

Serie electromotriz y potenciales estándar de reducción

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

Generado por PDF Project

Objetivos de aprendizaje

- Explicar qué es el potencial estándar de reducción y por qué se mide respecto al electrodo estándar de hidrógeno.
- Interpretar la serie electromotriz (tabla de potenciales) para predecir qué especie se oxida y cuál se reduce.
- Identificar, en una celda galvánica, cuál electrodo es ánodo y cuál es cátodo a partir de los valores de E° .
- Relacionar la posición de un metal en la serie con su reactividad frente a los ácidos y con la corrosión.

Activación de conocimientos previos

De lo visto en U4-RAP1

S1

Ya balanceamos semirreacciones y definimos que la oxidación ocurre en el ánodo y la reducción en el cátodo, en toda celda.

Pregunte: si conectamos una varilla de zinc y una de cobre en un ácido, ¿cuál se disuelve y cuál se recubre? ¿Por qué?

Si los estudiantes confunden "cátodo" con "positivo", aclare que en una celda galvánica el cátodo es el polo positivo, pero en una celda electrolítica el cátodo es negativo. Lo único que NO cambia es la función: en el cátodo siempre se reduce.

Desarrollo del tema

El electrodo estándar de hidrógeno (EEH)

Para medir la tendencia de una especie a ganar electrones necesitamos una referencia universal. Se define el electrodo estándar de hidrógeno (EEH): $\text{H}^+(1 \text{ M}) + \text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}, 1 \text{ atm})$ a 25°C , cuya semirreacción se asigna por convención el valor $E^\circ = 0.00 \text{ V}$. Todos los demás potenciales se miden construyendo una celda con el EEH y midiendo la fuerza electromotriz (FEM) resultante.

Potencial estándar de reducción E°

El potencial estándar de reducción, E° , es la medida de la tendencia de una especie a reducirse (ganar electrones) bajo condiciones estándar (1 M, 1 atm, 25°C). Se tabulan SIEMPRE como reducción:

- $\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li} \dots\dots\dots E^\circ = -3.04 \text{ V}$
- $\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K} \dots\dots\dots E^\circ = -2.93 \text{ V}$
- $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn} \dots\dots\dots E^\circ = -0.76 \text{ V}$

- $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe} \dots\dots\dots E^\circ = -0.44 \text{ V}$
- $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \dots\dots\dots E^\circ = 0.00 \text{ V}$ (referencia)
- $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} \dots\dots\dots E^\circ = +0.34 \text{ V}$
- $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} \dots\dots\dots E^\circ = +0.80 \text{ V}$
- $\text{F}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{F}^- \dots\dots\dots E^\circ = +2.87 \text{ V}$

Cómo leer la serie

KEY

Cuanto MÁS NEGATIVO el E° , mayor es la tendencia de la forma reducida (el metal) a OXIDARSE (perder electrones). Cuanto MÁS POSITIVO el E° , mayor la tendencia de la forma oxidada (el ion) a REDUCIRSE. Por eso el litio (-3.04 V) es el más reactivo de la serie y el flúor ($+2.87 \text{ V}$) es el oxidante más fuerte.

Serie electromotriz

La serie electromotriz ordena las semirreacciones de menor a mayor E° . Permite comparar dos especies sin montar la celda. Reglas prácticas:

- El metal ubicado más arriba (E° más negativo) actúa como agente reductor y se oxida; es el ÁNODO.
- El metal ubicado más abajo (E° más positivo) actúa como agente oxidante y se reduce; es el CÁTODO.
- Un metal con E° negativo desplaza al hidrógeno de los ácidos (desprende H_2); uno con E° positivo no reacciona con ácidos no oxidantes.

Error típico

No invierta el signo de E° al pasar de reducción a oxidación para armar la celda: la magnitud del potencial de medio electrodo NO cambia de signo al escribir la semirreacción inversa. Lo que cambia es la función del electrodo (ánodo o cátodo). El cálculo de la FEM se hace restando, no sumando inversos.

Ejercicio resuelto

Identifica ánodo y cátodo

Tip aplicado: compara E°

Enunciado: Se construye una celda con Zn^{2+}/Zn y Cu^{2+}/Cu . Indique cuál es el ánodo, cuál el cátodo, escriba las semirreacciones y calcule la FEM estándar de la celda. Resolución: Paso 1. Valores de la tabla: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34 \text{ V}$. Paso 2. El zinc tiene E° más negativo, así que tiende a oxidarse: es el ÁNODO. El cobre tiene E° más positivo, tiende a reducirse: es el CÁTODO. Paso 3. Semirreacciones:

- Ánodo (oxidación): $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

- Cátodo (reducción): $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$

Paso 4. FEM estándar: $E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} = (+0.34) - (-0.76) = +1.10 \text{ V}$.

Respuesta: Ánodo = Zn, cátodo = Cu, $E^{\circ}_{\text{celda}} = 1.10 \text{ V}$ (celda espontánea, galvánica).

Cierre y resumen

- El EEH fija la referencia $E^{\circ} = 0.00 \text{ V}$; todos los potenciales se miden contra él.
- E° es la tendencia a reducirse; se tabula siempre como reducción.
- En la serie, arriba = se oxida (ánodo, agente reductor); abajo = se reduce (cátodo, agente oxidante).
- Un metal con $E^{\circ} < 0$ desplaza H^{+} de los ácidos; uno con $E^{\circ} > 0$ no.
- La FEM se calcula restando: $E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$.
- Esta herramienta explica por qué el zinc protege al acero y por qué el cobre no se disuelve en ácido diluido.