

Sesión 2 — Unidades eléctricas: ampere, coulomb y faraday

Química III · U4 RAP1 — Unidades electricas y celdas (4 sesiones de 1h)

Generado por PDF Project

Objetivos de aprendizaje

- Definir coulomb (C), ampere (A) y faraday (F) y relacionarlas entre sí.
- Calcular la carga eléctrica total a partir de la corriente y el tiempo ($Q = I \cdot t$).
- Convertir entre coulombs y moles de electrones usando la constante de Faraday ($1 F = 96,485 \text{ C/mol } e^-$).
- Aplicar estas relaciones para predecir masa de sustancia producida o consumida en un proceso electroquímico.

Activación de conocimientos previos

Repaso rápido

S2

Pida que recuerden la fórmula de la corriente eléctrica y la carga del electrón ($1 e^- = 1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$).

Pregunte: si pasa 1 ampere durante 1 segundo, ¿cuántos electrones cruzaron el cable?

Si confunden "ampere" con "cantidad de carga", aclare: el ampere mide flujo (carga por tiempo), no carga acumulada; el coulomb es la carga en sí.

Desarrollo del tema

Carga eléctrica y coulomb

La carga eléctrica se mide en coulombs (C). Un electrón tiene una carga de $-1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$; por tanto, 1 C equivale a $1 / (1.602 \times 10^{-19}) \approx 6.242 \times 10^{18}$ electrones.

Corriente eléctrica y ampere

El ampere (A) es la unidad de corriente eléctrica en el SI: $1 \text{ A} = 1 \text{ C/s}$. Es decir, la corriente es la cantidad de carga que atraviesa una sección por unidad de tiempo. La relación fundamental es:

$$Q = I \cdot t$$

donde Q es la carga en coulombs, I la corriente en amperes y t el tiempo en segundos.

La constante de Faraday

Michael Faraday estableció que la carga asociada a un mol de electrones es constante. Sabiendo que 1 mol de electrones contiene el número de Avogadro ($N_a = 6.022 \times 10^{23}$) de partículas:

$$F = N_a \cdot e^- = (6.022 \times 10^{23}) \cdot (1.602 \times 10^{-19} \text{ C}) \approx 96,485 \text{ C/mol } e^-.$$

Por convención usamos $1 F = 96,485 \text{ C/mol}$ de electrones. Esta constante vincula lo macroscópico (coulombs medibles con un amperímetro) con lo atómico (moles de electrones transferidos).

Relación moles de electrones – carga

Para un proceso donde circulan Q coulombs:

$$n(e^-) = Q / F$$

Y si una semirreacción requiere z electrones por mol de especie, entonces:

$$n(\text{especie}) = Q / (z \cdot F)$$

Conexión con estequiometría

KEY

Las reacciones redox transfieren un número entero z de electrones por mol. Por ejemplo, en $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$, $z = 2$: se necesitan $2 F$ ($\approx 192,970 \text{ C}$) para depositar 1 mol de Cu (63.55 g). Esta es la base de la electrólisis industrial.

Errores frecuentes

No use segundos mezclados con minutos u horas en $Q = I \cdot t$: convierta siempre a segundos. Y no olvide el factor z : muchos alumnos dividen entre F sin considerar cuántos electrones participan por mol de producto.

Enfoque CTSA

Energía y sociedad

CTSA

En México, la electroobtención de cobre en Minera México y la galvanoplastia consumen enormes cantidades de energía eléctrica. Saber convertir $\text{A} \cdot \text{h}$ a moles de electrones permite dimensionar costos y emisiones asociadas; $1 \text{ ampere-hora} = 3600 \text{ C}$, y cada mol de e^- cuesta energía y CO_2 según la matriz eléctrica.

Ejercicio resuelto

Carga y moles de e^-

Tip aplicado: usa $Q = I \cdot t$ y F

Enunciado: Por una celda de electrólisis circula una corriente de 2.00 A durante 30.0 minutos. Calcule (a) la carga total en coulombs y (b) los moles de electrones transferidos. Resolución: Paso 1. Convertir tiempo a segundos: $t = 30.0 \text{ min} \cdot 60 \text{ s/min} = 1800 \text{ s}$. Paso 2. Calcular carga: $Q = I \cdot t = (2.00 \text{ A}) \cdot (1800 \text{ s}) = 3600 \text{ C}$. Paso 3. Moles de electrones: $n(e^-) = Q / F = 3600 \text{ C} / 96,485 \text{ C/mol} = 0.0373 \text{ mol } e^-$. Respuesta: (a) la carga total es 3600 C; (b) se transfieren 0.0373 mol de electrones ($\approx 2.25 \times 10^{22}$ electrones).

Cierre y resumen

- El coulomb mide carga; el ampere mide flujo de carga ($1 \text{ A} = 1 \text{ C/s}$).
- La carga total se obtiene con $Q = I \cdot t$ (tiempo en segundos).
- 1 faraday = 96,485 C/mol e^- conecta carga macroscópica con moles de electrones.
- El factor z (electrones por mol de especie) es esencial para estequiometría electroquímica.
- Estas conversiones permiten cuantificar producción y costo energético de procesos industriales.