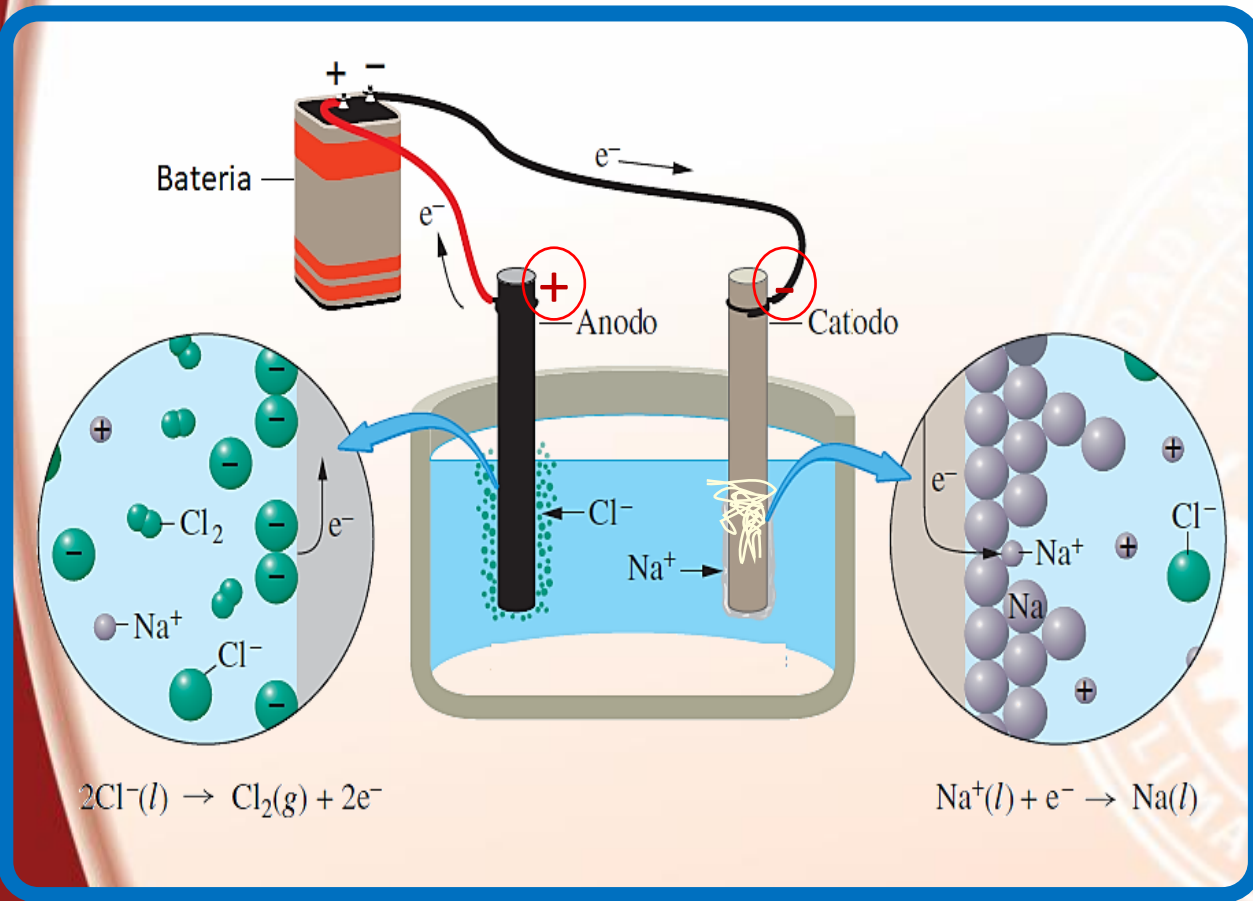
La electrólisis es un proceso que se utiliza en la producción de diferentes elementos y compuestos. ¿Cuál de las siguientes opciones describe una aplicación de la electrólisis?

- A) La producción de metales activos como el oro o la plata.
- B) La síntesis de compuestos como el dióxido de carbono.
- C) La producción de elementos metálicos como el cobre.
- D) La producción de hidrógeno a partir de agua.
- E) La producción de energía eléctrica a partir de la oxidación de metales.

Rpta: D

Celdas electrolíticas: Electrólisis de sales haloideas fundidas.

Electrólisis del NaCl fundido ($T > 801^{\circ}\text{C}$)
(con electrodos inertes de grafito)

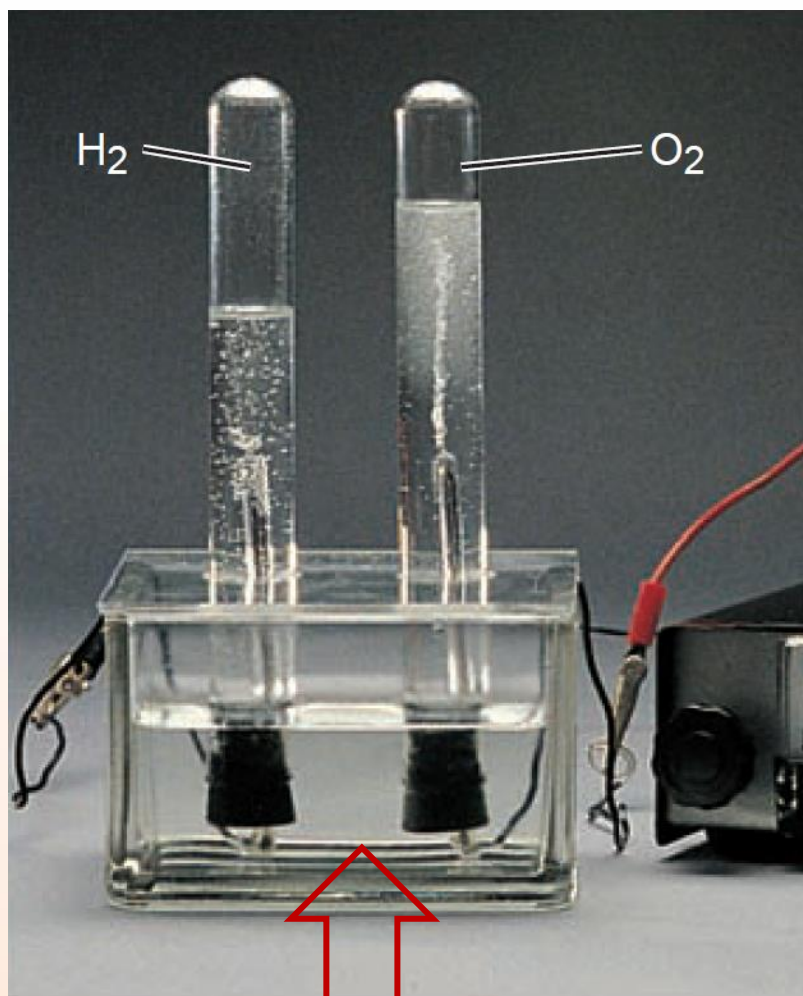


Producto catódico: Sodio metálico (Na)
Producto anódico: Cloro gaseoso (Cl_2)

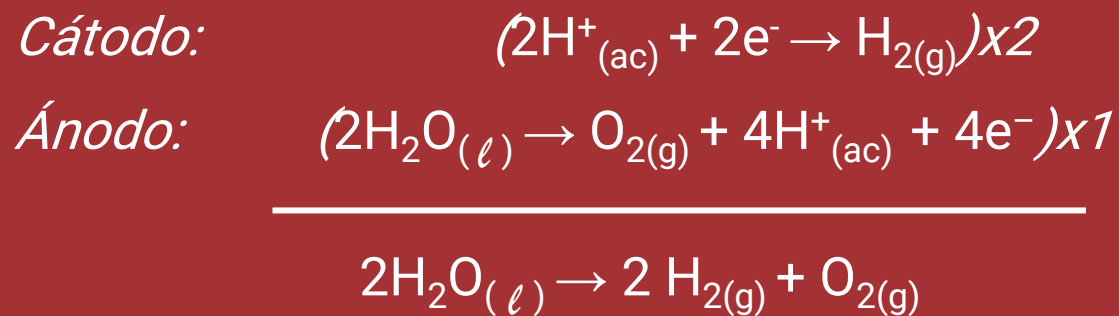
La ventaja de esta electrólisis de sustancias binarias fundidas, es que se obtiene elementos puros tanto en el ánodo y cátodo.

Celdas electrolíticas: Electrólisis del agua acidulada diluida

Electrólisis del agua (medio ácido)



Solución diluida de H_2SO_4



Producto catódico: Hidrógeno gaseoso (H_2)

Producto anódico: Oxígeno gaseoso (O_2)

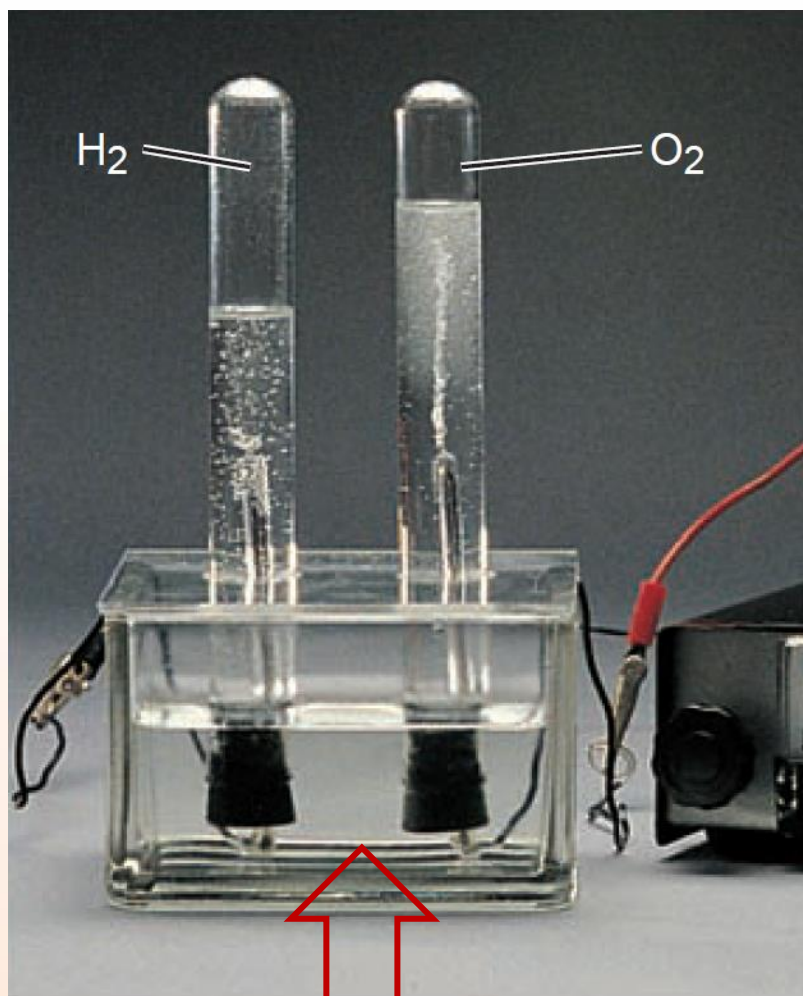
Los iones hidronio (H^+) que se disocian del ácido se reducen en el cátodo.

Reglas prácticas para predecir los productos de la electrolisis de soluciones

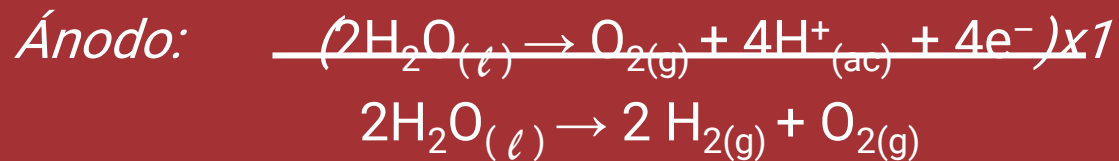
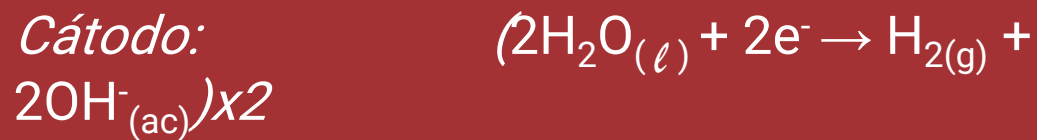
CATIONES	ANIONES
Los cationes metálicos del grupo IA o IIA (Na^+, K^+, Ca^{2+}, Ba^{2+}, etc.) en medio acuoso no se reducen, se reduce el agua, generando $\text{H}_{2(g)}$ en el cátodo. $2\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-_{(\text{ac})}$ Los cationes de metales de transición, como por ejemplo Ag^+, Zn^{2+}, Cu^{2+}, Au^{3+}, etc., en medio acuoso se reducen en el cátodo.	Los oxianiones (SO_4^{2-}, NO_3^-, CO_3^{2-}, MnO_4^-, etc.) no se oxidan en el medio acuoso, es el agua el que tiene mayor facilidad para oxidarse, generando $\text{O}_{2(g)}$ en el ánodo. $2\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 4\text{H}^+_{(\text{ac})} + 4\text{e}^-$

Celdas electrolíticas: Electrólisis del agua acidulada diluida

Electrólisis del agua (medio neutro)



Solución diluida de Na_2SO_4



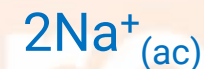
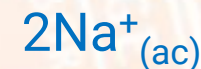
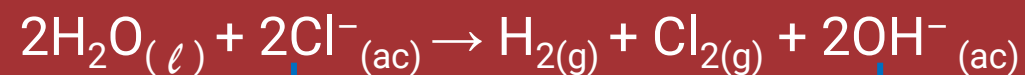
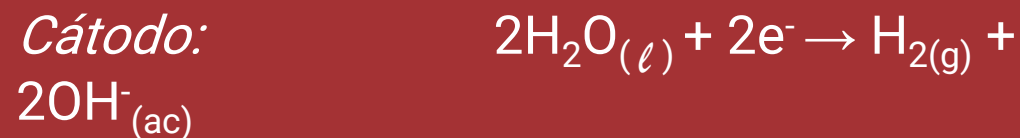
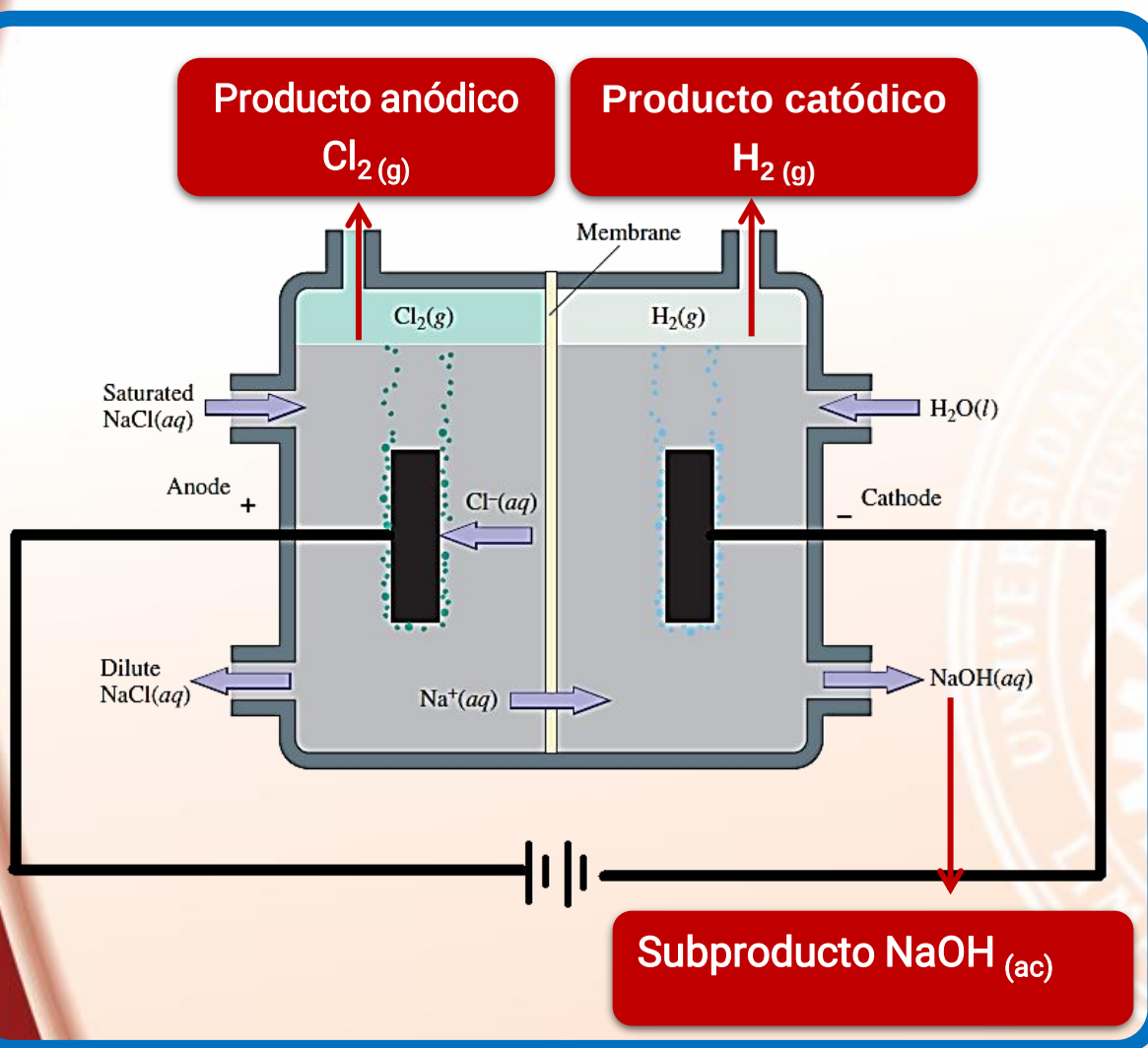
Producto catódico: Hidrógeno gaseoso (H_2)

Producto anódico: Oxígeno gaseoso (O_2)

El agua (H_2O) se oxida y se reduce en este proceso.

Celdas electrolíticas Electrólisis de sales acuosas.

Electrólisis del $\text{NaCl}_{(ac)}$ concentrado



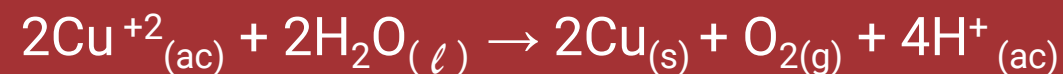
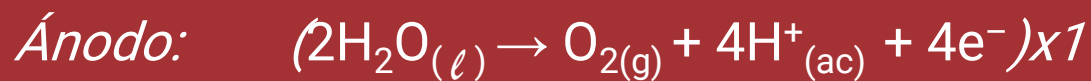
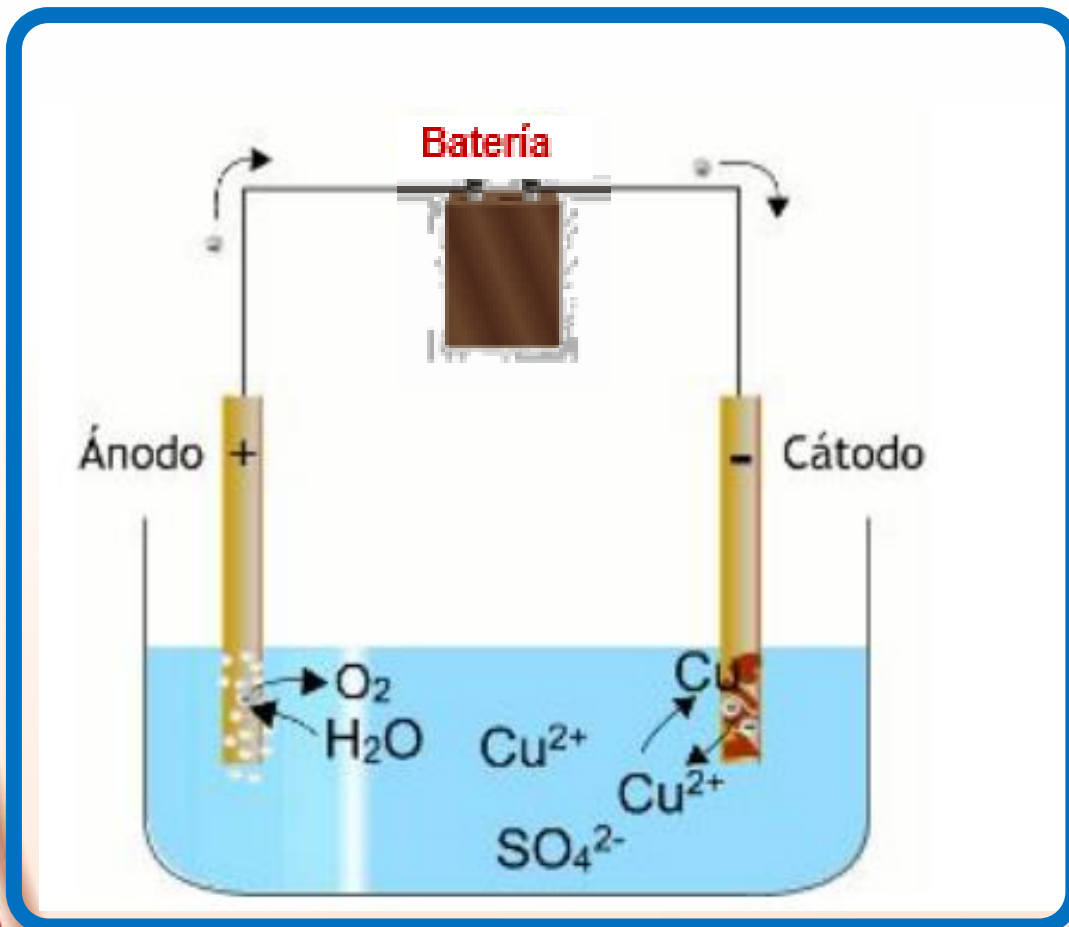
Producto catódico: Hidrógeno gaseoso (H_2)

Producto anódico: Cloro gaseoso (Cl_2)

El agua (H_2O) se oxida y se reduce en este proceso.

Celdas electrolíticas: Electrólisis de solución de CuSO_4

Electrólisis de $\text{CuSO}_{4(ac)}$



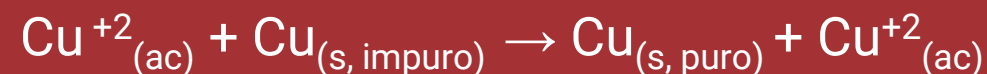
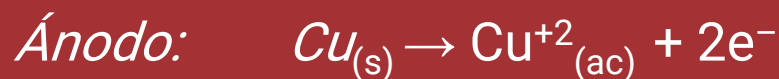
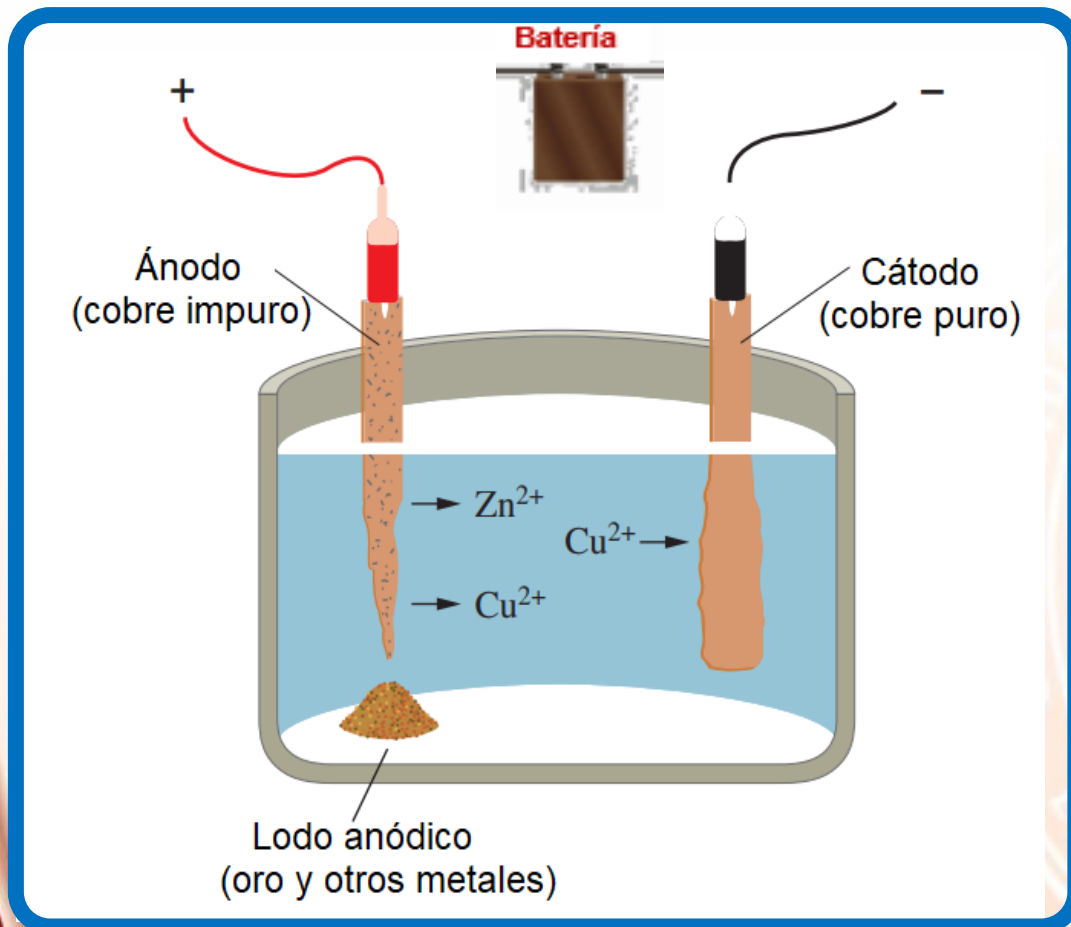
Producto catódico: Cobre metálico (Cu)

Producto anódico: Oxígeno gaseoso (O_2)

Para que el agua reaccione en el ánodo, el ánodo debe ser un electrodo inerte como el grafito (C) o platino (Pt).

Celdas electrolíticas: Electrólisis de solución de CuSO_4

Electrólisis de $\text{CuSO}_{4(ac)}$



Producto catódico: Cobre metálico alta pureza (Cu)

Producto anódico: Ion cúprico (Cu)

Para refinar un metal, en el ánodo debe ir el metal impuro, y en el cátodo se deposita el metal refinado, es decir, de alta pureza.

PREGUNTA 03

En una celda electrolítica con electrodos inertes y teniendo como electrolito una solución acuosa de cloruro de magnesio concentrado (MgCl_2) se cumple que:

- I. En el cátodo se produce oxígeno.
- II. En el ánodo se oxida el ion cloruro produciendo cloro molecular.
- III. En el electrodo negativo se reduce el agua.

- A) Solo I
- B) I y II
- C) Solo III
- D) II y III
- E) I, II y III

Rpta: D

PREGUNTA 04

En la electrólisis del agua con electrolito neutro (NaHCO_3), determine la proposición correcta.

- A) En el cátodo se obtiene el hidrógeno.
- B) En el ánodo se obtiene el ion hidronio (H^+) como subproducto.
- C) Los iones bicarbonato se reducen en el ánodo.
- D) En el agua tiene mayor facilidad para oxidarse, formando hidrógeno gaseoso.
- E) El pH es aumenta con el transcurrir de la reacción.

Rpta: A

PREGUNTA 05

Respecto a la electrólisis del sulfato de cobre (III) acuoso con ánodo de grafito, podemos afirmar:

- I. En el ánodo se libera Oxígeno.
- II. En el cátodo se deposita el metal.
- III. La solución después de la electrólisis vira a la fenolftaleína a rojo grosella.

- A) Sólo I
- B) I y II
- C) I y III
- D) Sólo III
- E) I, II y III

Rpta: B

PREGUNTA 06

En la electrólisis de la solución acuosa concentrada de NiCl_2 , con electrodos de níquel metálico, podemos afirmar:

- I. El níquel metálico se deposita en el cátodo.
- II. El oxígeno gaseoso se produce en el ánodo.
- III. El agua se reduce, ganando electrones en el cátodo.

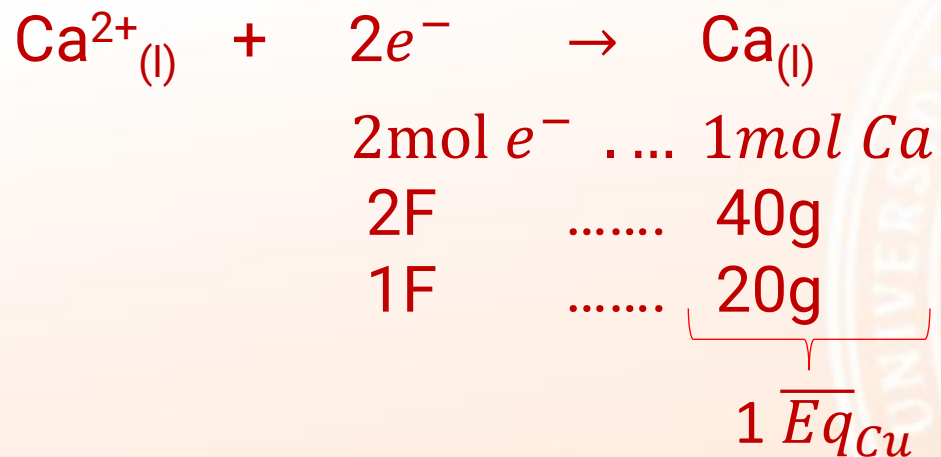
- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) I y III
- E) I y II

ce
pre
UNI**Rpta: A**

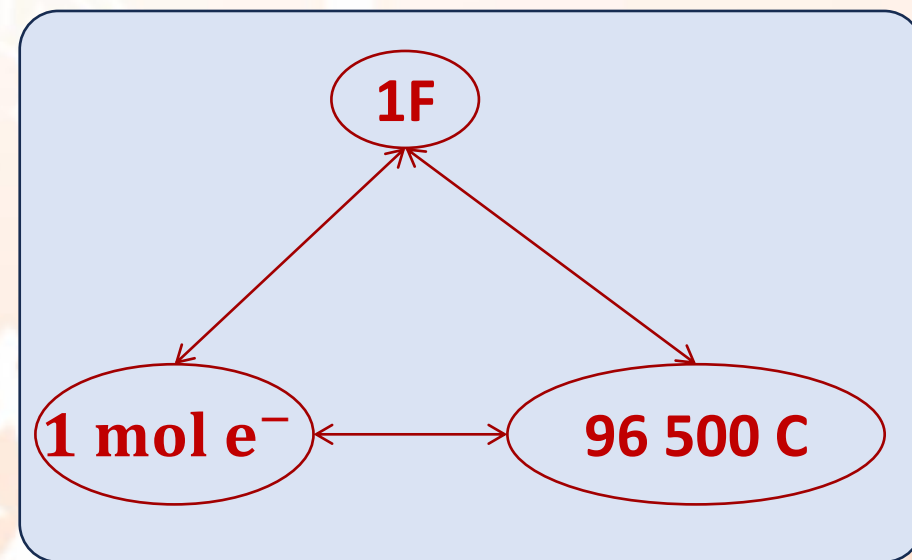
Celdas electrolíticas: Primera ley de Faraday.

La masa de una sustancia que se deposita o libera durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad absoluta de electricidad (carga eléctrica) transferida en este electrodo.

Ejemplo: sea la reducción del Cu^{2+}



Se deduce:



Quiere decir que 20g de Ca ($1 \overline{Eq}_{\text{Ca}}$) reaccionará en el cátodo al paso de un faraday (1F).

$$1F = 1 \text{ faraday} = 96500 \text{ C}$$

Celdas electrolíticas: Primera ley de Faraday.

En general se cumple que

$$m_x = \frac{Q \times \overline{Eq}_x}{F} = \frac{Q \times \overline{M}_x}{F \times \theta_x} = \frac{Ixt \times \overline{M}_x}{F \times \theta_x}$$

m_x = masa de "x" depositada o liberada en el electrodo.

$\overline{Eq}_x$ = masa equivalente de "x"

$\overline{M}_x$ = masa molar de "x"

θ_x = equivalentes por mol de "x"

Q = Cantidad de carga eléctrica (C o F)

I = Intensidad de corriente eléctrica ($A = \frac{C}{s}$)

t = tiempo (s)

F = cte. de Faraday $\approx 96500 \text{ C eq}^{-1}$

PREGUNTA 07

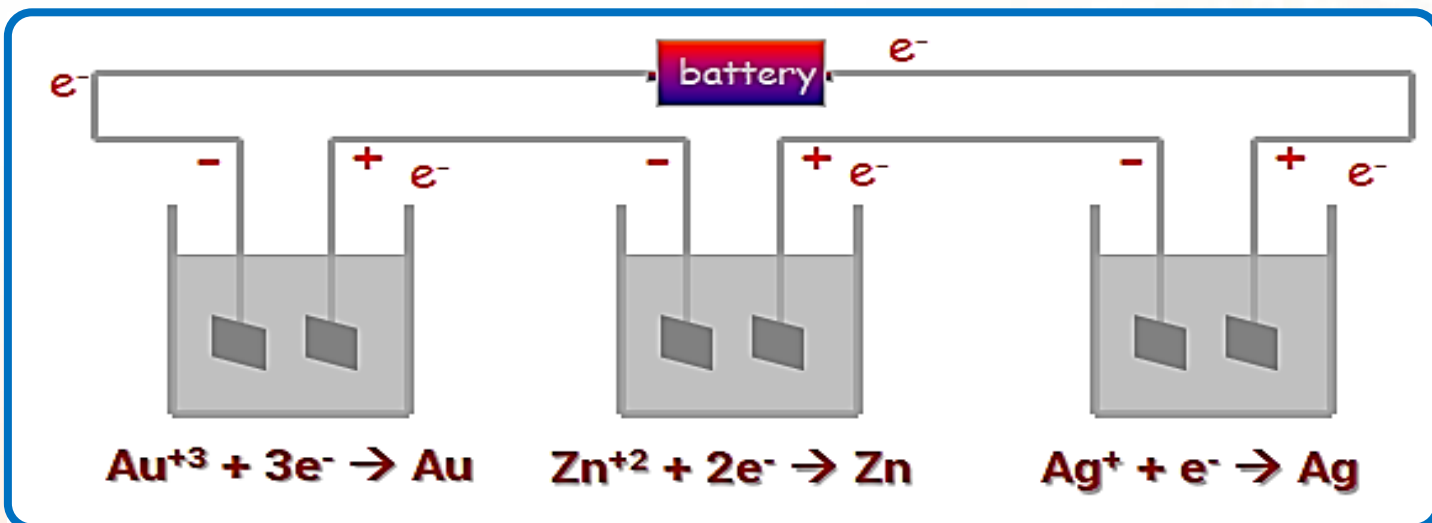
¿Determine la masa (en gramos) del metal que se deposita en el cátodo al electrolizar una solución de sulfato de níquel (NiSO_4) con una corriente de 5 Faraday ? $\bar{A}_r(\text{Zn}) = 58,69$

- A) 293,5
- B) 325,0
- C) 520,0
- D) 635,0
- E) 146,7

ce
pre
UNI**Rpta: E**

Celdas electrolíticas: Segunda ley de Faraday.

La masas de distintas sustancias depositadas (o liberadas) en un electrodo por la misma “cantidad de electricidad” son directamente proporcionales al equivalente químico de cada una.



$$\#eq_x = \frac{m_x}{\bar{Eq}_x} = \frac{I \times t}{F} = cte$$

$$\#eq(\text{Au}) = \#eq(\text{Zn}) = \#eq(\text{Ag})$$

PREGUNTA 08

Se tienen 2 cubas electrolíticas conectadas en serie que contienen cloruro de zinc (ZnCl_2) y cloruro de plata (AgCl), determine la masa (en gramos) de plata que se deposita en el cátodo de una celda, si en la otra se depositan $4,816 \times 10^{24}$ átomos de zinc.

Ar: Ag=107,87

- A) 431,5
- B) 1725,9
- C) 1578
- D) 1655
- E) 1294,4

ce
pre
UNI**Rpta: B**

PREGUNTA 09

Determine el tiempo (en horas) necesario para niquelar una plancha metálica de 45 cm^2 de superficie hasta un espesor de $0,12 \text{ cm}$. El proceso se lleva a cabo mediante la electrólisis con una disolución acuosa de sulfato de níquel (II) (NiSO_4). Sabiendo que se utiliza una corriente de 15 A , además la densidad del níquel es $8,9 \text{ g/cm}^3$. $\text{Ar}(\text{Ni}) = 58,7$

- A) 2,92
- B) 5,85
- C) 8,77
- D) 5,04
- E) 6,68

ce
pre
UNI**Rpta: A**

PREGUNTA 10

En el cátodo se han depositado 88,8g de cobre metálico a partir de sulfato cúprico, al pasar una corriente de 25 A durante 5 horas. Determine el porcentaje de rendimiento de este proceso.

Ar (Cu)= 63,5

- A) 80
- B) 62
- C) 85
- D) 90
- E) 60



ce
pre
UNI

Rpta: E

PREGUNTA 11

Se electrolizan 500 gramos de una solución de sulfato de potasio al 20% durante 4 horas con una intensidad de 50A. Determine el porcentaje en masa de la solución al final de la electrólisis.

- A) 5,7
- B) 46,1
- C) 12,7
- D) 25,4
- E) 23,1

ce
pre
UNI**Rpta: E**

PREGUNTA 12

Se tienen dos celdas electrolíticas conectadas en serie, en una de ellas contiene sulfato níquelico liberándose en el ánodo 89,6 L de oxígeno a condiciones normales. ¿Cuántos átomos de cobre se depositan en la otra celda que contiene cloruro cuproso?

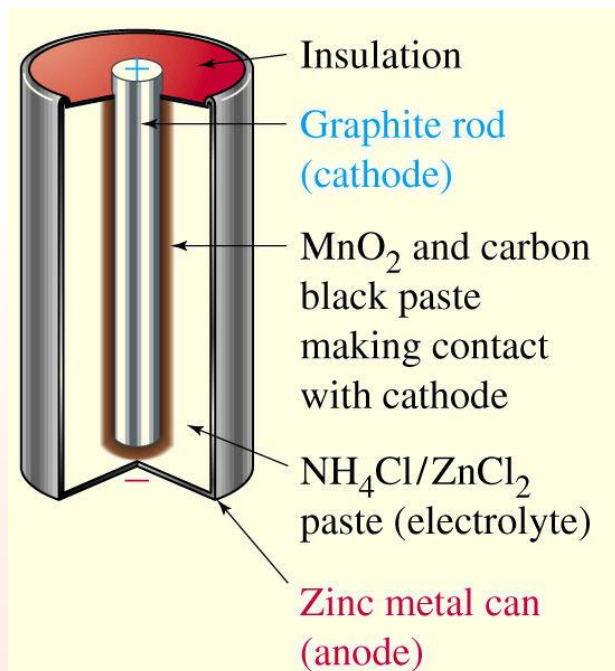
(N_A : Número de Avogadro)

- A) $1,0 N_A$
- B) $2,0 N_A$
- C) $8,0 N_A$
- D) $4,0 N_A$
- E) $5,2 N_A$

ce
pre
UNI**Rpta: C**

Aplicaciones comunes de la electroquímica

Aplicaciones de los procesos galvánicos:



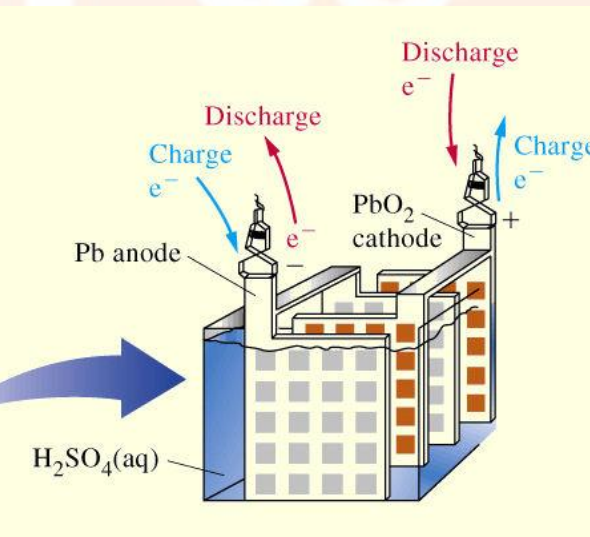
Pilas seca o de Leclanche



Pilas alcalinas



Baterías de Ni-Cd (NICAD)

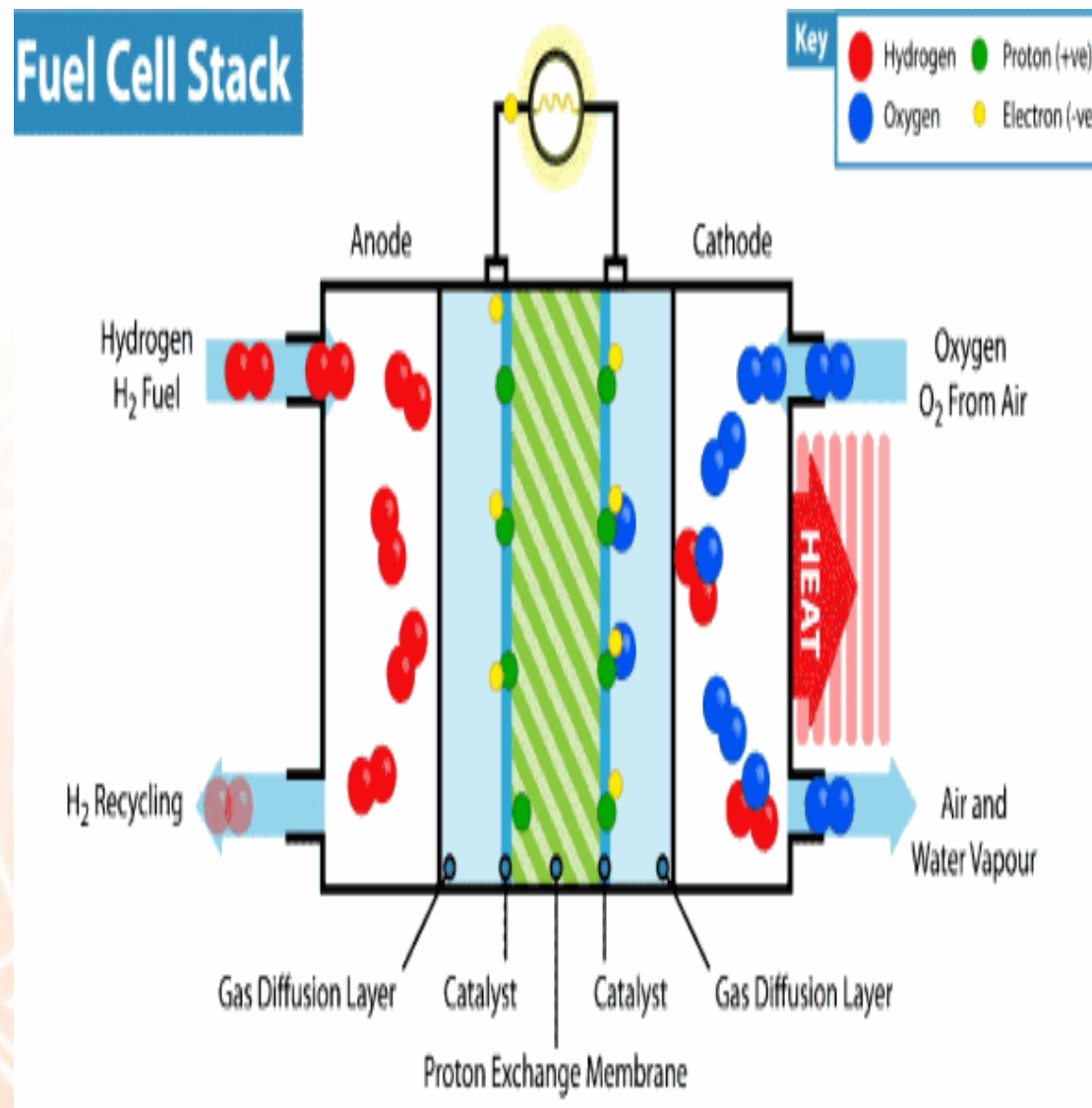
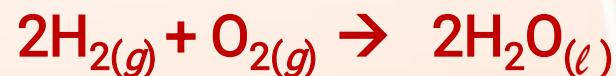
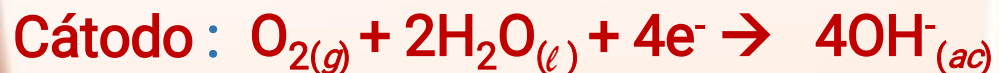
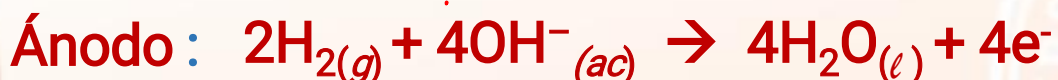


Acumulador de plomo-ácido

Aplicaciones comunes de la electroquímica

Celda de combustible:

Una *celda de combustible* es una celda galvánica que requiere un aporte continuo de reactivos para su funcionamiento.

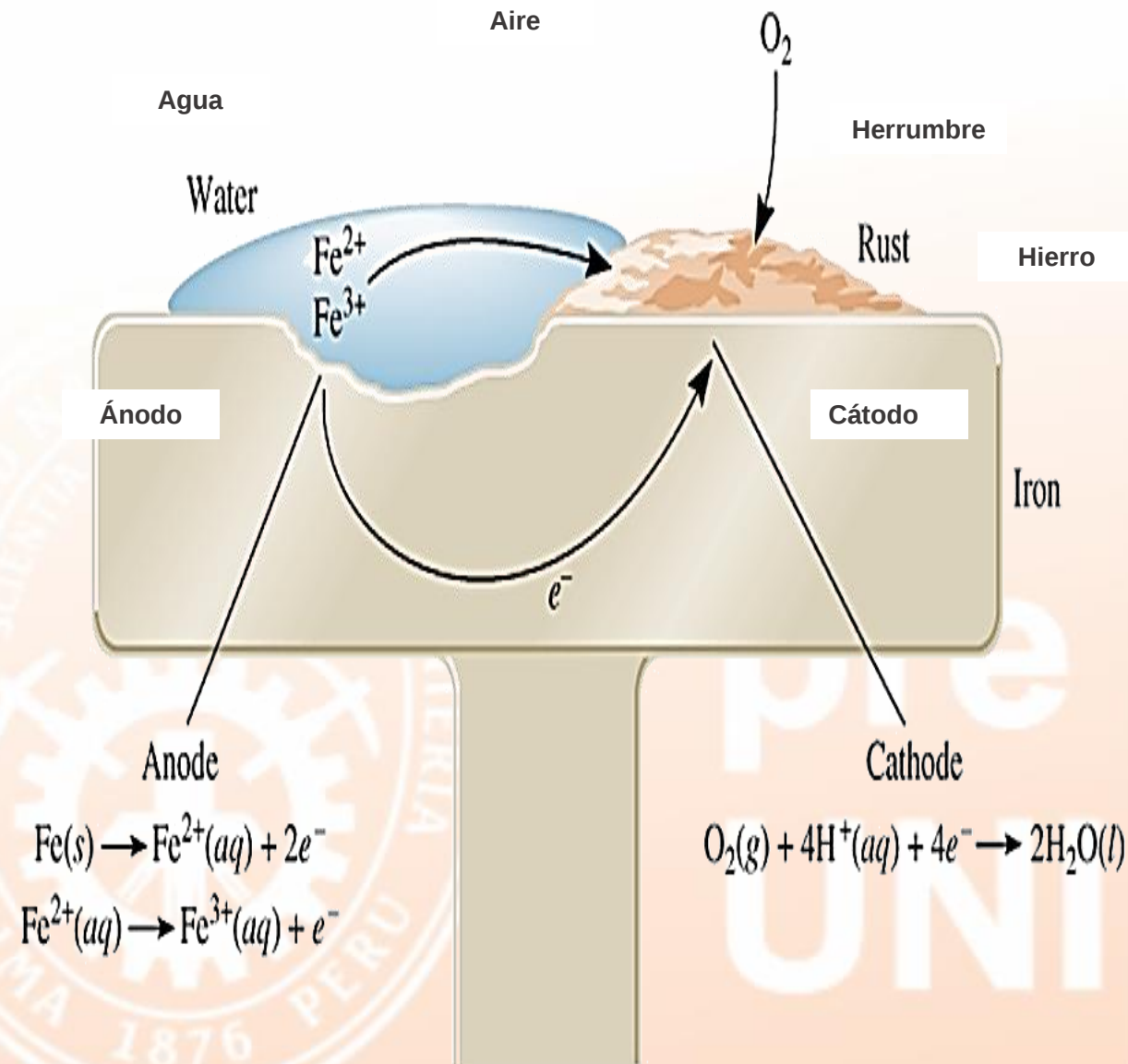


Aplicaciones comunes de la electroquímica

Corrosión

El hierro se oxida en presencia del oxígeno y agua del ambiente.

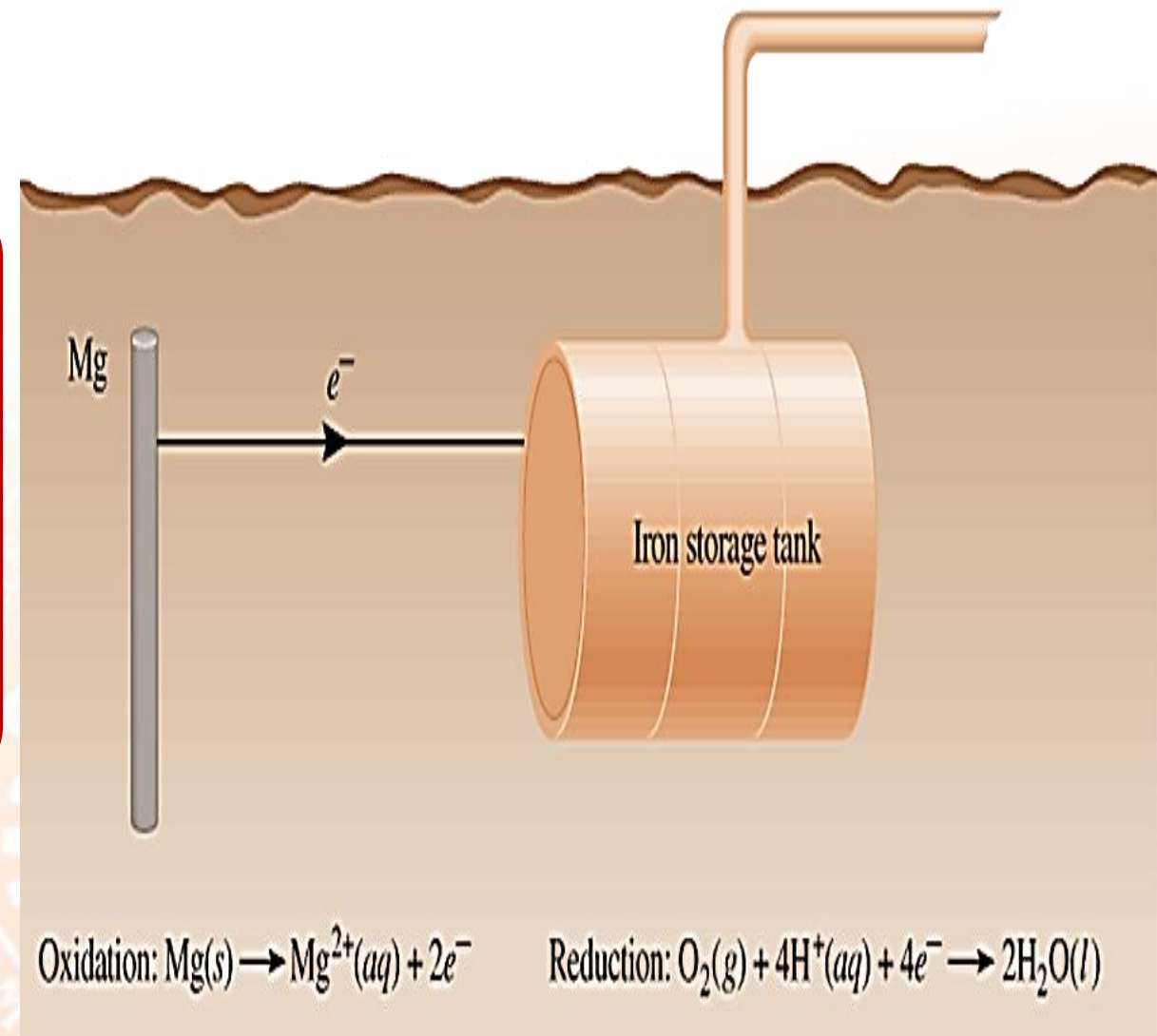
Los electrones se desplazan desde una zona anódica a una catódica.



Aplicaciones comunes de la electroquímica

Protección catódica

Al conectar a un objeto de hierro una barra de magnesio, este último por tener mayor potencial de oxidación que el hierro se convertirá en el ánodo del sistema y el hierro, al ser el cátodo no se oxidaría.

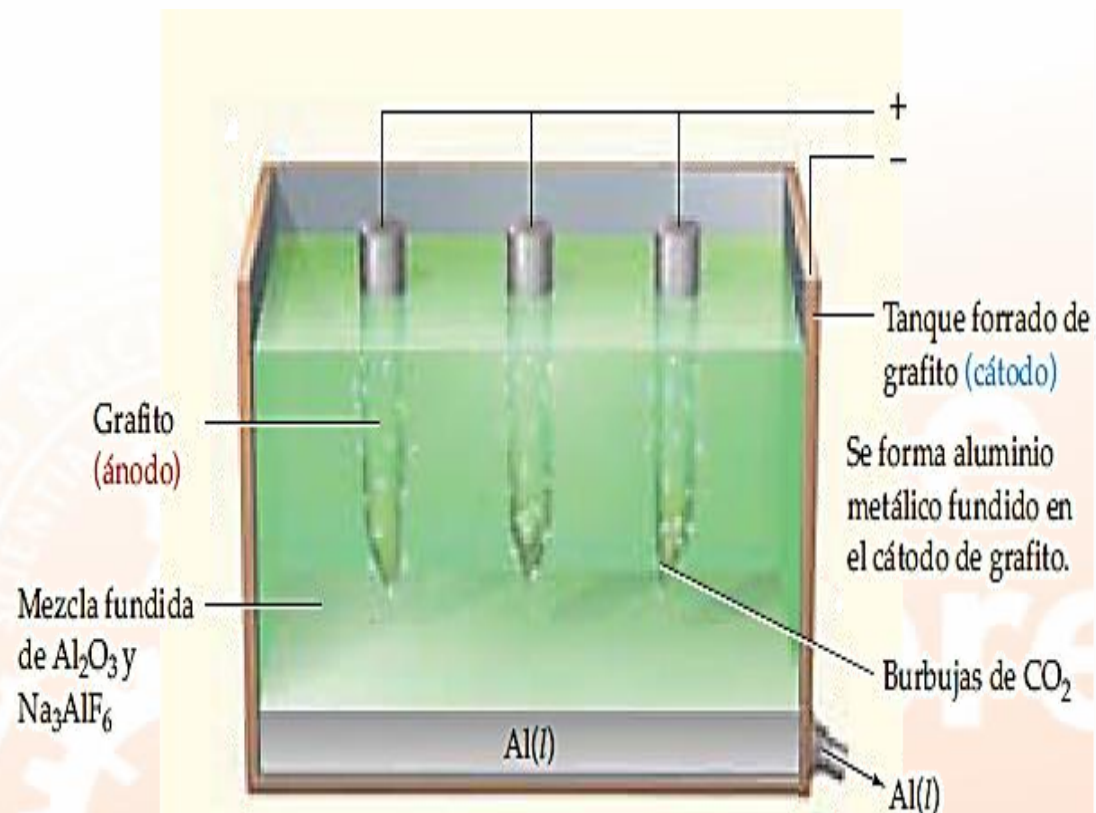


Aplicaciones comunes de la electroquímica

Obtención de sustancias simples (Electrosíntesis)

Aplicaciones de la electrólisis

Obtención de elementos puros, tales como metales: Na, K, Ca, Al, etc, elementos no metálicos: H_2 , Cl_2 , O_2 , Br_2 , etc.,



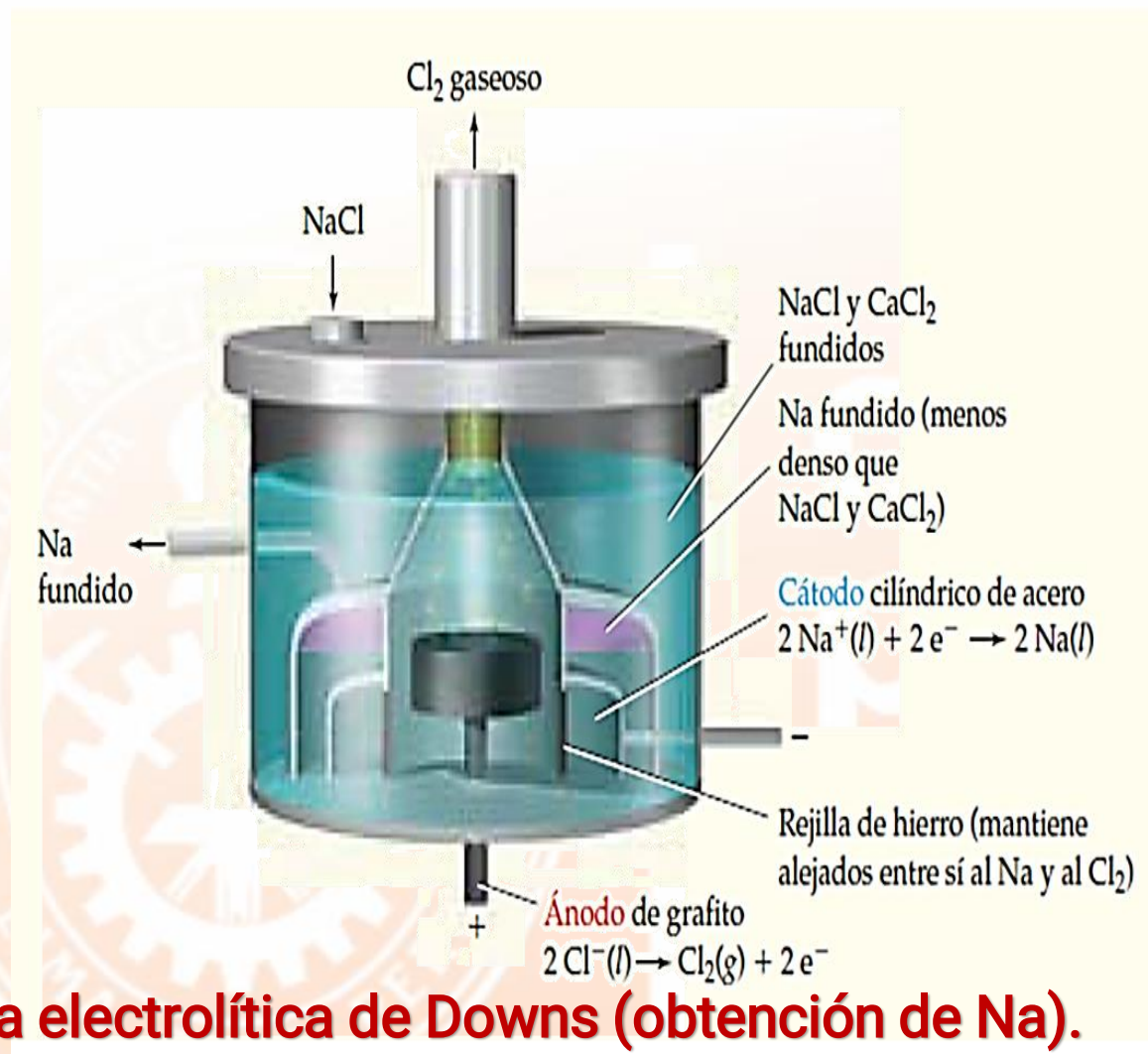
Ya que el aluminio fundido es más denso que la mezcla de Al_2O_3 y Na_3AlF_6 , se recolecta en el fondo de la celda y se saca de ella periódicamente.

Celda electrolítica diseñada por Hall (obtención de Al).

Aplicaciones comunes de la electroquímica

Obtención de sustancias simples (Electrosíntesis)

El sodio metálico se produce en la industria en *celdas Downs*, electrolizando una mezcla fundida de cloruro de sodio y cloruro de calcio (fundente). El proceso ocurre a $580\text{ }^{\circ}\text{C}$ (bastante menor que $801\text{ }^{\circ}\text{C}$)

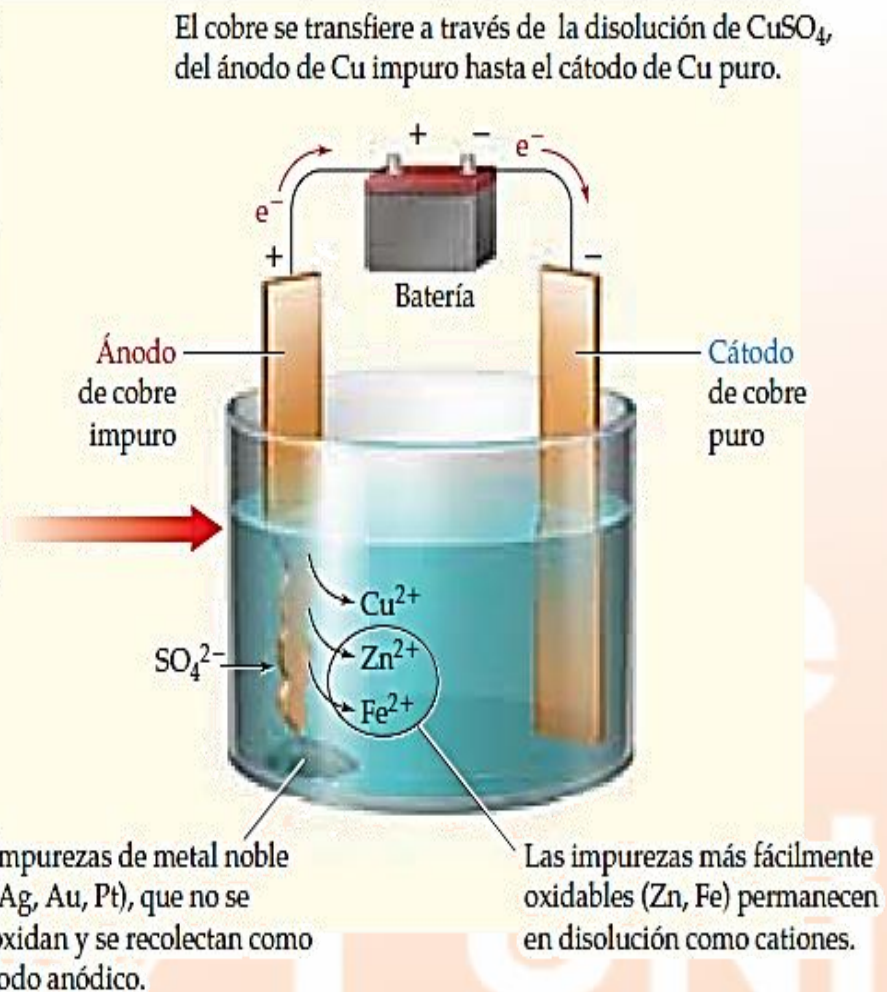


Aplicaciones comunes de la electroquímica

La purificación de un metal por electrólisis se llama **electrorrefinación**. Por ejemplo, el cobre impuro obtenido de los minerales se convierte en cobre puro en una celda electrolítica, con ánodo de cobre impuro y cátodo de cobre puro. El electrolito es una disolución acuosa de sulfato de cobre (no hay liberación de gases).

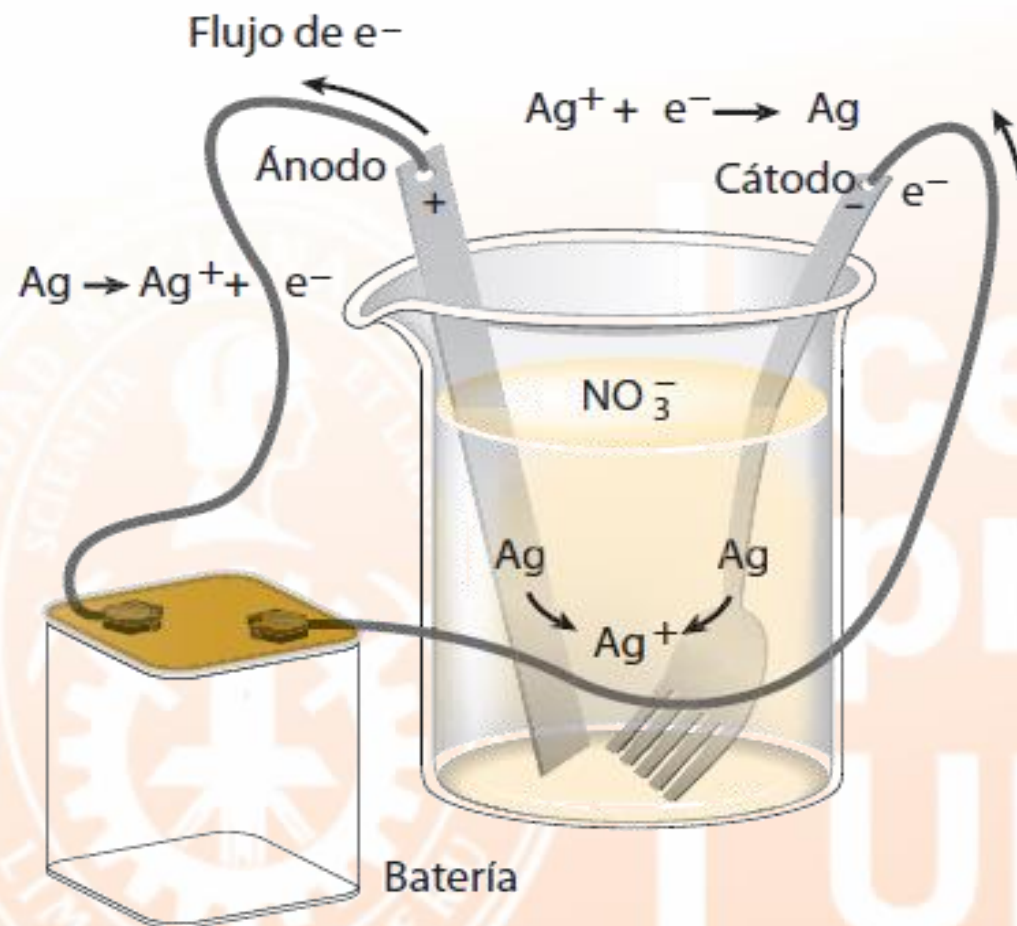


Placas alternadas de cobre puro e impuro sirven como electrodos en las celdas electrolíticas para la refinación del cobre.



Aplicaciones comunes de la electroquímica

Cuba electrolítica representando la conductividad. Para recubrir los metales con una capa delgada de plata (Ag) (platear) se emplea la **electrodeposición**, donde el objeto que se plateará se coloca en el cátodo y la plata como ánodo.



PREGUNTA 13

Identifique el proceso industrial que no involucra una aplicación de electroquímica.

- A) Obtención de aluminio a partir de la alúmina (Al_2O_3) .
- B) Baterías para autos eléctricos.
- C) Ánodo de sacrificio para evitar la corrosión.
- D) Producción del vino a escala industrial.
- E) Paneles solares para obtención de electricidad.

Rpta: D

PREGUNTA 14

Perú es un líder mundial en la producción de zinc, con la primera refinería moderna de zinc, La Oroya, operando desde 1922. La Refinería de Cajamarquilla, una de las más grandes del mundo, ha ampliado su capacidad para satisfacer la demanda nacional e internacional. Con respecto a la electrorefinación del zinc podemos afirmar que:

- A) El zinc impuro va en el cátodo.
- B) El ánodo tiene que ser de zinc.
- C) El zinc metálico se oxida en el ánodo.
- D) El lodo anódico contiene escoria sin valor comercial.
- E) El ánodo es de zinc de alta pureza.

Rpta: C

PREGUNTA 15

Se desea hacer el bañado en oro de un centenar de anillos de plata, usando una solución acuosa concentrada de AuCl_3 . Si la intensidad de corriente empleada fue de 30 A y en cada anillo, el área total recubierta es de 20 cm^2 con espesor de 0,02 cm. Determine el tiempo, en minutos, que duró el proceso de bañado en oro.

Datos: $Ar(\text{Au})=197$; $\rho(\text{Au}) = 19,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

- A) 1260,6
- B) 630,3
- C) 1890,9
- D) 315,1
- E) 552,0

Rpta: E

PREGUNTA 16

Una corriente de 10A circula por una celda electrolítica que contiene KCl acuoso durante 6 horas. ¿Qué volumen de hidrógeno se recogerá sobre agua en el cátodo a 0°C y 783 mmHg?

$$P_{v_{H_2O}}^{25^\circ C} = 23 \text{ mmHg}$$

- A) 18,7
- B) 12,5
- C) 75
- D) 50
- E) 25

ce
pre
UNI**Rpta: E**