

QUÍMICA 2º BACHILLERATO**HOJA Nº 13****SOLUCIONES****REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES:****POTENCIALES DE ELECTRODOS. PILAS.**

- 1.-/ a) 1,56 V. b) Ánodo (-): **Zn**; Cátodo (+): **Ag** c) $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$
- 2.-/ a) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 0,78 \text{ V}$; Ánodo (-): **Fe**; Cátodo (+): **Cu** b) $\text{Fe} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
c) No hay reacción d) $\text{Cu} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{CuI}_2$ e) No hay reacción.
- 3.-/ a) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 1,10 \text{ V}$ b) Ánodo (-): **Zn** ; Cátodo (+): **Cu** c) $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
- 4.-/ a) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 1,24 \text{ V}$
- 5.-/ a) Más Oxidante: **Ag⁺**; Menos Oxidante: **Mg²⁺**
b) Más Reductora: **Mg**; Menos Reductora: **Ag**
c) **AgNO₃** ; **CuSO₄**
- 6.-/ a) **MnO₄⁻** b) **Na**
- 7.-/ a) Espontánea, $\Delta E^\circ = 0,83 \text{ V} > 0$
- 8.-/ a) $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$
- 9.-/ a) Espontáneo, $\Delta E^\circ = 0,78 \text{ V} > 0$: $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$
b) No espontáneo, $\Delta E^\circ = -2,11 \text{ V} < 0$
c) Espontáneo, $\Delta E^\circ = 1,13 \text{ V} > 0$: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{SO}_3^{2-} + 8 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- 10.-/ a) Espontáneo, $\Delta E^\circ = 2,01 \text{ V} > 0$ b) Espontáneo, $\Delta E^\circ = 0,62 \text{ V} > 0$
c) El **F₂** es **muy oxidante** ($E^\circ = 2,86 \text{ V}$) d) No Espontáneo, $\Delta E^\circ = -0,34 \text{ V} < 0$ (**HCl**)
Espontáneo, $\Delta E^\circ = 0,47 \text{ V} > 0$ (**HNO₃**)
e) **Sí**, la reacción es **espontánea**, $\Delta E^\circ = 0,27 \text{ V} > 0$
- 11.-/ a) Izquierda b) Derecha c) Derecha.
Mayor Poder Oxidante: **Hg²⁺**
Mayor Poder Reductor: **Cu**
- 12.-/ a) El **Fe se oxida** a **Fe²⁺**
b) El **Mg se oxida** a **Mg²⁺** y se desprende hidrógeno, **H₂**.
- 13.-/ a) Oxidación = **Ánodo (-): Al**; Reducción = **Cátodo (+): Cu**
b) $2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}$ c) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 2,01 \text{ V}$
- 14.-/ a) Espontáneo, $\Delta E^\circ = 0,59 \text{ V} > 0$ b) No hay reacción, $\Delta E^\circ = -0,23 \text{ V} < 0$
- 15.-/ a) $\text{Pb} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Cu}$ b) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 0,47 \text{ V}$
Ánodo (-): **Pb**; Cátodo (+): **Cu**

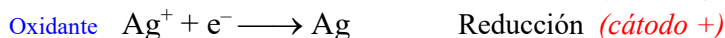
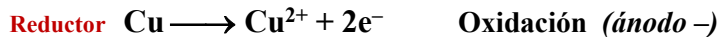
- 2

- 31.-/ a) El Cu se **oxida** a Cu^{2+} , $\Delta E^\circ = 0,46 \text{ V} > 0$
 b) **No hay reacción**, $\Delta E^\circ = -0,70 \text{ V} < 0$
 c) $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$
- 32.-/ a) Más Oxidante: Ag^+ . Más Reductora: **Mg**.
 b) AgNO_3 ; CuSO_4
- 33.-/ a) Más Oxidante: Cl_2
 b) **Espontánea**, $\Delta E^\circ = 0,82 \text{ V} > 0 \rightarrow \Delta G^\circ < 0$
 c) **No Espontánea**, $\Delta E^\circ = -0,53 \text{ V} < 0 \rightarrow \Delta G^\circ > 0$
- 34.-/ a) $2 (\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-)$ (Oxidación): **Ánodo (-) = Al**
 $3 (\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu})$ (Reducción): **Cátodo (+) = Cu**
 $2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}$
 b) **Ánodo (-)** $\text{Al} (\text{s}) / \text{Al}^{3+} (1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+} (1 \text{ M}) / \text{Cu} (\text{s})$ **Cátodo (+)** ; $E^\circ_{\text{pila}} = 2,02 \text{ V}$
- 35.-/ a) **Espontánea**. $\Delta \varepsilon^\circ = 0,33 \text{ V}$
 b) **No espontánea**. $\Delta \varepsilon^\circ = -0,24 \text{ V}$
 c) **Espontánea**. $\Delta \varepsilon^\circ = 0,02 \text{ V}$
- 36.-/ a) **No espontánea**. $\Delta \varepsilon^\circ = -0,78 \text{ V}$
 b) **Espontánea**. $\Delta \varepsilon^\circ = 0,74 \text{ V}$
 c) **No espontánea**. $\Delta \varepsilon^\circ = -0,04 \text{ V}$
- 37.-/ a) Más Oxidante: Cl_2 . Más Reductora: **K**
 b) **Ánodo(-)** : K^+/K (el de menor potencial de reducción). **Cátodo(+)**: Cl_2/Cl^- (el de mayor).
 $E^\circ_{\text{pila}} = 4,28 \text{ V}$
 c) $2 \cdot (\text{K} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-)$ (Oxidación): **Ánodo (-)**
 $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-$ (Reducción): **Cátodo (+)**
 $2 \text{K} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{K}^+ + 2 \text{Cl}^-$
- 38.-/ a) **Espontánea**. $\Delta E^\circ = 0,78 \text{ V}$; $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
 b) **Espontánea**. $\Delta E^\circ = 0,24 \text{ V}$; $\text{Ni} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{NiCl}_2 + \text{H}_2$
 c) **Espontánea**. $\Delta E^\circ = 2,93 \text{ V}$; $2 \text{K} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{KOH} + \text{H}_2$
- 39.-/ a) **No espontánea**. $\Delta E^\circ = -0,38 \text{ V}$; $\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} \longrightarrow$ No hay reacción
 b) **No espontánea**. $\Delta E^\circ = -0,18 \text{ V}$; $\text{Fe}^{2+} + \text{Ni} \longrightarrow$ No hay reacción
 c) **Espontánea**. $\Delta E^\circ = 1,53 \text{ V}$; $2 \text{Fe}^{3+} + \text{Zn} \longrightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{Zn}^{2+}$
- 40.-/ a) **Fe** (ánodo -) y **Ag** (cátodo +). $E^\circ = 1,24 \text{ V}$
 b) $\text{Pb} + 2 \text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag}$
 c) Ag^+ . La más oxidante es la que tenga el potencial de reducción más alto.
- 41.-/ a) Al^{3+}/Al . Tiene el menor potencial de reducción y el signo de la f.e.m. será positivo.
 b) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$ **Reducción (cátodo +)**
 $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ **Oxidación (ánodo -)**
 c) $\Delta E^\circ = 2,01 \text{ V}$

42.-/ a) Verdadera. El ánodo es el electrodo en el que se produce la oxidación y es el de menor potencial normal de reducción (Cu) y el **cátodo**, en el que se produce la reducción, y es del mayor potencial normal de reducción (Ag).

b) Falsa. $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ánodo}) = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$.

c) Falsa. En el ánodo de la pila (Cu) tiene lugar la oxidación del reductor.



43.-/ a) Verdadera. $\text{Mg} + \text{Pb}^{2+} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Pb}$. Espontánea. $\Delta E^\circ = 2,231 \text{ V}$.

b) Verdadera. $\text{Sn} + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2$. Espontánea. $\Delta E^\circ = 0,137 \text{ V}$.

c) Verdadera. $\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + \text{Sn}^{2+} \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{Sn}^{4+} + 2 \text{H}_2\text{O}$. Espontánea. $\Delta E^\circ = 0,016 \text{ V}$.

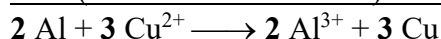
44.-/ a) Espontánea. $\text{Cl}_2 + 2 \text{Fe}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Cl}^- + 2 \text{Fe}^{3+}$. $\Delta E^\circ = 0,59 \text{ V} \Rightarrow \Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$

b) $\Delta E^\circ = 0,76 \text{ V}$

c) $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,403 \text{ V}$

45.-/ a) $2 \cdot (\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-)$ (Oxidación): **Ánodo (-) = Al (s)**

$3 \cdot (\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu})$ (Reducción): **Cátodo (+) = Cu (s)**



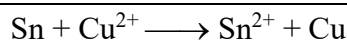
b) $E^\circ_{\text{pila}} = 2,01 \text{ V}$; $\text{Ánodo (-) Al (s)} \mid \text{Al}^{3+}(1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(1 \text{ M}) \mid \text{Cu (s) Cátodo (+)}$

c) Espontánea. $\Delta E^\circ = 1,67 \text{ V} > 0$; $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2(\text{g})$

No Espontánea. $\Delta E^\circ = -0,34 \text{ V} < 0$; $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{No hay reacción}$

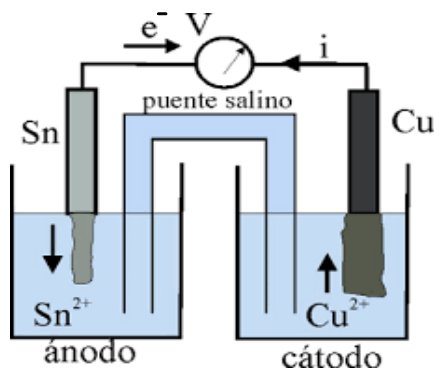
46.-/ a) $\text{Sn} \longrightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (Oxidación): **Ánodo (-) = Sn (s)**

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$ (Reducción): **Cátodo (+) = Cu (s)**



b) $\text{Ánodo (-) Sn (s)} \mid \text{Sn}^{2+}(1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(1 \text{ M}) \mid \text{Cu (s) Cátodo (+)}$

Los electrones se mueven siempre del electrodo (-) **Ánodo** al electrodo positivo (+) **Cátodo**.



c) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 0,48 \text{ V}$

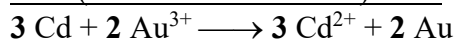
47.-/ a) $\text{Fe}^{2+} + \text{Co} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Co}^{2+}$. Espontánea. $\Delta E^\circ = 0,68 \text{ V} > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$

b) $\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$. Espontánea. $\Delta E^\circ = 1,16 \text{ V} > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$

c) Ocurriría lo mismo, pues las reacciones serían las mismas.

48.-/ a) $3 \cdot (\text{Cd} \longrightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-)$ (Oxidación): **Ánodo (-) = Cd (s)**

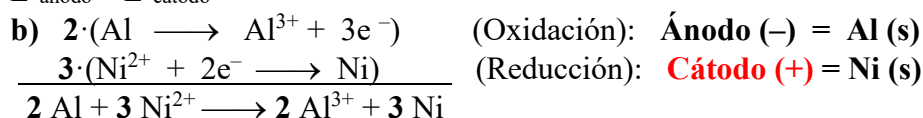
$2 \cdot (\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Au})$ (Reducción): **Cátodo (+) = Au (s)**



b) Se oxida: Cd; se reduce: Au^{3+} . **Oxidante:** Au^{3+} ; **Reductora:** Cd

c) $\text{Ánodo (-) Cd (s)} \mid \text{Cd}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \parallel \text{Au}^{3+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \mid \text{Au (s) Cátodo (+)}$; $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 1,82 \text{ V}$

49.-/ a) Al^{3+}/Al . El **ánodo** debe ser el electrodo que tenga menor potencial de reducción, ya que el $E^\circ_{\text{ánodo}} < E^\circ_{\text{cátodo}}$

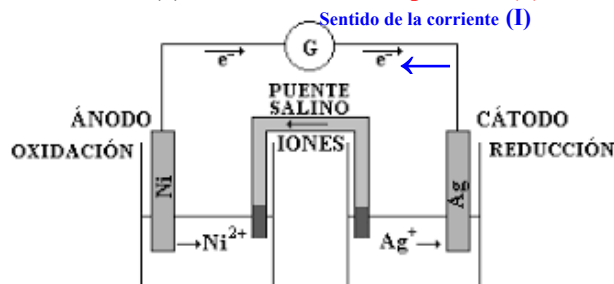


c) $\text{Ánodo (-)} \text{Al (s)} \mid \text{Al}^{3+}(\text{aq}, 1\text{M}) \parallel \text{Ni}^{2+}(\text{aq}, 1\text{M}) \mid \text{Ni (s)} \text{Cátodo (+)} ; \Delta E^\circ_{\text{pila}} = 1,41 \text{ V}$

50.-/ a) **Ánodo (-):** Ni^{2+}/Ni

Cátodo (+): Ag^+/Ag

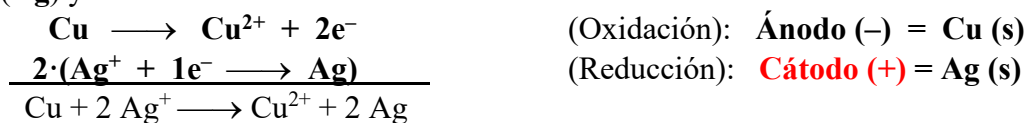
Los electrones se mueven del electrodo (-) ánodo al **electrodo positivo (+) cátodo** y el sentido de la corriente es, al contrario.



b) $\text{Cl}_2 + \text{F}^- \longrightarrow$ No hay reacción. No espontánea: $\Delta E^\circ = -1,5 \text{ V} < 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = -nFE^\circ > 0$

c) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 2,68 \text{ V}$

51.-/ a) El **ánodo (-)** debe ser el electrodo que tenga menor potencial de reducción (**Cu**) y en él se produce la semirreacción de oxidación, mientras que el **cátodo (+)** es el de mayor potencial (**Ag**) y en él se lleva a cabo la semirreacción de reducción:



Reductor: Cu; **Oxidante:** Ag^+

b) $\text{Ánodo (-)} \text{Cu (s)} \mid \text{Cu}^{2+}(1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^+(1 \text{ M}) \mid \text{Ag (s)} \text{Cátodo (+)}$

c) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 0,46 \text{ V}$

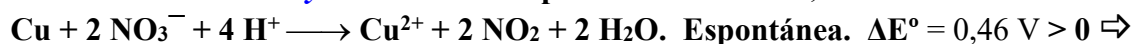
52.-/ a) Verdadera.



b) Verdadera.



c) Verdadera.



$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$$

53.-/ a) $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ **Oxidación:** **Ánodo (-) = Zn (s)**

b) $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$. $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{(cátodo)}} - E^\circ_{\text{(ánodo)}}; 1,10 = 0,34 - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn});$

$$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,34 - 1,10 = -0,76 \text{ V}.$$

c) El potencial disminuye. $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{(cátodo)}} - E^\circ_{\text{(ánodo)}} = 0,34 - (-0,13) = 0,47 \text{ V} < 1,10 \text{ V}.$

54.-/ a) $\text{Pb} \longrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$ (Oxidación): **Ánodo (-) = Pb (s)**



b) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{(cátodo)}} - E^\circ_{\text{(ánodo)}} = 0,80 - (-0,13) = 0,93 \text{ V}$

c) $\text{Ánodo (-)} \text{Pb (s)} \mid \text{Pb}^{2+}(1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^+(1 \text{ M}) \mid \text{Ag (s)} \text{Cátodo (+)}$

- 55.-/ a) No es espontánea la reacción. $\Delta E^\circ = -2,71 \text{ V} < 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = -nFE^\circ > 0$
 b) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{(\text{cátodo})} - E^\circ_{(\text{ánodo})} = 0,34 - (-0,25) = 0,59 \text{ V}$
 c) Cu^{2+} . El poder oxidante de un par aumenta con el potencial estándar de reducción, por lo tanto, el catión Cu^{2+} es el más oxidante al tener el potencial estándar de reducción más alto.
- 56.-/ a) **Pb y Zn.**
 $\text{Pb} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{H}_2$. Espontánea. $\Delta E^\circ = 0,13 \text{ V} > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$
 $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$. Espontánea. $\Delta E^\circ = 0,76 \text{ V} > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$
 $\text{Cu} + 2\text{H}^+ \longrightarrow$ No hay reacción. No espontánea. $\Delta E^\circ = -0,34 \text{ V} < 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = -nFE^\circ > 0$
 b) $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (Oxidación): **Ánodo (-)** = Zn (s) - *El de menor E° de reducción*
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}$ (Reducción): **Cátodo (+)** = Pb (s) - *El de mayor E° de reducción*
 $\text{Zn} + \text{Pb}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Pb}$
 c) $\text{Ánodo (-)} \text{Zn (s)} \mid \text{Zn}^{2+} (1 \text{ M}) \parallel \text{Pb}^{2+} (1 \text{ M}) \mid \text{Pb (s)} \text{Cátodo (+)}$
 $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{(\text{cátodo})} - E^\circ_{(\text{ánodo})} = -0,13 - (-0,76) = 0,63 \text{ V}$
- 57.-/ a) Al^{3+}/Al . El ánodo es el electrodo de **menor potencial** en el que se produce la semirreacción de oxidación, por lo tanto tiene que tener un $E^\circ < E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$, por ello será el Al.
 b) $2 \cdot (\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-)$ Oxidación: **Ánodo (-)** = Al (s) - *El de menor E° de reducción*
 $3 \cdot (\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu})$ Reducción: **Cátodo (+)** = Cu (s) - *El de mayor E° de reducción*
 $2 \text{ Al} + 3 \text{ Cu}^{2+} \longrightarrow 2 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ Cu}$
 c) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{(\text{cátodo})} - E^\circ_{(\text{ánodo})} = 0,34 - (-1,67) = 2,01 \text{ V}$
- 58.-/ a) **Ánodo (-): Cu.** El ánodo es el electrodo de **menor potencial** de reducción, en él se producirá la semirreacción de oxidación.
Cátodo (+): Ag. El cátodo es el electrodo de **mayor potencial** de reducción, en él se producirá la semirreacción de reducción.
 b) $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ (Oxidación)
 $2 \cdot (\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag})$ (Reducción)
 $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$
 $\text{Ánodo (-)} \text{Cu(s)} \mid \text{Cu}^{2+} (1 \text{ M}) \parallel \text{Ag}^+ (1 \text{ M}) \mid \text{Ag(s)} \text{Cátodo (+)}$
 Los electrones se mueven del **ánodo (-)** al **cátodo (+)**.
 c) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{(\text{cátodo})} - E^\circ_{(\text{ánodo})} = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$
- 59.-/ a) $2 \cdot (\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-)$ Oxidación: **Ánodo (-)** = Al (s) - *El de menor E° de reducción*
 $3 \cdot (\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu})$ Reducción: **Cátodo (+)** = Cu (s) - *El de mayor E° de reducción*
 $2 \text{ Al} + 3 \text{ Cu}^{2+} \longrightarrow 2 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ Cu}$
 b) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{(\text{cátodo})} - E^\circ_{(\text{ánodo})} = 0,34 - (-1,66) = 2,00 \text{ V}$
 c) El **ánodo (-)** sería ahora el **Cu** que es el electrodo de menor potencial de reducción, y el **cátodo (+)** será la **Ag**, al tener mayor potencial de reducción:
 $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ *Oxidación = Ánodo (-)*
 $2 \cdot (\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag})$ *Reducción = Cátodo (+)*
 $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$ $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{(\text{cátodo})} - E^\circ_{(\text{ánodo})} = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$
- 60.-/ a) **Zn, Al y Mg.** En una pila galvánica, el cátodo es el electrodo con **mayor potencial normal** de reducción, por lo tanto, se pueden usar como ánodos de sacrificio aquellos metales que tengan un potencial de reducción mayor al del hierro, $E^\circ > -0,04 \text{ V}$, por consiguiente, el **Zn, Al y Mg**.

----oOOo----