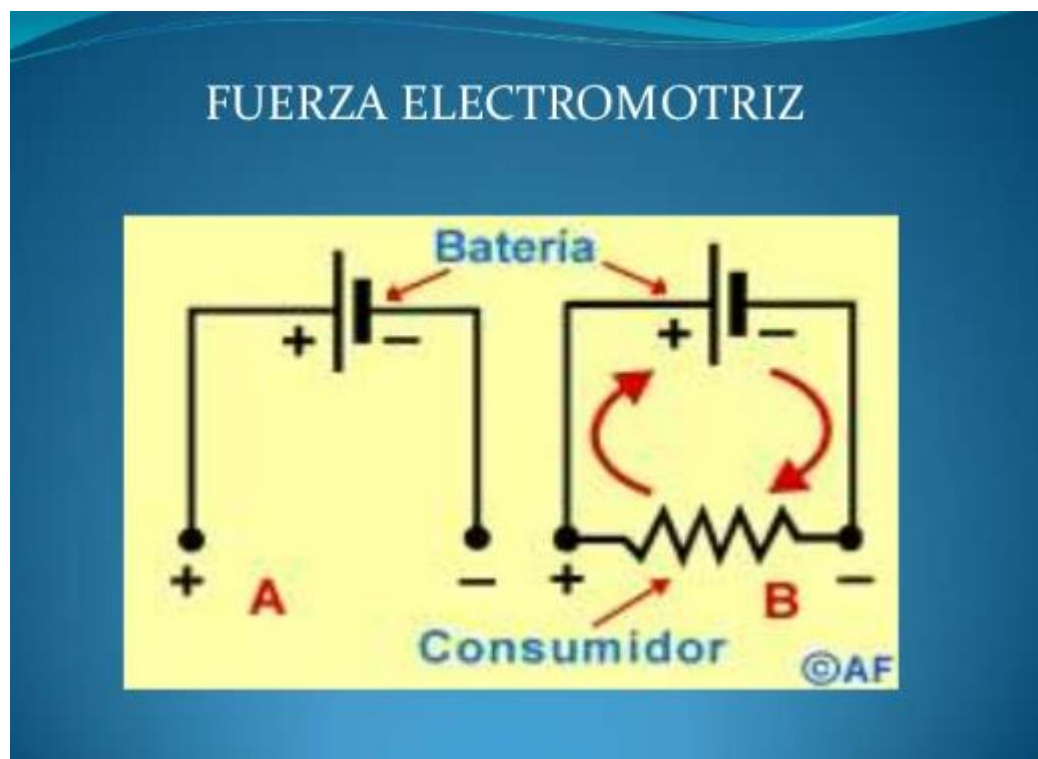


La fuerza electromotriz:

La fuerza electromotriz, o FEM, es la energía por unidad de carga que un generador eléctrico suministra a un circuito eléctrico. En términos más sencillos, es la "presión" que empuja a los electrones a moverse a través de un circuito. En el contexto de la química, la FEM es la fuerza que impulsa las reacciones redox en las celdas electroquímicas.



Celdas galvánicas: En estas celdas, las reacciones químicas espontáneas generan una diferencia de potencial eléctrico, que es la FEM. Esta energía eléctrica puede ser utilizada para realizar trabajo, como encender una bombilla.

Fórmula:

$$E^{\circ}\text{celda} = E^{\circ}\text{cátodo} - E^{\circ}\text{ánodo}$$

Donde:

- $E^{\circ}\text{celda}$: Potencial estándar de celda (FEM)
- $E^{\circ}\text{cátodo}$: Potencial estándar de reducción del cátodo
- $E^{\circ}\text{ánodo}$: Potencial estándar de reducción del ánodo (con el signo cambiado)

Celda de Daniell

Consideremos una celda de Daniell, formada por un electrodo de cobre sumergido en una solución de sulfato de cobre y un electrodo de zinc sumergido en una solución de sulfato de zinc.

Identificación:

- **Ánodo:** Zn (se oxida)
- **Cátodo:** Cu (se reduce)

Potenciales estándar de reducción:

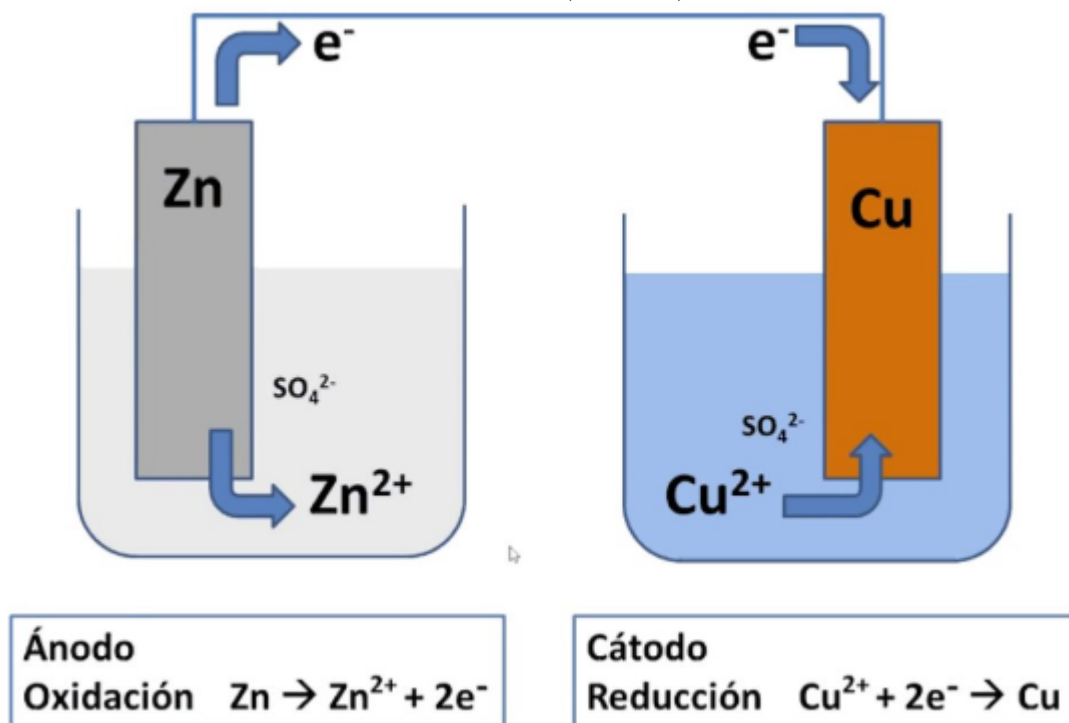
- $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ ($E^\circ = -0.76 \text{ V}$)
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ($E^\circ = +0.34 \text{ V}$)

Semireacciones:

- Ánodo: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ ($E^\circ = +0.76 \text{ V}$)
- Cátodo: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ($E^\circ = +0.34 \text{ V}$)

Cálculo de la FEM:

- $E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = +0.34 \text{ V} - (+0.76 \text{ V}) = -0.42 \text{ V}$



Celdas electrolíticas: En este caso, se aplica una FEM externa para forzar que ocurra una reacción química no espontánea. Por ejemplo, en la electrólisis del agua, se aplica una FEM para descomponer el agua en hidrógeno y oxígeno.

Fórmula:

$$E^{\circ}\text{celda} = E^{\circ}\text{cátodo} - E^{\circ}\text{ánodo}$$

Sin embargo, hay una diferencia crucial:

- En celdas electrolíticas, el valor de $E^{\circ}\text{celda}$ será negativo. Esto indica que la reacción no es espontánea y se requiere aplicar una fuerza externa para que ocurra.
- La FEM mínima que se debe aplicar es igual en magnitud, pero de signo contrario al valor de $E^{\circ}\text{celda}$.

Supongamos que queremos calcular la FEM mínima necesaria para descomponer el agua en hidrógeno y oxígeno.

1. Semirreacciones:

- Ánodo: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ ($E^{\circ} = -1.23 \text{ V}$)
- Cátodo: $4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2$ ($E^{\circ} = 0 \text{ V}$)

2. Cálculo de la FEM:

- $E^{\circ}\text{celda} = E^{\circ}\text{cátodo} - E^{\circ}\text{ánodo} = 0 \text{ V} - (-1.23 \text{ V}) = +1.23 \text{ V}$

3. FEM mínima:

- La FEM mínima que se debe aplicar es de -1.23 V .

En conclusión, las diferencias son las siguientes

Celdas Galvánicas

- **Conversión de energía química en eléctrica:** Estas celdas generan electricidad a partir de una reacción redox espontánea.
- **Ánodo:** Lugar donde ocurre la oxidación.
- **Cátodo:** Lugar donde ocurre la reducción.
- **Flujo de electrones:** Los electrones fluyen del ánodo al cátodo a través de un circuito externo.
- **Ejemplo:** Una batería común.

Celdas Electrolíticas

- **Conversión de energía eléctrica en química:** Estas celdas utilizan la electricidad para forzar que ocurra una reacción redox no espontánea.

- **Ánodo:** Lugar donde ocurre la oxidación (se conecta al polo positivo de la fuente de corriente).
- **Cátodo:** Lugar donde ocurre la reducción (se conecta al polo negativo de la fuente de corriente).
- **Flujo de electrones:** Los electrones fluyen del polo negativo de la fuente de corriente al cátodo, y del ánodo al polo positivo de la fuente.
- **Ejemplo:** La electrólisis del agua para producir hidrógeno y oxígeno.

Mientras una consume energía eléctrica, la otra la genera utilizando la energía química que la otra es capaz de producir, son opuestas.