



ANUAL SAN MARCOS



www.aduni.edu.pe



QUÍMICA

ELCTRÓLISIS II
Semana 34

www.aduni.edu.pe

ACADEMIA
ADUNI

ANUAL
SAN MARCOS

I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

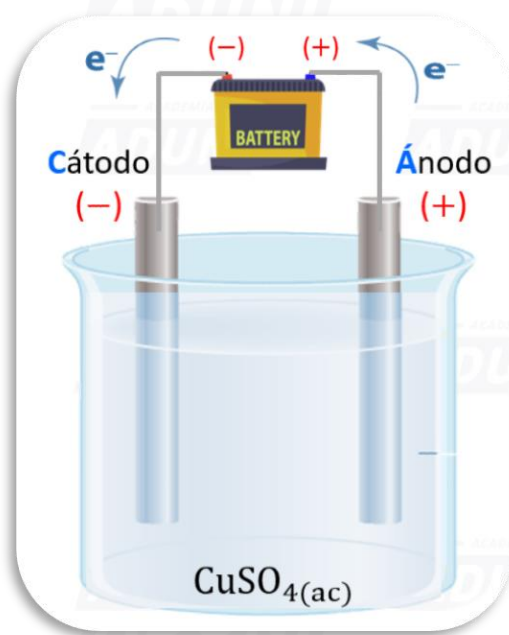
1. **Establecer** las semi reacciones que ocurren en cada uno de los electrodos de una celda electrolítica que contiene una solución acuosa salina concentrada.
2. **Aplicar** adecuadamente las leyes de Faraday en el proceso de electrólisis.



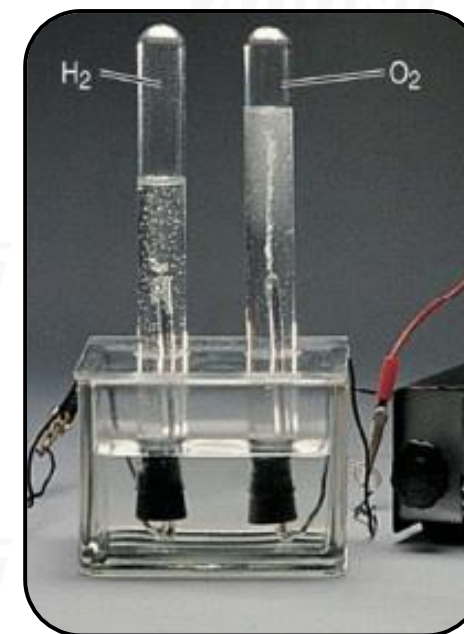
II. INTRODUCCIÓN

La electrólisis es la descomposición de una sustancia por acción de la corriente eléctrica continua

Electrólisis del sulfato de cobre acuoso



Electrólisis del agua (voltámetro de Hofmann)



- ¿Qué productos se obtendrá en los electrodos, al realizar la electrólisis del $\text{CuSO}_4(\text{ac})$?
- Para obtener 500mL O_2 a 1 atm y 25°C en el voltámetro de Hofmann, ¿Qué cantidad de carga eléctrica debe circular por los electrodos?

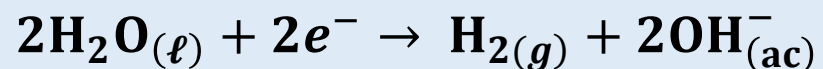
III. ELECTRÓLISIS DE SOLUCIONES ACUOSAS SALINAS CONCENTRADAS:

Las sales disueltas en agua, son electrolitos (conductores eléctricos de segundo orden), en la electrólisis algunos se descomponen, dependiendo de la naturaleza de su catión y anión.



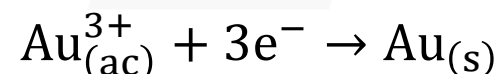
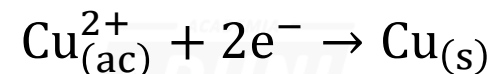
3.1. Regla práctica para determinar los productos obtenidos en la electrólisis:

A). Si **el catión** de la sal es del **grupo IA** (Li^+ , Na^+ , K^+ , ...) **o IIA** (Mg^{2+} , Ca^{2+} , ...), en el cátodo se reduce el agua liberando H_2 :

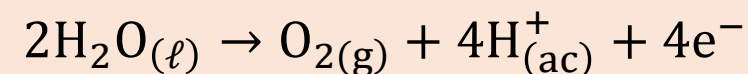


B). Si **el catión** de la sal es del **grupo B** (Cu^{2+} , Ag^+ , Zn^{2+} , Au^{3+} , ...), por lo general en el cátodo se reduce dicho catión.

Ejemplos:

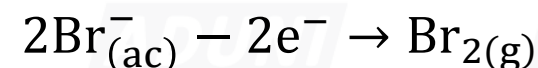
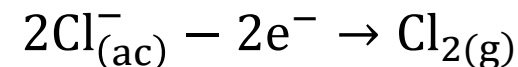


C). Si el anión de la sal es un oxoanión (NO_3^- , SO_4^{2-} , ClO_4^- , ... etc), en el ánodo se oxida el agua liberando O_2 :



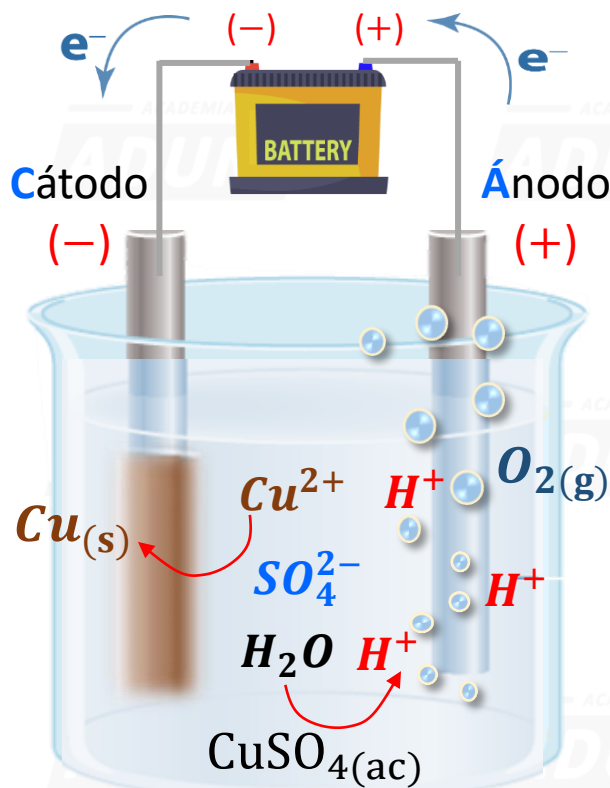
D). Si el anión de la sal es un haluro (Cl^- , Br^- , I^-) en el ánodo se oxida dicho anión.

Ejemplos:

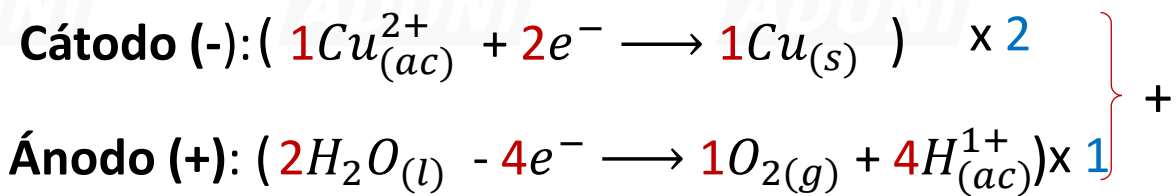


Ejemplo :

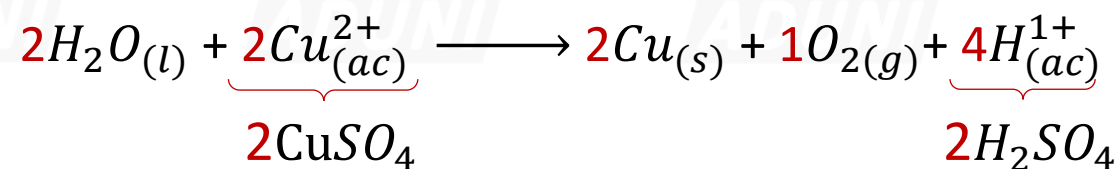
Electrólisis de la solución concentrada de sulfato de cobre $\text{CuSO}_{4(\text{ac})}$.



Las reacciones que ocurren en los electrodos son:



Rxn Redox:



Representación simplificada:

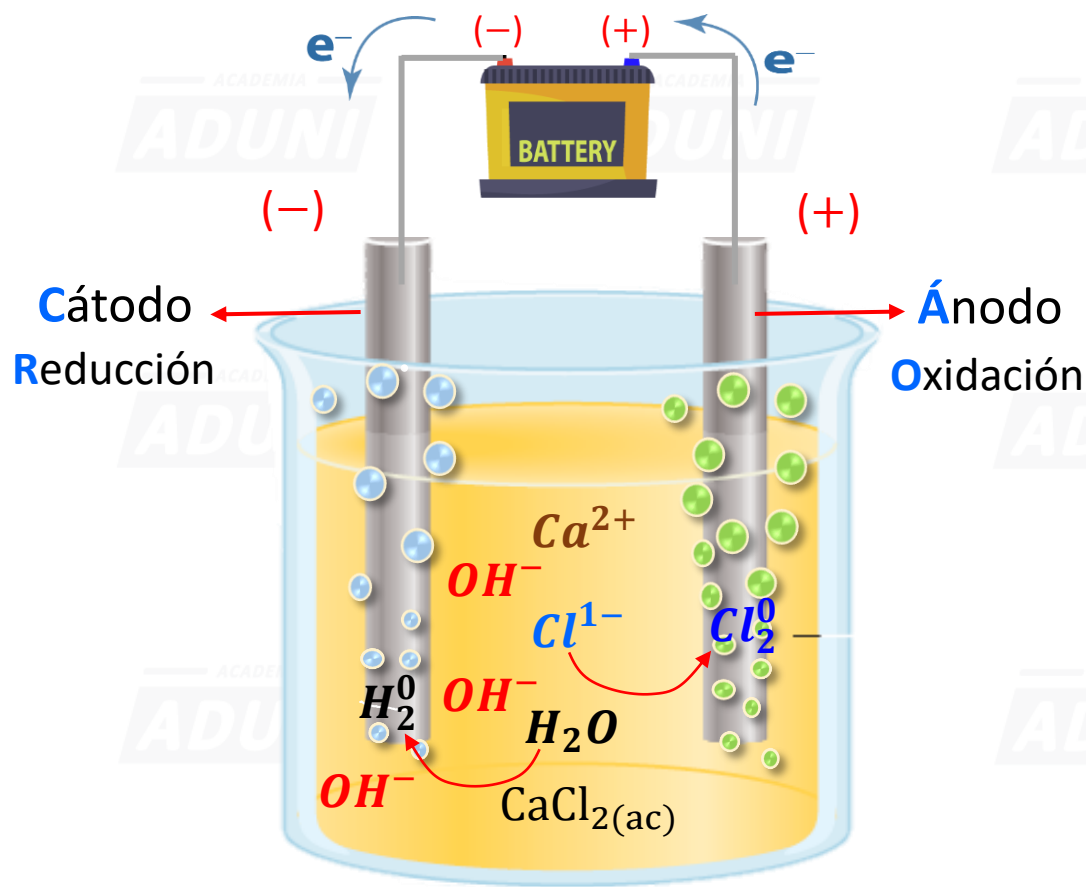
Electrólisis	Cátodo (-)	Ánodo (+)
$\begin{matrix} +2 & -2 \\ \text{CuSO}_{4(\text{ac})} \end{matrix}$	$\text{Cu}_{(\text{s})}$	$\text{O}_{2(\text{g})}$

OBS:

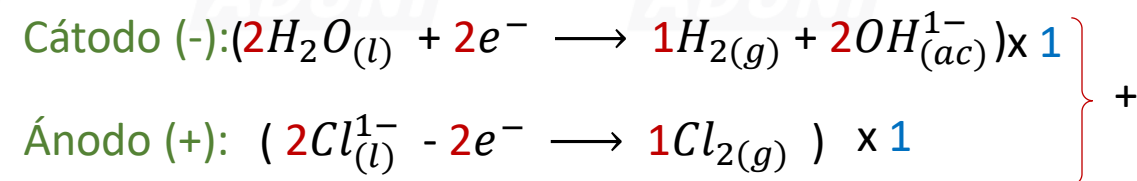
- ✓ La masa del cátodo aumenta, debido al Cu depositado.
- ✓ La solución final se acidifica debido a la formación del H^{1+} .

Ejemplo:

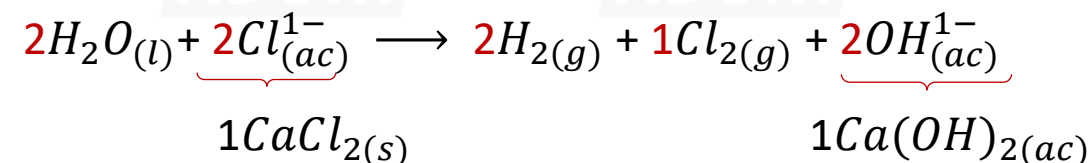
Electrólisis de una solución acuosa de cloruro de calcio ($\text{CaCl}_{2(ac)}$).



Las reacciones que ocurren en los electrodos son:



Rxn Redox:



Representación simplificada:

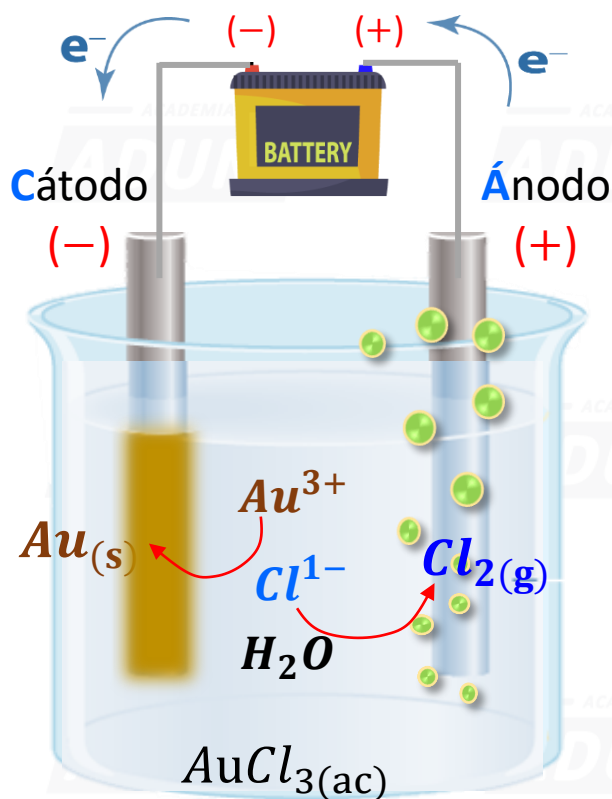
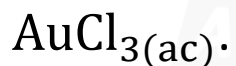
Electrólisis	Cátodo (-)	Ánodo (+)
$\begin{smallmatrix} +2 & -1 \\ \text{CaCl}_{2(ac)} \end{smallmatrix}$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{Cl}_{2(g)}$

OBS:

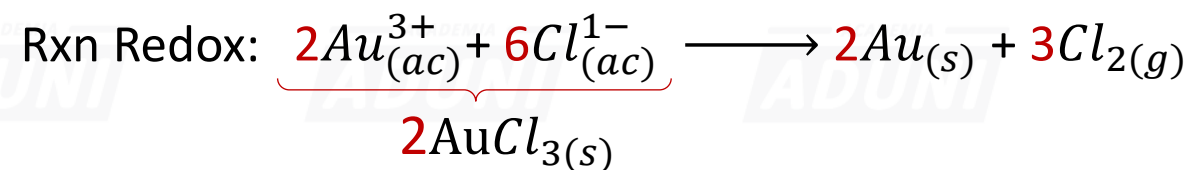
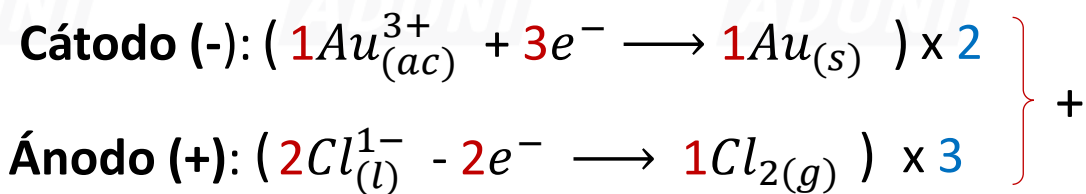
- ✓ En la electrólisis se descompuso el agua y la sal.
- ✓ La solución final es básico debido a la formación del OH^{1-} .

Ejemplo :

Electrólisis de la solución acuosa de cloruro áurico



Las reacciones que ocurren en los electrodos son:



Representación simplificada:

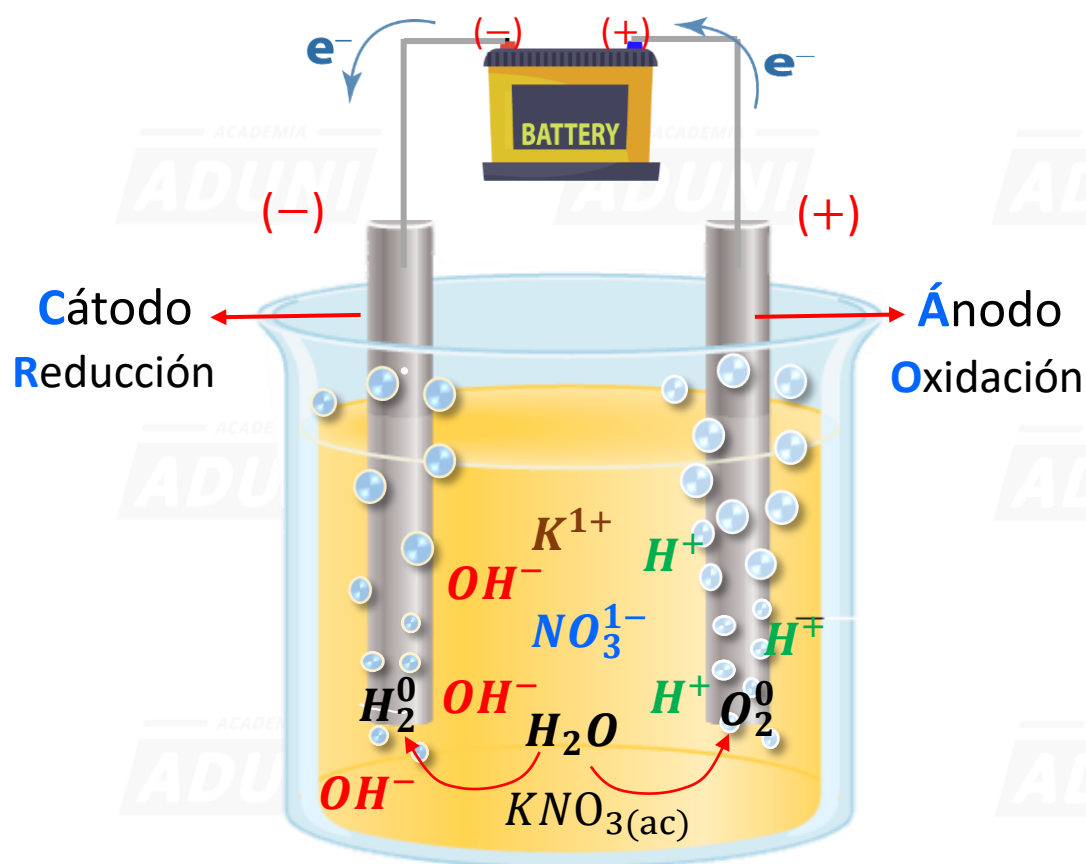
Electrólisis	Cátodo (-)	Ánodo (+)
$\begin{matrix} +3 & -1 \\ \text{AuCl}_{3(ac)} \end{matrix}$	$\text{Au}_{(s)}$	$\text{Cl}_{2(g)}$

OBS:

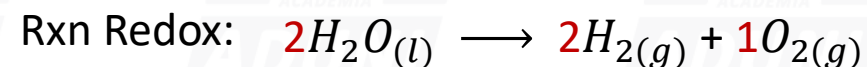
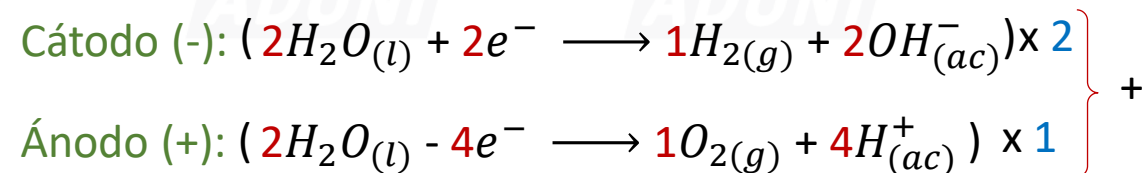
- ✓ Sólo la sal se descompuso en el proceso de electrólisis.
- ✓ La concentración de la solución disminuye.

Ejemplo:

Electrólisis de una solución acuosa de nitrato de potasio ($\text{KNO}_{3(ac)}$).



Las reacciones que ocurren en los electrodos son:



Representación simplificada:

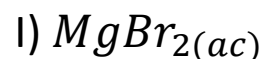
Electrólisis	Cátodo (-)	Ánodo (+)
$\overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{NO}}_3(ac)$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$

OBS:

- ✓ Sólo el agua se descompuso en el proceso de electrólisis.
- ✓ La concentración de la solución aumenta.

Ejemplo:

Prediga los productos obtenidos en la electrólisis de las siguientes sustancias con electrodos inertes:

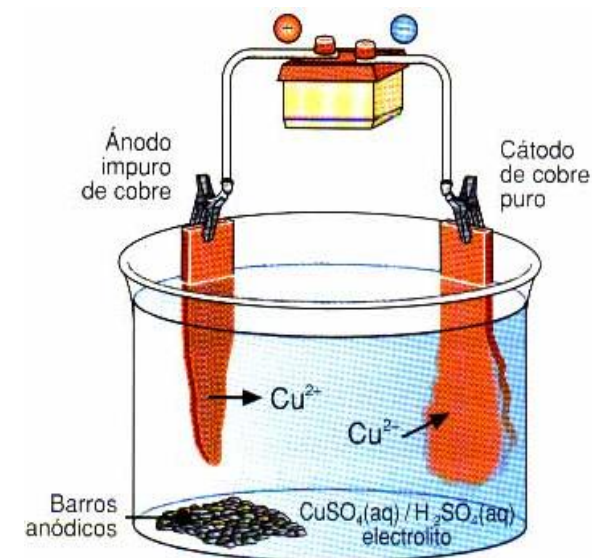
**Solución:**

Electrólisis	Cátodo (-)	Ánodo (+)
$\overset{+2}{Mg}\overset{-1}{Br}_2 + H_2O$	$H_{2(g)}$	$Br_{2(l)}$
$\overset{+1}{Ag}\overset{-1}{NO}_3 + H_2O$	$Ag_{(s)}$	$O_{2(g)}$
$\overset{+2}{Zn}\overset{-2}{SO}_4 + H_2O$	$Zn_{(s)}$	$O_{2(g)}$

NOTA:

Los productos de la electrólisis también depende del tipo de electrodo utilizado como ánodo

- Si el **electrodo es activo** el ánodo se oxida: utilizado en la purificación de metales y en algunos recubrimientos metálicos.
- Si el **electrodo es inerte**, el electrólito se descompone: utilizado en la galvanostegia y obtención de nuevas sustancias.



Observación: Los electrodos pueden ser o no parte de la reacción redox, según ello se clasifican como:

- ✓ Electrodos activos:
Ejemplo: Cu, Ni, Ag,etc.
- ✓ Electrodos inertes:
Ejemplo: grafito, Pt, Pd;.....etc.

EJERCICIO :

Se tiene la electrólisis de una solución acuosa concentrada de nitrato argéntico, $\text{AgNO}_3(\text{ac})$, con electrodos inertes de platino. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a las siguientes proposiciones.

- I. El agua se oxida y reduce.
- II. El ion Ag^+ se reduce en el ánodo formando $\text{Ag}_{(\text{s})}$.
- III. Se deposita plata en el cátodo y se desprende oxígeno en el ánodo.

A) FVF

B) FFV

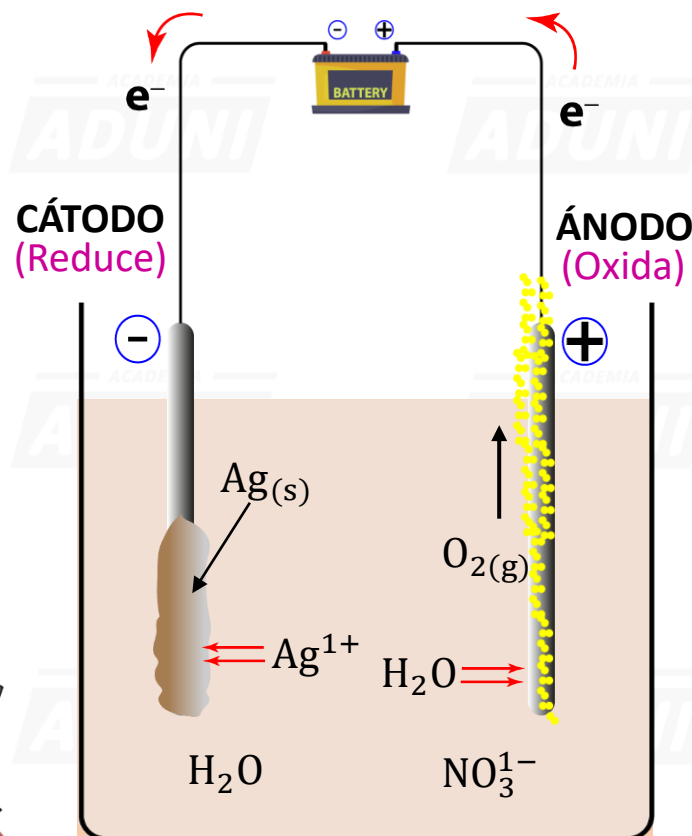
C) VVF

D) VFV

E) FVV

**RESOLUCIÓN:**

- Nos piden indicar verdad (V) o falsedad (F), a las proposiciones referidas a la electrólisis de una solución acuosa de AgNO_3 .

Electrólisis del $\text{AgNO}_3(\text{ac})$ **I. FALSO (F)**

El H_2O se oxida en el ánodo produciendo gas O_2 .

II. FALSO (F)

El ion Ag^+ se reduce en el cátodo, depositándose en forma de plata metálica.

III. VERDADERO (V)

Tal como se observa en la gráfica.

CLAVE: B

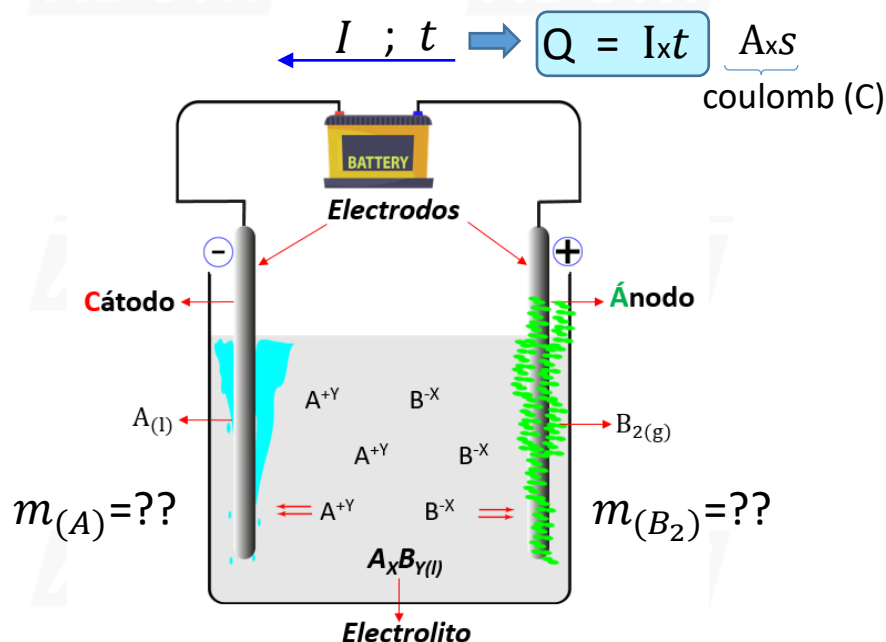
IV. ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA ELECTRÓLISIS

4.1. PRIMERA LEY DE FARADY

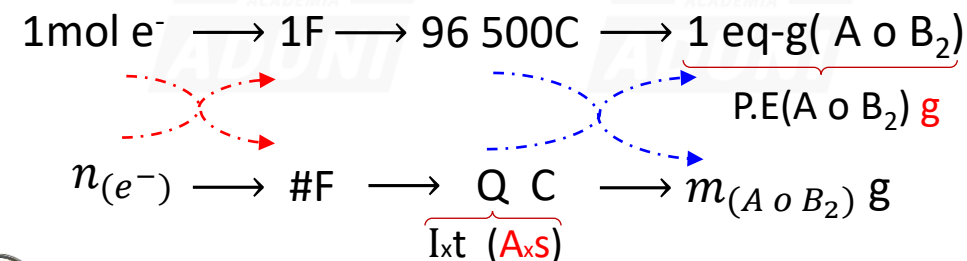
La **cantidad de sustancia** descompuesta o producida en un electrodo es **directamente proporcional** a la **cantidad de carga eléctrica** que fluye por la celda electrolítica.



Michel Faraday
(1791–1865)



- Si a través de los electrodos circula:



Se tiene que:

$$m_{(A \text{ o } B_2)} = \frac{PE_{(A \text{ o } B_2)} \cdot Q}{96\,500} = \frac{PE_{(A \text{ o } B_2)} \cdot I \cdot t}{96\,500}$$

Donde:

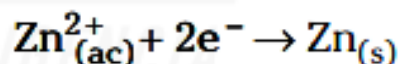
- **P.E:** peso equivalente de la sustancia A o B₂
- **Q:** cantidad de carga eléctrica en coulomb (C)
- **I:** intensidad de corriente eléctrica en amperio (A)
- **t:** tiempo en segundo (s)

También se tiene:

$$n(e^-) = \#F = \frac{Q}{96\,500} = \frac{I \cdot t}{96\,500}$$

EJERCICIO :

Considerando la electrólisis del cloruro zíncico acuoso, $\text{ZnCl}_{2(\text{ac})}$, en el cátodo ocurre la reducción del ion zíncico según



Al circular una cantidad de carga eléctrica equivalente a 8 F, ¿cuál es la masa de zinc metálico depositado en el cátodo?

Masa atómica (Zn) = 65 uma

A) 520 g

B) 130 g

C) 195 g

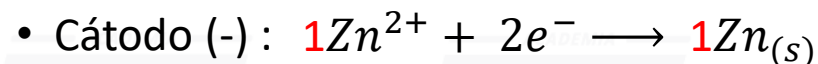
D) 260 g



RESOLUCIÓN:

- Nos piden determinar la masa de Zn depositado en el cátodo en la electrólisis del $\text{ZnCl}_{2(\text{ac})}$.

✓ Tenemos como datos:



$$\theta_{(\text{Zn})} = 2$$

$$\text{PE}_{(\text{Zn})} = \frac{PA_{(\text{Zn})}}{\theta_{(\text{Zn})}} = \frac{65}{2} = 32,5$$

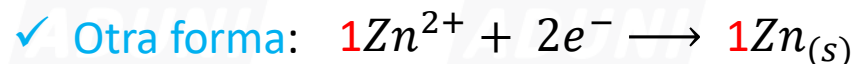
$$m_{(\text{Zn})} = ??$$

$$Q = 8F = 8 \times 96\,500 \text{ C}$$

• Según la primera ley de Faraday tenemos:

$$m_{(\text{Zn})} = \frac{\text{PE}_{(\text{Zn})} \cdot Q}{96\,500} = \frac{32,5 \times 8 \times 96\,500}{96\,500}$$

$$\therefore m_{(\text{Zn})} = 260 \text{ g}$$



$$\#F = 8F \quad m_{(\text{Zn})} = ??$$

De la semireacción se tiene: $\frac{n(e^{-})}{2} = \frac{n(\text{Zn})}{1}$

$$\frac{\#F}{2} = \frac{m_{(\text{Zn})}}{1 \times \bar{M}_{(\text{Zn})}} \Rightarrow \therefore m_{(\text{Zn})} = 260 \text{ g}$$

CLAVE: D

EJERCICIO :

El niquelado consiste en la aplicación de una capa de níquel en la superficie de un objeto. Generalmente, la finalidad es mejorar la resistencia a la corrosión, así como su aspecto visual, para ello se utiliza $\text{NiSO}_{4(\text{ac})}$. Determine la duración de la electrólisis si la corriente de 10 A permitió un niquelado de 11,8 g en la superficie del objeto.

Masa molar (Ni) = 59 g/mol

A) 3860 s

B) 1930 s

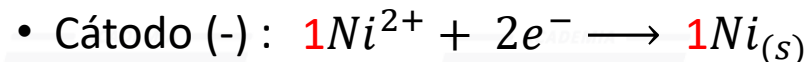
C) 965 s

D) 2895 s

**RESOLUCIÓN:**

- Nos piden determinar el tiempo en segundos requerido para que se deposite 11,8 g de Ni en la electrólisis del $\text{NiSO}_{4(\text{ac})}$

✓ Tenemos como datos:



$$\theta_{(\text{Ni})} = 2$$

$$\text{PE}_{(\text{Ni})} = \frac{\text{PA}_{(\text{Ni})}}{\theta_{(\text{Ni})}} = \frac{59}{2} = 29,5$$

$$m_{(\text{Ni})} = 11,8\text{g}$$

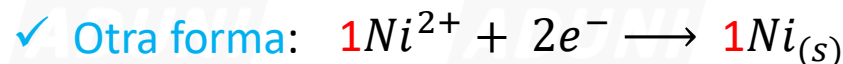
$$I = 10\text{ A}$$

$$t = ??\text{ s}$$

• Según la primera ley de Faraday tenemos:

$$m_{(\text{Ni})} = \frac{\text{PE}_{(\text{Ni})} \cdot I \cdot t}{96\,500} \quad \Rightarrow \quad 11,8 = \frac{29,5 \times 10 \times t}{96\,500}$$

$$\therefore t = 3860\text{ s}$$



$$I = 10\text{A}$$

$$m_{(\text{Ni})} = 11,8\text{ g}$$

$$t = ??\text{ s}$$

De la semireacción se tiene: $\frac{n(e^{-})}{2} = \frac{n(\text{Ni})}{1}$

$$\frac{I \cdot t}{2 \times 96\,500} = \frac{m_{(\text{Ni})}}{1 \times \bar{M}_{(\text{Ni})}} \quad \Rightarrow \quad \therefore t = 3860\text{ s}$$

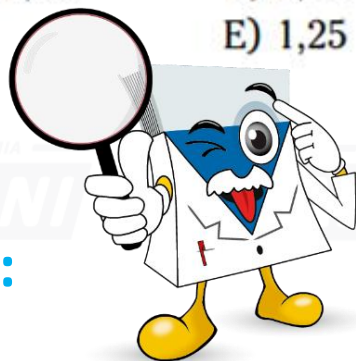
CLAVE: A

EJERCICIO :

Calcule el volumen, en litros, de cloro gaseoso, $\text{Cl}_{2(g)}$, que se forma en condiciones normales, si durante una hora se pasa tres amperio a través de una solución acuosa concentrada de cloruro de sodio, $\text{NaCl}_{(ac)}$, contenida en una celda electrolítica.

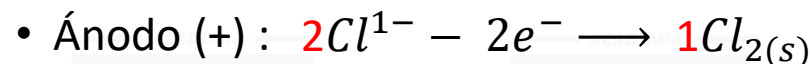
Masa molar atómica (g/mol): $\text{Cl}=35,5$; $\text{Na}=23$
1 faraday = 1 F = 96 500 C

- A) 0,03 B) 0,18 C) 0,22
D) 0,37 E) 1,25

**RESOLUCIÓN:**

- Nos piden determinar el volumen de cloro Cl_2 en condiciones normales, procedente de la electrólisis del $\text{NaCl}_{(ac)}$

✓ Tenemos como datos:



$$\theta_{(\text{Cl}_2)} = 2$$

$$PE_{(\text{Cl}_2)} = \frac{PA_{(\text{Cl}_2)}}{\theta_{(\text{Cl}_2)}} = \frac{71}{2} = 35,5$$

$$V_{(\text{Cl}_2)}^{C.N} = ?? \text{ L}$$

$$I = 3 \text{ A}$$

$$t = 1\text{H} = 3\,600 \text{ s}$$

• Según la primera ley de Faraday tenemos:

$$m_{(\text{Cl}_2)} = \frac{PE_{(\text{Cl}_2)} \cdot I \cdot t}{96\,500} \Rightarrow m_{(\text{Cl}_2)} = \frac{35,5 \times 3 \times 3\,600}{96\,500} \Rightarrow m_{(\text{Cl}_2)} = 3,97 \text{ g}$$

$$\therefore V_{(\text{Cl}_2)}^{C.N} = 3,97 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2} \times 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol } \cancel{\text{Cl}_2}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2}}{71 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2}} = 1,25 \text{ L}$$

✓ Otra forma: $2\text{Cl}^{1-} - 2e^- \longrightarrow 1\text{Cl}_{2(g)}$

$$I = 3 \text{ A}$$

$$V_{(\text{Cl}_2)}^{C.N} = ?? \text{ L}$$

$$t = 3\,600 \text{ s}$$

De la semireacción se tiene: $\frac{n(e^-)}{2} = \frac{n(\text{Cl}_2)}{1} \Rightarrow \frac{I \cdot t}{2 \times 96\,500} = \frac{V_{(\text{Cl}_2)}^{C.N}}{1 \times 22,4}$

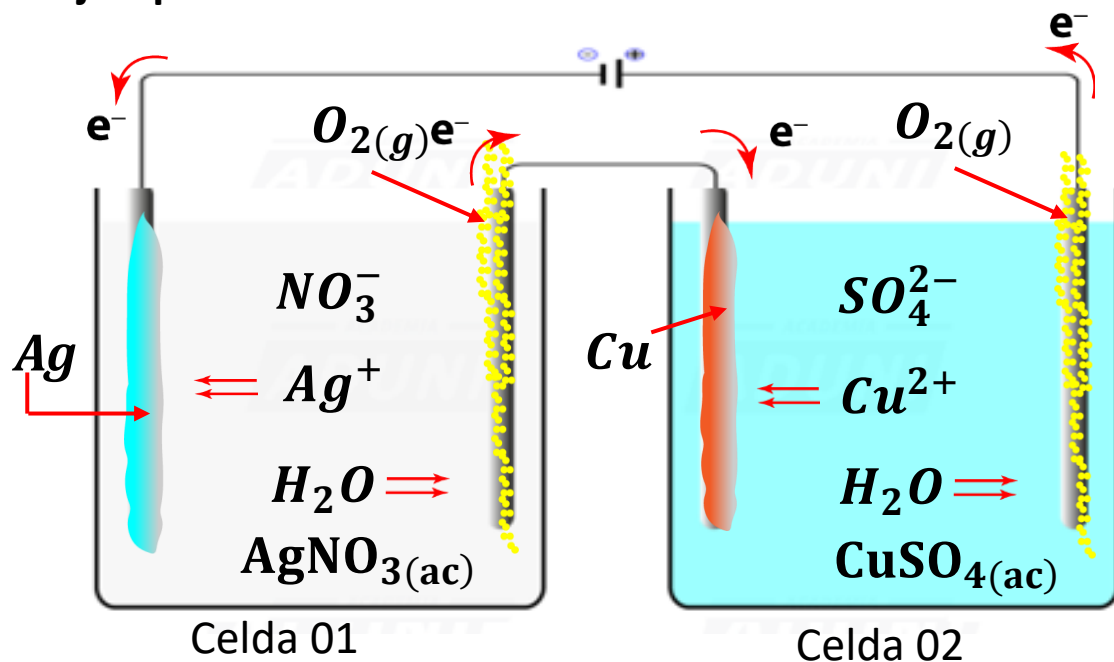
$$\therefore V_{(\text{Cl}_2)}^{C.N} = 1,25 \text{ L}$$

CLAVE: A

4.2. SEGUNDA LEY DE FARADY

Si dos o más celdas electrolíticas están conectadas en serie, la cantidad de carga eléctrica que pasa a través de cada electrodo es el mismo, por lo tanto la **cantidad de equivalentes gramo de sustancia liberada o depositada en los electrodos serán iguales**.

Ejemplo:



Michel Faraday
(1791–1865)

- Se cumple:

$$\#Eq - g(\text{Ag}) = \#Eq - g(\text{O}_2) = \#Eq - g(\text{Cu})$$

- Entonces:

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{PE(\text{Ag})} = \frac{m_{\text{O}_2}}{PE(\text{O}_2)} = \frac{m_{\text{Cu}}}{PE(\text{Cu})}$$

Ejemplo:

Se instalan en serie dos cubas electrolíticas que contienen soluciones de AgNO_3 y CuSO_4 , respectivamente. Calcule la masa en gramos de plata que se deposita en la primera cuba, si en la segunda se depositan 7,62 g de cobre.

Masa molar (g/mol): $\text{Cu}=63,5$; $\text{Ag}=108$

Resolución:

$$\#Eq - g(\text{Ag}) = \#Eq - g(\text{Cu})$$

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{PE(\text{Ag})} = \frac{m_{\text{Cu}}}{PE(\text{Cu})} \Rightarrow \frac{m_{\text{Ag}}}{\left(\frac{108}{1}\right)} = \frac{7,62}{\left(\frac{63,5}{2}\right)}$$

$$\therefore m_{\text{Ag}} = 25,92 \text{ g}$$

EJERCICIO :

Se conecta a cuatro celdas electrolíticas en serie y ordenadas, cuyos electrolitos concentrados son $\text{ZnCl}_{2(ac)}$, $\text{AgNO}_{3(ac)}$, $\text{CuSO}_{4(ac)}$ y agua acidulada. En la primera se producen 2,24 L de $\text{Cl}_{2(g)}$, medidos en condiciones normales. Respecto a los productos en las otras celdas, indique las proposiciones correctas.

Masa atómica (uma): Cl=35,5; Ag= 108; Cu=63,5; O=16

- I. En el cátodo de la segunda se depositan 21,6 g de plata metálica.
- II. El ánodo de la tercera se incrementa en 6,35 g.
- III. En la cuarta, los gases producidos ocuparán un recipiente de 3,36 L a 1 atm y 0 °C.

- A) solo I
C) solo III

- B) solo II
D) I y III

**RESOLUCIÓN:**

- Nos piden indicar las proposiciones correctas, con relaciona cuatro celdas electrolíticas conectadas en serie.

✓ Tenemos como datos

	Electrólisis	Cátodo (-)	Ánodo (+)
Celda 01	$\overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-1}{\text{Cl}}_{2(ac)}$	$\text{Zn}_{(s)}$	$\text{Cl}_{2(l)}$
Celda 02	$\overset{+1}{\text{Ag}}\overset{-1}{\text{NO}}_{3(ac)}$	$\text{Ag}_{(s)}$	$\text{O}_{2(g)}$
Celda 03	$\overset{+2}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{SO}}_{4(ac)}$	$\text{Cu}_{(s)}$	$\text{O}_{2(g)}$
Celda 04	$\text{HA}_{(ac)}$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$

- En el ánodo 1 (-): $2\text{Cl}^{1-} - 2e^- \longrightarrow 1\text{Cl}_{2(s)}$
 $\theta_{(\text{Cl}_2)} = 2 ; V_{(\text{Cl}_2)}^{C.N} = 2,24 \text{ L}$

I. CORRECTA

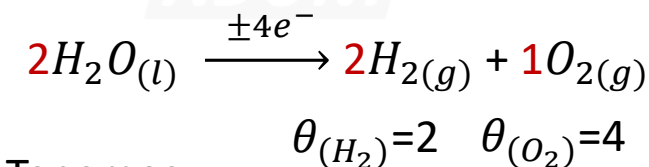
Tenemos: $\#eq\text{-g}(\text{Ag}) = \#eq\text{-g}(\text{Cl}_2)$

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{PE} = \frac{V_{(\text{Cl}_2)}^{C.N}}{22,4} \times \theta_{(\text{Cl}_2)} \Rightarrow \frac{m_{\text{Ag}}}{108/1} = \frac{2,24}{22,4} \times 2$$

$$\therefore m_{\text{Ag}} = 21,6\text{g}$$

II. INCORRECTA

En el **ánodo 3 (-)**, se libera $\text{O}_{2(g)}$ por lo tanto la masa del ánodo no cambia.

III. CORRECTA

Tenemos:

$\#eq\text{-g}(\text{Cl}_2) = \#eq\text{-g}(\text{H}_2) = \#eq\text{-g}(\text{O}_2)$

$$\frac{V_{(\text{Cl}_2)}^{C.N}}{22,4} \times \theta_{(\text{Cl}_2)} = \frac{V_{(\text{H}_2)}^{C.N}}{22,4} \times \theta_{(\text{H}_2)} = \frac{V_{(\text{O}_2)}^{C.N}}{22,4} \times \theta_{(\text{O}_2)}$$

$$\therefore V_{(total)}^{C.N} = 3,36 \text{ L}$$

CLAVE: A

VI. BIBLIOGRAFÍA

- **Química esencial; Lumbreras editores.**
- **Química, colección compendios académicos ADUNI; Lumbreras editores**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones; 2019 Lumbreras editores.**
- **Química la ciencia central, Brow, Lemay, Bursten; 2003; PEARSON**
- **Química, segunda edición Timberlake; 2008, PEARSON**
- **Química un proyecto de la ACS; Editorial Reverte; 2005**
- **Química general, Mc Murry-Fay quinta edición**

