



# CHEMISTRY

## Chapter 22

**4th**  
SECONDARY

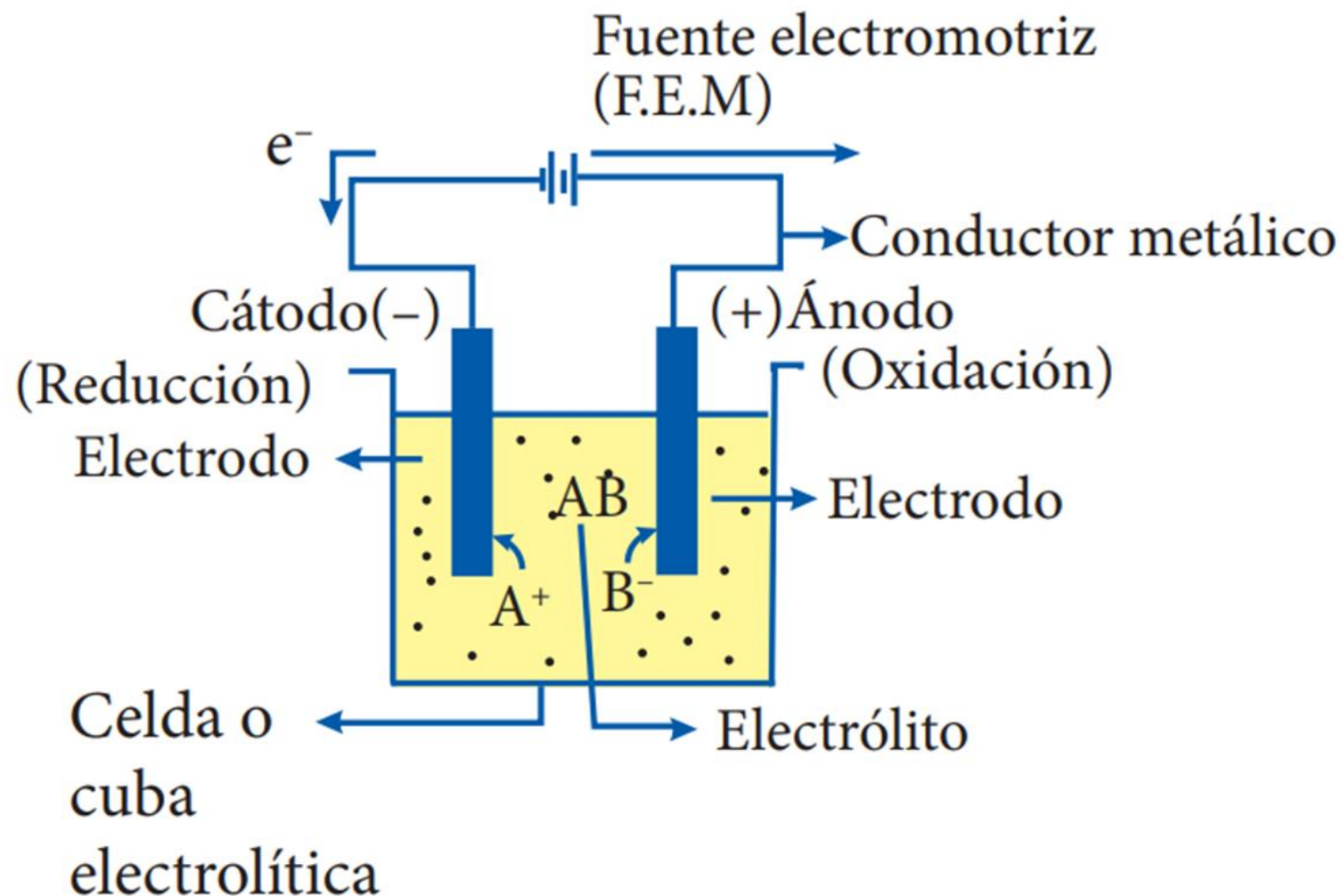
**Electrólisis parte  
cuantitativa**

---



 **SACO OLIVEROS**

## RECORDANDO :





## Intensidad de corriente (I)

Es la cantidad de electricidad que atraviesa cierta sección en la unidad de tiempo:

$$I = \frac{Q}{t}$$

Donde:

Q: carga (Coulomb)

t: tiempo (segundos)

i: intensidad (amperio)

## Coulomb (C)

Es la cantidad de electricidad que se necesita para que se deposite o libere un equivalente electroquímico o electroequivalente de alguna sustancia.

$$1C < > 1eq - q$$

$$Eq - q_{(sust)} = \frac{Eq - g_{(sus)}}{96\ 500}$$



## Faraday (F)

Es la cantidad de electricidad que se necesita para se deposite o libere un equivalente gramo de cierta sustancia

$$1F \leftrightarrow 1\text{eq-g} \leftrightarrow 6,022 \times 10^{23} e^- \leftrightarrow 96500 \text{ C}$$

### EJEMPLOS:

$$1 \text{ mol } e^- = 1 \text{ faraday} = 96\,500 \text{ C}$$

$$2 \text{ mol } e^- = 2 \text{ faraday} = 2 (96\,500 \text{ C}) = 193\,000 \text{ C}$$

$$3 \text{ mol } e^- = 3 \text{ faraday} = 3 (96\,500 \text{ C}) = 289\,500 \text{ C}$$



## LEYES DE FARADAY

Los procesos electrolíticos están gobernados por dos leyes fundamentales conocidas como las leyes de Faraday.

### 1º Ley de Faraday

La masa que se libera o deposita en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que atraviesa por la celda.

$$\text{Masa depositada o liberada} = \frac{P.E \times Q}{96\,500} = \frac{P.E \times I \times t}{96\,500}$$



## Ejemplo 1:

Con 1930 coulomb de carga, ¿qué masa de calcio se obtendrá en una celda electrolítica?

Dato:  $PA(\text{Ca}^{+2}) = 40$

### Resolución:

$$P.E(\text{Ca}) = \frac{40}{2} = 20$$

$$Q = 1930 \text{ C}$$

$$\text{Masa depositada o liberada} = \frac{P.E \times Q}{96\,500}$$

$$m = \frac{20 \times 1930}{96500}$$

$$m = 0,4 \text{ g}$$

### Nota:

- $\#eq - g = \frac{\text{masa}}{P.E.}$
- $P.E. = \frac{\bar{M}}{\theta}$  o  $P.E. = \frac{P.A.}{Val}$
- $M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}}$



## Ejemplo 2:

Una corriente de 50 amperios circula por 9650 s en una solución de  $\text{MgCl}_2$ . ¿Cuántos gramos de magnesio ( $\text{Mg}^{+2}$ ) se depositarán?

Dato:  $\text{PA}(\text{Mg}^{+2}) = 24$

### Resolución:

$$\text{P.E}(\text{Mg}) = \frac{24}{2} = 12$$

$$I = 50 \text{ A}$$

$$t = 9650 \text{ s}$$

$$\text{Masa depositada o liberada} = \frac{\text{P.E} \times I \times t}{96\,500}$$

$$m = \frac{12 \times 50 \times 9650}{96500}$$

$$m = 60 \text{ g}$$

### Nota:

- $\#eq - g = \frac{\text{masa}}{\text{P.E.}}$
- $\text{P.E.} = \frac{\bar{M}}{\theta}$  o  $\text{P.E.} = \frac{\text{P.A.}}{\text{Val}}$
- $M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}}$



### Ejemplo 3 :

Con 3 faraday de corriente que masa de hierro se depositará en el cátodo.

Dato: PA(Fe<sup>+2</sup>) = 56



### Resolución:

$$\text{P.E.}(\text{Fe}) = \frac{56}{2} = 28$$

Se cumple que:

$$\text{N.}^\circ \text{ faraday} = \text{N.}^\circ \text{Eq-g(sustancia)}$$

$$3 = \frac{\text{masa}}{28}$$

$$m = 84 \text{ g}$$

### Nota:

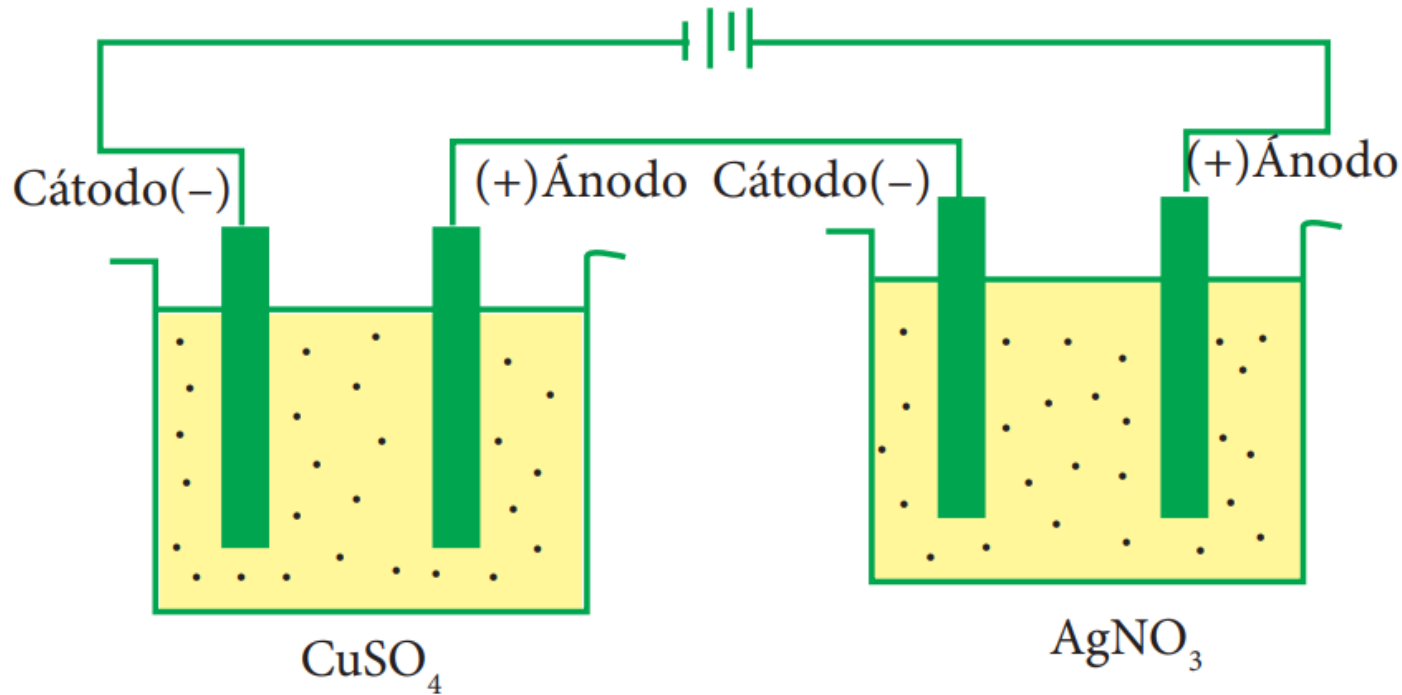
- $\#eq - g = \frac{\text{masa}}{\text{P.E.}}$
- $\text{P.E.} = \frac{\bar{M}}{\theta}$  o  $\text{P.E.} = \frac{\text{P.A.}}{\text{Val}}$
- $M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}}$



## 2º Ley de Faraday

Si dos o más celda conectadas en serie, las masas depositadas o liberadas son proporcionales a los pesos equivalentes.

F.E.M.



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

$$\frac{\text{Masa (Cu)}}{\text{P.E. (Cu)}} = \frac{\text{masa(Ag)}}{\text{P.E. (Ag)}}$$



## Ejemplo:

Si en una celda se obtiene 60 g de calcio, ¿qué masa de aluminio se obtendrá en otra celda está conectada con la primera?

Datos:  $PA(\text{Ca}^{+2} = 40, \text{Al}^{+3} = 27)$

## Resolución:

$$P.E(\text{Ca}) = \frac{40}{2} = 20$$

$$P.E(\text{Al}) = \frac{27}{3} = 9$$

Se cumple que:

$$\#Eq - g(\text{Ca}) = \#Eq - g(\text{Al})$$

$$\frac{\text{Masa}(\text{Ca})}{P.E.(\text{Ca})} = \frac{\text{masa}(\text{Al})}{P.E.(\text{Al})}$$

## Nota:

- $\#eq - g = \frac{\text{masa}}{P.E.}$
- $P.E. = \frac{\bar{M}}{\theta}$  o  $P.E. = \frac{P.A.}{Val}$
- $M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}}$

$$\frac{60}{20} = \frac{m}{9}$$

$$m = 27 \text{ g}$$



## Pregunta N°1

Durante **200 segundos** se hace circular **9,65 amperios** de corriente. Determine la **masa del aluminio** depositado.

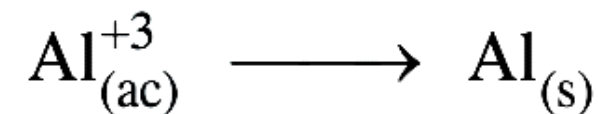
Dato: M.A.(Al = 27)

A) 0,9 g

B) 0,18 g

C) 0,09 g

D) 0,018 g



## RESOLUCIÓN

$$\text{P.E}(\text{Al}^{3+}) = \frac{27}{3} = 9$$

$$I = 9,65 \text{ A}$$

$$t = 200 \text{ s}$$

$$\text{Masa depositada o liberada} = \frac{\text{P.E} \times I \times t}{96\,500}$$

$$m_{\text{Al}} = \frac{9 \times 965 \times 200}{96\,500 \times 100}$$

$$m_{\text{Al}} = 0,18 \text{ g}$$

**Rpta 0,18g**



## Pregunta N°2

Con **5 moles** de electrones, ¿qué **masa de aluminio** se depositará en el cátodo? Dato: M.A.(Al<sup>+3</sup> = 27)

- A) 135 g      B) 90 g      C) 45 g      D) 9 g

## RESOLUCIÓN

$$P.E (Al^{3+}) = \frac{27}{3} = 9$$

$$1 \text{ mol e}^- \leftrightarrow 96\,500 \text{ C}$$

$$5 \text{ mol e}^- \leftrightarrow 5(96\,500 \text{ C})$$

$$\text{Masa depositada o liberada} = \frac{P.E \times Q}{96\,500}$$

$$m_{Al} = \frac{9 \times 5(96\,500)}{96\,500}$$

$$m_{Al} = 45 \text{ g}$$

**Rpta**    **45 g**



## Pregunta N°3

Si en una celda electrolítica se obtiene **560 g de hierro** a partir de  $\text{FeCl}_3$ , ¿qué **masa de calcio** se obtendrá en otra celda si  $\text{CaCl}_2$  está conectada con la primera?

Datos: M.A. ( $\text{Fe}^{+3} = 56$ ,  $\text{Ca}^{+2} = 40$ )

A) 300 g      B) 400 g      C) 500 g      D) 600 g

## RESOLUCIÓN

$$\text{P.E.}(\text{Fe}^{+3}) = \frac{56}{3}$$

$$\text{P.E.}(\text{Ca}^{+2}) = \frac{40}{2} = 20$$

2° Ley de Faraday

$$\# \text{Eq} - g(\text{Ca}) = \# \text{Eq} - g(\text{Fe})$$

$$\frac{\text{Masa}(\text{Ca})}{\text{P.E.}(\text{Ca})} = \frac{\text{masa}(\text{Fe})}{\text{P.E.}(\text{Fe})}$$

$$\frac{m_{\text{Ca}}}{20} = \frac{560}{\frac{56}{3}}$$

$$m_{\text{Ca}} = 600 \text{ g}$$

**Rpta 600 g**



## Pregunta N°4

La **masa de  $\text{Zn}^{+2}$**  depositado en el cátodo es **650 g**. ¿Cuál será la **masa de  $\text{O}_2$**  liberado en el ánodo?

Dato: M.A.(Zn = 65)

A) 40 g

B) 80 g

C) 120 g

D) 160 g

## RESOLUCIÓN

$$\text{P.E}(\text{Zn}^{+2}) = \frac{65}{2}$$

$$\text{P.E}(\text{O}_2) = 8$$

$$\frac{\text{Masa (Zn)}}{\text{P.E. (Zn)}} = \frac{\text{masa}(\text{O}_2)}{\text{P.E.}(\text{O}_2)}$$

$$\frac{650}{\frac{65}{2}} = \frac{m_{\text{O}_2}}{8}$$

$$m_{\text{O}_2} = 160 \text{ g}$$

**Rpta 160 g**



## Pregunta N°5

Con **15 mol de  $H_2$**  liberados en el cátodo, se obtendrá \_\_\_\_\_ **moles de oxígeno ( $O_2$ )** a las mismas condiciones.

- A) 1,875      B) 3,75      C) 7,5      D) 15

## RESOLUCIÓN

$$\theta(H_2) = 2$$

$$\theta(O_2) = 4$$

**Nota:**

$$\bullet \quad \#eq - g = n \times \theta$$

$$\#Eq - g(H_2) = \#Eq - g(O_2)$$

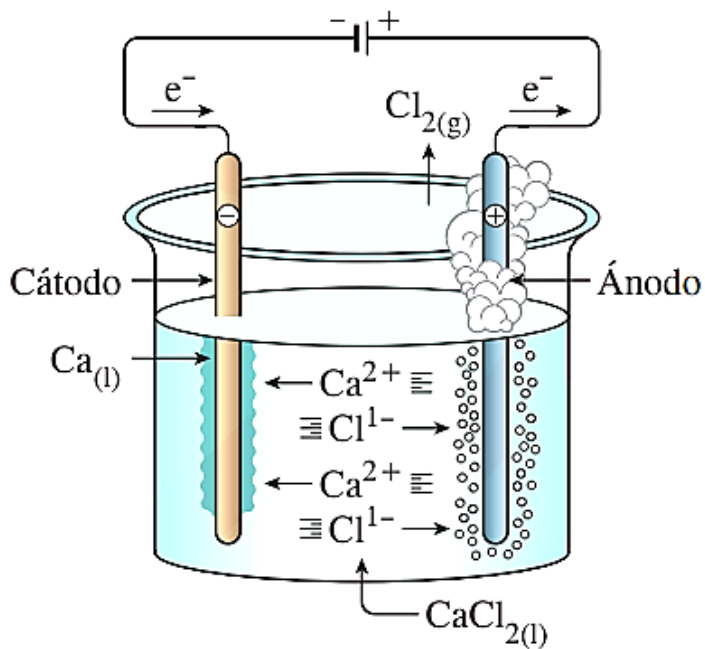
$$15 \times 2 = n_{O_2} \times 4$$

$$n_{O_2} = 7,5 \text{ mol}$$

**Rpta**    **7,5 mol**

## Pregunta N°6

En la siguiente celda electrolítica que contiene  $\text{CaCl}_2$  en estado líquido, se hace circular a través de ella una corriente de 5 amperios durante 2 horas.



Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda y luego marque la alternativa correcta.

- En el cátodo se obtiene 7,46 g de calcio metálico. ( )
- El gas  $\text{Cl}_2$  (g) de olor irritante se libera en el cátodo. ( )
- Para depositar 7,1 g de  $\text{Cl}_2$  se necesita 0,2 F. ( )

Datos: 1 F=96 500 C; MA (Ca=40, Cl=35,5)

A) FVF

B) VFV

C) FVV

D) FFV



## RESOLUCIÓN

- En el cátodo se obtiene 7,46 g de calcio metálico. ( **V** )

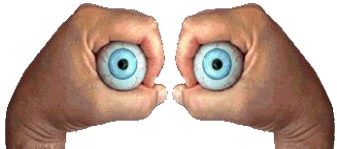
$$W(\text{Ca}) = \frac{\text{Meq} \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\left( \frac{40}{2} \right) \times 5 \times 2 (3600)}{96500} = 7,46 \text{ g}$$

- El gas  $\text{Cl}_2$  (g) de olor irritante se libera en el cátodo. ( **F** )

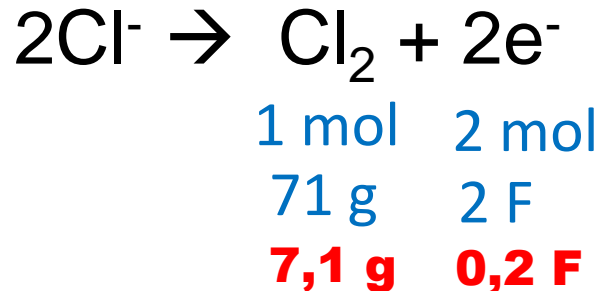
En la electrolisis de sales fundidas, el catión viaja al cátodo y se reduce



- Para depositar 7,1 g de  $\text{Cl}_2$  se necesita 0,2 F. ( **V** )



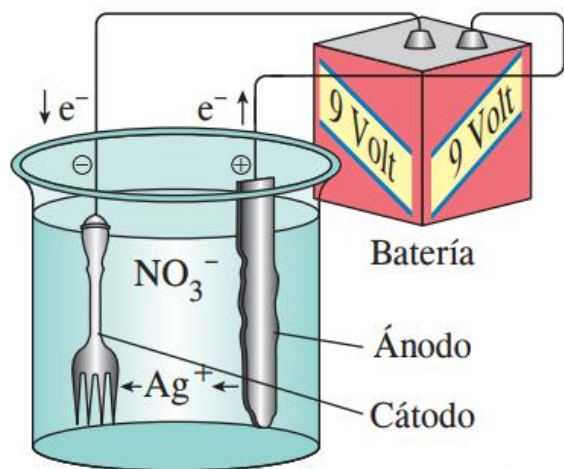
**1F deposita o libera 1 mol de  $\text{e}^-$**



**Rpta VFV**

## Pregunta N°7

Se desea recubrir de plata un tenedor metálico de 40 g de masa mediante la electrólisis de una disolución de nitrato de plata,  $\text{AgNO}_3$ , durante 5 minutos y con una corriente de 9,65 A. ¿Cuál es la masa del tenedor plateado? Dato: MA (Ag=108)



- A) 41,08 g      B) 42,38 g      C) 43,24 g      D) 43,86 g

$$W (\text{Ag}) = \frac{\text{Meq} \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{108}{1} \times 9,65 \times 5(60)}{96500} = 3,24 \text{ g}$$

## RESOLUCIÓN

$$\text{Masa tenedor plateado} = 40 \text{ g} + 3,24 \text{ g} = 43,24 \text{ g}$$

**Rpta** 43,24 g