

PRÁCTICA 18 — Celda voltaica (pila de Daniell)

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

Generado por PDF Project

Objetivo

Ensamblar una pila de Daniell (Zn/Cu) para demostrar que una reacción redox espontánea genera corriente eléctrica, identificar ánodo y cátodo, medir su FEM con un voltímetro y calcularla teóricamente con potenciales estándar.

Seguridad

RIE
SGO

Usar gafas y guantes. Las soluciones de ZnSO_4 y CuSO_4 son irritantes; el puente salino contiene KCl o KNO_3 . No cortocircuite los electrodos con un puente metálico. Manipule el voltímetro con cuidado para no invertir las puntas de prueba (aunque el signo solo se invierte en la lectura).

Material y sustancias

- Dos vasos de precipitado (o un recipiente doble de pila).
- Varilla/electrodo de zinc (Zn) y de cobre (Cu), limpios.
- Solución de ZnSO_4 1 M y solución de CuSO_4 1 M.
- Puente salino (tubo en U con gelatina y KCl o KNO_3) o papel filtro saturado.
- Voltímetro (multímetro en escala de DC volts).
- Conectores con pinza cocodrilo.
- Cronómetro (opcional, para ver caída de voltaje con el tiempo).

Procedimiento paso a paso

1. Coloque ZnSO_4 en un vaso y sumerja el electrodo de Zn; en el otro, CuSO_4 y el electrodo de Cu. 2. Conecte el puente salino entre ambos vasos para cerrar el circuito iónico. 3. Conecte el voltímetro: punta roja (positivo) al electrodo de Cu, negra al de Zn. 4. Lea el voltaje estabilizado; regístrelo como FEM medida. 5. Observe el electrodo de Zn (debe corroerse/afinar) y el de Cu (debe recubrirse). 6. Conecte, si se desea, un pequeño motor o LED para evidenciar corriente. 7. Registre cambios de voltaje a los 5 y 10 min.

Observaciones esperadas

- El voltímetro marca $\sim +1.10$ V (cobre positivo respecto al zinc).
- El zinc se disuelve progresivamente (ánodo); el cobre se deposita (cátodo).
- La solución de Zn^{2+} se torna más concentrada; la de Cu^{2+} se empobrece.
- Al conectar carga, el voltaje baja ligeramente por polarización.

Semirreacciones y ecuación global

- Ánodo (oxidación): $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
- Cátodo (reducción): $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$
- Ecuación global: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

Polaridad

KEY

El cátodo (Cu) es el polo POSITIVO de la pila; el ánodo (Zn) es el NEGATIVO. Esto es lo contrario de la celda electrolítica. En toda celda, reducción en cátodo y oxidación en ánodo; lo que cambia es el signo.

Cálculo de la FEM

$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = (+0.34) - (-0.76) = +1.10 \text{ V.}$$

Con el multímetro se mide la FEM real; debe coincidir cercanamente si las concentraciones son ~1 M y 25 °C.

Puente salino

Sin puente salino no hay circuito iónico completo y la pila no funciona: los electrones fluyen por el cable, pero los iones deben migrar para balancear carga. El puente evita mezclar las soluciones directamente.

Disposición de residuos

- Recupere las soluciones de ZnSO_4 y CuSO_4 en sus frascos para reutilizar.
- El puente salino se guarda húmedo; no se desecha si está en buen estado.
- Los electrodos se enjuagan y guardan; el recubrimiento de Cu sobre Zn puede retirarse con ácido diluido si se reutilizará el zinc.
- Residuos sólidos metálicos van a chatarra valorizable, no al drenaje.

Cuestionario resuelto

FEM teórica vs medida

Tip aplicado: $E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$

Enunciado: Si al medir obtiene 1.06 V con soluciones 1 M a 25 °C, explique la pequeña diferencia y confirme la espontaneidad. Resolución: Paso 1. Teórica $E^{\circ}_{\text{celda}} = 0.34 - (-0.76) = 1.10 \text{ V}$. Paso 2. La medida 1.06 V es menor por sobrepotencial, resistencia de contacto y desviación real de concentración/temperatura. Paso 3. Como $E^{\circ}_{\text{celda}} > 0$, la reacción es espontánea (galvánica), confirma la lectura positiva. Respuesta: diferencia de 0.04 V por pérdidas; pila confirmada espontánea.

- ¿Por qué el zinc es el ánodo? Porque su $E^{\circ}(-0.76 \text{ V})$ es más negativo que el del cobre.
- ¿Qué pasa si se mezclan las soluciones? Se cortocircuita la pila y se pierde el voltaje útil.
- ¿La pila funciona sin puente salino? No: falta continuidad iónica.