

Sesión 4 — Celda galvánica y acumulador, y Práctica 16

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

Generado por PDF Project

Objetivos de aprendizaje

- Explicar el funcionamiento de una celda galvánica: ánodo (–), cátodo (+), puente salino y generación espontánea de energía eléctrica.
- Diferenciar celda galvánica de acumulador (batería recargable) y describir el acumulador de plomo-ácido.
- Realizar y reportar la Práctica de Laboratorio 16 "Electroquímica" con disposición correcta de residuos.
- Valorar, desde el CTSA, el beneficio y las repercusiones de las baterías en México.

Activación de conocimientos previos

Repaso rápido

S4

Pida que compare con la sesión anterior: ¿dónde estaban los signos de ánodo y cátodo en la electrolítica?

Pregunte: si ahora la reacción es espontánea, ¿quién empuja los electrones, la pila o la fuente?

Si dicen "el ánodo es positivo aquí también", corrija: en la galvánica el ánodo es NEGATIVO (–) y el cátodo POSITIVO (+); lo que no cambia es que la oxidación sigue en el ánodo y la reducción en el cátodo.

Desarrollo del tema

Celda galvánica (voltaica)

Convierte energía química espontánea en energía eléctrica. La reacción redox se separa en dos semirreacciones en compartimentos distintos; los electrones fluyen por el cable externo del ánodo al cátodo, produciendo corriente.

- Ánodo (–): oxidación; los electrones salen de aquí.
- Cátodo (+): reducción; los electrones entran aquí.
- Puente salino / membrana: permite el paso de iones para mantener la neutralidad eléctrica sin mezclar las disoluciones.

Signos en la galvánica

KEY

Ánodo = negativo (–), cátodo = positivo (+). Contraste con la electrolítica (ánodo +, cátodo –). Mnemotecnía: en la galvánica "AN (–) se oxida" y "CA (+) recibe". La regla ánodo=oxidación, cátodo=reducción es universal.

El acumulador (batería recargable)

Un acumulador es una celda galvánica reversible: la descarga es espontánea y la carga se fuerza con una fuente externa (como en la electrolítica). El ejemplo clásico es el acumulador de plomo-ácido de los automóviles.

Acumulador de plomo-ácido

- Descarga (galvánica): ánodo $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{e}^-$; cátodo $\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
- Carga (electrolítica): se invierten las semirreacciones mediante fuente externa; el electrolito es H_2SO_4 .
- Beneficio: arranque confiable y bajo costo. Repercusión: el plomo y el ácido son contaminantes; su reciclaje es una industria regulada en México.

Errores frecuentes

No llame "pila" a cualquier celda: pila = celda galvánica primaria (no recargable); acumulador = secundaria (recargable). Y no olvide el puente salino: sin él, la celda se polariza y deja de funcionar.

Enfoque CTSA

CTS
A

Baterías en México

Las baterías de los trolebuses y autos eléctricos reducen emisiones locales pero trasladan el impacto a la minería de litio y al fin de vida del acumulador. El reciclaje formal del plomo evita suelos y agua contaminados; el informal los degrada. ---

PRÁCTICA DE LABORATORIO 16 — Electroquímica

OBJ

Objetivo

Construir una celda galvánica con electrodos de Zn y Cu para observar la generación espontánea de corriente eléctrica, identificar ánodo y cátodo, y registrar las semirreacciones.

Material y sustancias

- 2 vasos de precipitados (100 mL).
- 1 puente salino (tubo en U con gel de KNO_3 o KCl , o papel filtro embebido).
- Electrodos: barra o lámina de Zn y barra o lámina de Cu.
- Disoluciones: ZnSO_4 1 M y CuSO_4 1 M.

- Voltímetro o multímetro (DC, escala de 1–2 V) con dos cables.
- Soporte, pinzas y cableado de conexión.
- Sustancias: sulfato de zinc, sulfato de cúprico, nitrato de potasio (puente).

Procedimiento paso a paso

1. Coloque ZnSO_4 en un vaso y CuSO_4 en el otro. 2. Sumerga el electrodo de Zn en ZnSO_4 y el de Cu en CuSO_4 . 3. Conecte el voltímetro: cable negro (COM, –) al Zn y cable rojo (V, +) al Cu. 4. Instale el puente salino uniendo ambos vasos; espere a que se estabilice la lectura. 5. Anote el voltaje medido (teórico ~1.10 V a 25 °C con 1 M). 6. Desconecte y, opcionalmente, cierre el circuito con un LED para ver la corriente. 7. Al finalizar, retire electrodos, guarde disoluciones para residuos y limpie.

Observaciones esperadas

- El voltímetro marca voltaje positivo con el Zn en el polo negativo.
- El electrodo de Zn se disuelve (pérdida de masa) y el de Cu se recubre (ganancia de masa).
- El color azul de CuSO_4 se atenúa conforme el Cu^{2+} se reduce.
- En el cátodo puede observarse depósito metálico brillante de cobre.

Semirreacciones

- Ánodo (Zn, –) oxidación: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
- Cátodo (Cu, +) reducción: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$
- Global: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu(s)}$ ($E^\circ_{\text{celda}} \approx +1.10 \text{ V}$)

Disposición de residuos

- Las disoluciones de CuSO_4 y ZnSO_4 NO deben ir al drenaje: contienen sales metálicas tóxicas para la vida acuática.
- Recoja ambas en el envase rotulado "Residuos de metales pesados" y entréguelas al manejo de residuos peligrosos de la institución.
- Enjuague los vasos y el puente con agua del grifo separada, nunca vertiendo las disoluciones al lavabo.
- Los electrodos se sequen y guarden para reutilización.

Cuestionario resuelto

1. ¿Por qué el Zn es el ánodo? Porque se oxida espontáneamente (mayor tendencia a perder electrones que el Cu); su potencial de reducción es más negativo. 2. ¿Por qué el voltímetro marca el Zn negativo? Porque en la galvánica el ánodo es negativo; los electrones salen del Zn hacia el cátodo. 3. ¿Qué función cumple el puente salino? Mantener la neutralidad eléctrica permitiendo migración de iones sin mezclar las disoluciones. 4. ¿Qué ocurre con la masa de cada electrodo? Zn disminuye (se oxida); Cu aumenta (se reduce y deposita). 5. ¿Por qué estas sales no van al drenaje? Porque Cu^{2+} y Zn^{2+} son tóxicos para organismos acuáticos y contaminan suelos y mantos freáticos.

Cierre y resumen

- La celda galvánica genera electricidad de forma espontánea: ánodo (-) se oxida, cátodo (+) se reduce.
- El puente salino cierra el circuito iónico sin mezclar disoluciones.
- El acumulador es reversible; el de plomo-ácido ejemplifica descarga galvánica y carga electrolítica.
- La Práctica 16 demuestra experimentalmente la electroquímica y refuerza la gestión responsable de residuos.
- El CTSA liga el beneficio de las baterías con su impacto ambiental y social en México.