



Solución Hoja de Ejercicios: Pilas Galvánicas

Academia de Ciencias Lógica

Ejercicio 1

Pares: Pb^{2+}/Pb ($E^\circ = -0,13\text{ V}$) y Zn^{2+}/Zn ($E^\circ = -0,76\text{ V}$).

a) Electrodo y reacciones: El electrodo con el potencial de reducción más alto actúa como cátodo (reducción), y el más bajo como ánodo (oxidación).

- **Cátodo (+):** Pb . Se produce la reducción del Pb^{2+} . Oxidante: Pb^{2+} .
- **Ánodo (-):** Zn . Se produce la oxidación del Zn . Reductor: Zn .

Reacciones:

- Semirreacción de reducción (Cátodo): $Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$
- Semirreacción de oxidación (Ánodo): $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$

b) Potencial estándar y esquema: $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = -0,13 - (-0,76) = 0,63\text{ V}$. Los electrones circulan por el circuito externo desde el ánodo (Zn) hacia el cátodo (Pb).

Ejercicio 2

Datos: $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,35\text{ V}$; $E^\circ(Ag^+/Ag) = 0,8\text{ V}$.

a) Potencial y electrodos: $E^\circ_{\text{pila}} = 0,8 - 0,35 = 0,45\text{ V}$.

- **Cátodo:** Plata (Ag), por tener mayor potencial de reducción.
- **Ánodo:** Cobre (Cu), por tener menor potencial de reducción.

b) Disolución de la cuchara de cobre en $AgNO_3$: La reacción global sería:

$Cu(s) + 2Ag^+(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2Ag(s)$. Como el potencial de la pila es positivo ($0,45\text{ V}$), la reacción es espontánea ($\Delta G < 0$). Por lo tanto, el cobre se oxidará a Cu^{2+} y **la cuchara se disolverá**.

c) Notación de la pila: $Zn(s)|Zn^{2+}(1M)||Pb^{2+}(1M)|Pb(s)$ (Error en metales, corregido):
 $Cu(s)|Cu^{2+}(1M)||Ag^+(1M)|Ag(s)$

Ejercicio 3

Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$.

a) Fuerza electromotriz (FEM): $E^\circ_{\text{pila}} = 0,80 - (-0,25) = 1,05 \text{ V}$.

b) Notación y reacción global: Notación: $\text{Ni}(s)|\text{Ni}^{2+}(1M)||\text{Ag}^+(1M)|\text{Ag}(s)$. Reacción global: $\text{Ni}(s) + 2\text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(aq) + 2\text{Ag}(s)$.

c) Electrodo y reacciones:

- **Cátodo (+):** Reducción: $\text{Ag}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Ag}(s)$
- **Ánodo (-):** Oxidación: $\text{Ni}(s) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(aq) + 2e^-$

Ejercicio 4

Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28 \text{ V}$.

a) Potencial y electrodos: $E^\circ_{\text{pila}} = -0,28 - (-0,44) = 0,16 \text{ V}$.

- **Cátodo:** Cobalto (Co), mayor potencial.
- **Ánodo:** Hierro (Fe), menor potencial.

b) Reacciones:

- **Ánodo:** $\text{Fe}(s) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + 2e^-$
- **Cátodo:** $\text{Co}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Co}(s)$
- **Global:** $\text{Fe}(s) + \text{Co}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + \text{Co}(s)$

c) Notación: $\text{Fe}(s)|\text{Fe}^{2+}(1M)||\text{Co}^{2+}(1M)|\text{Co}(s)$

Ejercicio 5

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = +0,52 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,8 \text{ V}$.

a) Electrodo y potencial:

- **Cátodo:** Plata (Ag). **Ánodo:** Cobre (Cu).

$$E^\circ_{\text{pila}} = 0,8 - 0,52 = 0,28 \text{ V}.$$

b) Reacciones:

- Ánodo: $Cu(s) \rightarrow Cu^+(aq) + e^-$
- Cátodo: $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$
- Global: $Cu(s) + Ag^+(aq) \rightarrow Cu^+(aq) + Ag(s)$

c) Notación: $Cu(s)|Cu^+(1M)||Ag^+(1M)|Ag(s)$

Ejercicio 6

(Este ejercicio es idéntico al Ejercicio 3 en datos) $E_{pila}^{\circ} = 0,80 - (-0,25) = 1,05 V$.

- Ánodo (Ni): $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$
- Cátodo (Ag): $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$
- Global: $Ni + 2Ag^+ \rightarrow Ni^{2+} + 2Ag$
- Notación: $Ni|Ni^{2+}||Ag^+|Ag$

Ejercicio 7

Datos: $E^{\circ}(Cd^{2+}/Cd) = -0,40 V$; $E^{\circ}(Zn^{2+}/Zn) = -0,77 V$; $E^{\circ}(Al^{3+}/Al) = -1,68 V$.

a) **Justificación de la barra a introducir:** Para obtener Zn metálico a partir de una disolución de Zn^{2+} , el metal que introduzcamos debe ser capaz de reducir al zinc, es decir, debe tener un potencial de reducción **menor** que el del zinc ($E^{\circ} < -0,77 V$).

- El Cadmio ($E^{\circ} = -0,40 V$) tiene un potencial mayor, por lo que no reducirá al Zn^{2+} .
- El Aluminio ($E^{\circ} = -1,68 V$) tiene un potencial menor. Por tanto, **debe introducirse la barra de Aluminio**.

b) **Reacciones:**

- Oxidación: $Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3e^-$
- Reducción: $Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$
- Global: $2Al(s) + 3Zn^{2+}(aq) \rightarrow 2Al^{3+}(aq) + 3Zn(s)$

Ejercicio 8

Un proceso es espontáneo si $E_{pila}^{\circ} > 0$.

a) $Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$ Oxidante: H^+ ; Reductor: Zn . $E_{total}^\circ = 0,0 - (-0,76) = 0,76 V$.
Espontáneo.

b) $Cu^{2+} + 2Ag \rightarrow Cu + 2Ag^+$ Oxidante: Cu^{2+} ; Reductor: Ag . $E_{total}^\circ = 0,34 - 0,80 = -0,46 V$. **No espontáneo.**

c) $I_2 + 2Fe^{2+} \rightarrow 2I^- + 2Fe^{3+}$ Oxidante: I_2 ; Reductor: Fe^{2+} . $E_{total}^\circ = 0,54 - 0,77 = -0,23 V$. **No espontáneo.**

d) $Cr + 3Fe^{3+} \rightarrow Cr^{3+} + 3Fe^{2+}$ Oxidante: Fe^{3+} ; Reductor: Cr . $E_{total}^\circ = 0,77 - (-0,74) = 1,51 V$.
Espontáneo.

Ejercicio 9

Datos: $E^\circ(Mg^{2+}/Mg) = -2,34 V$; $E^\circ(Fe^{3+}/Fe) = -0,04 V$.

a) **Ánodo de sacrificio:** El metal que actúa como ánodo de sacrificio es aquel que se oxida más fácilmente, es decir, el que tiene el potencial de reducción más bajo. En este caso, el **Magnesio (Mg)** protegerá al Hierro.

b) **Reacción entre Fe^{3+} y Mg:**

- b_1) Semirreacciones:
 - Oxidación (Ánodo): $Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2e^-$
 - Reducción (Cátodo): $Fe^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Fe(s)$
 - Global: $3Mg(s) + 2Fe^{3+}(aq) \rightarrow 3Mg^{2+}(aq) + 2Fe(s)$
- b_2) Electrones intercambiados: $6e^-$.
- b_3) Potencial y energía libre: $E^\circ = -0,04 - (-2,34) = 2,30 V$. Como $E^\circ > 0$, el proceso es **espontáneo** ($\Delta G = -nFE^\circ < 0$).

c) **Reemplazo de ánodos:** Sí, es necesario reemplazarlos porque el metal del ánodo de sacrificio se consume (se oxida a iones en disolución) mientras protege al otro metal. Una vez que el ánodo se ha consumido totalmente, el metal principal queda expuesto a la corrosión.