

Primera ley de Faraday de la electrólisis

Química III · U4 RAP2 — Leyes de Faraday y FEM (8 sesiones de 1h)

Generado por PDF Project

Objetivos de aprendizaje

- Enunciar la primera ley de Faraday y expresarla en la fórmula $m = (Q \cdot M)/(n \cdot F)$.
- Calcular la carga eléctrica $Q = I \cdot t$ a partir de corriente y tiempo.
- Determinar la masa de una sustancia depositada o liberada en una celda electrolítica.
- Valorar, desde el CTSA, el consumo eléctrico y el rendimiento de los procesos electrolíticos.

Activación de conocimientos previos

De U4-RAP1

S1

En la celda electrolítica el ánodo es positivo y el cátodo negativo; allí se reduce el catión. Pregunte: si pasamos más corriente o la dejamos más tiempo, ¿deposita más o menos metal? ¿Por qué?

Algunos estudiantes creen que la masa depende del voltaje. Aclare: a voltaje fijo de descomposición, la masa depende de la CARGA ($I \cdot t$), no del voltaje en sí. Subir el voltaje solo acelera el paso de corriente si hay resistencia.

Desarrollo del tema

Enunciado de la primera ley de Faraday

La masa de una sustancia depositada o liberada en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de electricidad (carga) que atraviesa la celda. Matemáticamente:

$$m = (Q \cdot M) / (n \cdot F)$$

donde:

- m = masa depositada (g)
- Q = carga eléctrica (C) = $I \cdot t$, con I en ampere (A) y t en segundos (s)
- M = masa molar de la sustancia (g/mol)
- n = número de electrones en la semirreacción del electrodo
- $F = 96\,485 \text{ C/mol e}^-$ (constante de Faraday)

La carga eléctrica

Un ampere es un coulomb por segundo: $1 \text{ A} = 1 \text{ C/s}$. Por tanto $Q = I \cdot t$. Si la corriente es de 2 A durante 30 min (1800 s), $Q = 2 \times 1800 = 3600 \text{ C}$. Esa carga equivale a $3600 / 96\,485 = 0.0373 \text{ mol}$ de electrones.

El equivalente electroquímico

KEY

El término M/n se llama equivalente electroquímico (masa que 1 mol de electrones deposita). Para $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$, $M/n = 107.9 \text{ g por mol e}^-$. Para $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$, $M/n = 63.5/2 = 31.75 \text{ g por mol e}^-$. Por eso, con la misma carga, el cobre deposita menos masa que la plata.

Aplicación a la electrólisis

En la cuba electrolítica, la corriente externa obliga a ocurrir la reacción no espontánea. En el cátodo se reducen los cationes (p. ej. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$); en el ánodo se oxidan los aniones o el propio electrodo (p. ej. $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$). La masa total obedece a Faraday con independencia del voltaje, mientras haya 100 % de eficiencia.

Unidades

Trabaje siempre en el Sistema Internacional: I en A, t en s, Q en C. Si el tiempo viene en minutos u horas, convierta a segundos antes. Un error común es usar horas directo y obtener masas 3600 veces equivocadas.

Ejercicio resuelto

Masa de cobre depositada

Tip aplicado: $I \cdot t$ primero

Enunciado: Por una cuba de CuSO_4 circula una corriente de 3.00 A durante 45.0 min. Calcule la masa de cobre depositada en el cátodo. Datos: $M(\text{Cu}) = 63.55 \text{ g/mol}$; $F = 96\,485 \text{ C/mol e}^-$. Semirreacción: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$. Resolución: Paso 1. Convertir tiempo a segundos: $t = 45.0 \text{ min} \times 60 \text{ s/min} = 2700 \text{ s}$. Paso 2. Calcular carga: $Q = I \cdot t = 3.00 \text{ A} \times 2700 \text{ s} = 8100 \text{ C}$. Paso 3. Moles de electrones: $n_{\text{e}^-} = Q / F = 8100 / 96\,485 = 0.08395 \text{ mol e}^-$. Paso 4. Relación estequiométrica: 2 mol e^- depositan 1 mol Cu, así que $\text{mol Cu} = 0.08395 / 2 = 0.04198 \text{ mol}$. Paso 5. Masa: $m = 0.04198 \text{ mol} \times 63.55 \text{ g/mol} = 2.668 \text{ g}$. Respuesta: se depositan 2.67 g de Cu (con 3 cifras significativas).

Cierre y resumen

- Primera ley de Faraday: $m = (Q \cdot M)/(n \cdot F)$; masa proporcional a la carga.
- $Q = I \cdot t$, con I en A y t en s; $1 \text{ A} = 1 \text{ C/s}$.
- n es el número de electrones de la semirreacción del electrodo considerado.
- M/n es el equivalente electroquímico: masa por mol de electrones.

- La masa no depende del voltaje, sino de la carga total transferida.
- Esta ley cuantifica galvanoplastia, refinación y producción electrolítica con base en el consumo real de energía.