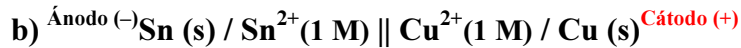
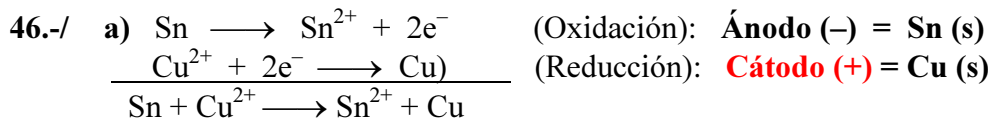
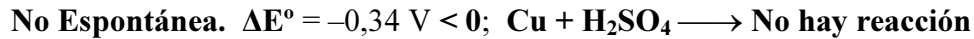
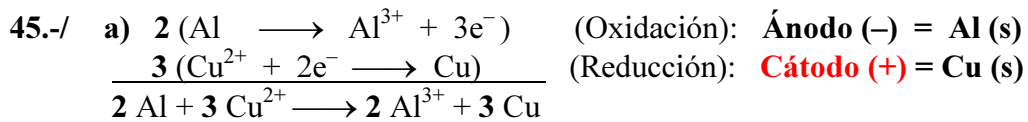


QUÍMICA 2º BACHILLERATO**HOJA Nº 13****SOLUCIONES****REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES:****POTENCIALES DE ELECTRODOS. PILAS.**

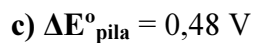
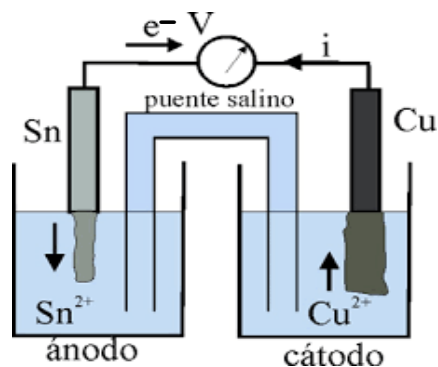
- 1.-/ a) 1,56 V. b) **Ánodo (-): Zn ; Cátodo (+): Ag** c) $Zn + 2 Ag^+ \longrightarrow Zn^{2+} + 2 Ag$
- 2.-/ a) $\Delta E^\circ_{pila} = 0,78 V$; **Ánodo (-): Fe ; Cátodo (+): Cu** b) $Fe + 2 HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$
 c) No hay reacción d) $Cu + I_2 \longrightarrow CuI_2$ e) No hay reacción.
- 3.-/ a) $\Delta E^\circ_{pila} = 1,10 V$ b) **Ánodo (-): Zn ; Cátodo (+): Cu** c) $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$
- 4.-/ a) $\Delta E^\circ_{pila} = 1,24 V$
- 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**, $\Delta E^\circ = 0,83 V > 0$
- 8.-/ a) $E^\circ (Cd^{2+}/Cd) = - 0,40 V$
- 9.-/ a) **Espontáneo**, $\Delta E^\circ = 0,78 V > 0$: $Fe + Cu^{2+} \longrightarrow Fe^{2+} + Cu$
 b) **No espontáneo**, $\Delta E^\circ = - 2,11 V < 0$
 c) **Espontáneo**, $\Delta E^\circ = 1,13 V > 0$: $Cr_2O_7^{2-} + 3 SO_3^{2-} + 8 H^+ \longrightarrow Cr^{3+} + 3 SO_4^{2-} + 4 H_2O$
- 10.-/ a) **Espontáneo**, $\Delta E^\circ = 2,01 V > 0$ b) **Espontáneo**, $\Delta E^\circ = 0,62 V > 0$
 c) El F₂ es **muy oxidante** ($E^\circ = 2,86 V$) d) **No Espontáneo**, $\Delta E^\circ = - 0,34 V < 0$ (**HCl**)
 Espontáneo, $\Delta E^\circ = 0,47 V > 0$ (**HNO₃**)
 e) **Sí**, la reacción es **espontánea**, $\Delta E^\circ = 0,27 V > 0$
- 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) $2 Al + 3 Cu^{2+} \longrightarrow 2 Al^{3+} + 3 Cu$ c) $\Delta E^\circ_{pila} = 2,01 V$
- 14.-/ a) **Espontáneo**, $\Delta E^\circ = 0,59 V > 0$ b) **No hay reacción**, $\Delta E^\circ = - 0,23 V < 0$
- 15.-/ a) $Pb + Cu^{2+} \longrightarrow Pb^{2+} + Cu$ b) $\Delta E^\circ_{pila} = 0,47 V$
 Ánodo (-): Pb ; Cátodo (+): Cu
- 16.-/ a) **Espontáneo**, $\Delta E^\circ = 0,44 V > 0$ b) **No hay reacción**, $\Delta E^\circ = - 0,34 V < 0$
 c) **Espontáneo**, $\Delta E^\circ = 0,78 V > 0$

- 17.-/ a) Ánodo (-): Fe^{2+}/Fe ; Cátodo (+): $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$; $\text{Fe} + \text{Sn}^{4+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{2+}$
b) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 0,60 \text{ V}$
- 18.-/ a) Sí, proceso espontáneo, $\Delta E^\circ = 2,71 \text{ V} > 0$ b) No hay reacción, $\Delta E^\circ = -0,34 \text{ V} < 0$
c) Sí, proceso espontáneo, $\Delta E^\circ = 3,05 \text{ V} > 0$
- 19.-/ a) No hay reacción, $\Delta E^\circ = -0,04 \text{ V} < 0$ b) Proceso espontáneo, $\Delta E^\circ = 0,32 \text{ V} > 0$
- 20.-/ a) $\text{Cu} + \text{Hg}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Hg}$ b) Ánodo (-): **Cu** ; Cátodo (+): **Hg**
c) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 0,61 \text{ V}$
- 21.-/ a) $\text{F}_2 + 2 \text{I}^- \longrightarrow 2 \text{F}^- + \text{I}_2$ b) $E^\circ (\text{F}_2/\text{F}^-) = 2,83 \text{ V}$
- 22.-/ a) Proceso Redox (ver teoría) b) $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
- 23.-/ a) Oxidación = **Ánodo (-): Al** ; Reducción = **Cátodo (+): Cu** b) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 1,99 \text{ V}$
- 24.-/ a) $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ b) $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$
- 25.-/ a) Verdadera b) Verdadera c) Falsa
- 26.-/ a) Falso b) Verdadero c) Verdadero
- 27.-/ a) $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ (Oxidación)
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$ (Reducción)
b) $2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}$; Ag. Oxidante: **Cu^{2+}** , Ag. Reductor: **Al**
c) Espontánea, $\Delta E^\circ = 1,99 \text{ V} > 0 \rightarrow \Delta G^\circ < 0$
- 28.-/ a) Verdadera b) Falsa c) Falsa
- 29.-/ a) $\text{Cu} + \text{Hg}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Hg}$ b) Ánodo (-): **Cu** ; Cátodo (+): **Hg**
c) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 0,61 \text{ V}$; $\overset{\text{Ánodo (-)}}{\text{Cu}} / \text{Cu}^{2+}(\text{1 M}) \parallel \text{Hg}^{2+}(\text{1 M}) / \overset{\text{Cátodo (+)}}{\text{Hg}}$
- 30.-/ a) $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = 1,05 \text{ V}$
b) $\text{Ni} \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$ (Oxidación): **Ánodo (-) = Ni**
 $\frac{2 (\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag})}{\text{Ni} + 2 \text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \text{Ag}}$ (Reducción): **Cátodo (+) = Ag**
 $\overset{\text{Ánodo (-)}}{\text{Ni}}(\text{s}) / \text{Ni}^{2+}(\text{1 M}) \parallel \text{Ag}^+(\text{1 M}) / \text{Ag}(\text{s}) \overset{\text{Cátodo (+)}}{\text{Cátodo (+)}}$
- 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**
 $\frac{3 (\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu})}{2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}}$ (Reducción): **Cátodo (+) = Cu**
b) $\overset{\text{Ánodo (-)}}{\text{Al}}(\text{s}) / \text{Al}^{3+}(\text{1 M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{1 M}) / \text{Cu}(\text{s}) \overset{\text{Cátodo (+)}}{\text{Cátodo (+)}}$; $E^\circ_{\text{pila}} = 2,02 \text{ V}$

- 35.-/ a) Espontánea. $\Delta\varepsilon^\circ = 0,33$ V b) No espontánea. $\Delta\varepsilon^\circ = -0,24$ V c) Espontánea. $\Delta\varepsilon^\circ = 0,02$ V
- 36.-/ a) No espontánea. $\Delta\varepsilon^\circ = -0,78$ V
b) Espontánea. $\Delta\varepsilon^\circ = 0,74$ V
c) No espontánea. $\Delta\varepsilon^\circ = -0,04$ 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).
 $E^\circ_{\text{pila}} = 4,28$ V
c) $2(\text{K} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-)$ (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. $\Delta E^\circ = 0,78$ V ; $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
b) Espontánea. $\Delta E^\circ = 0,24$ V ; $\text{Ni} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{NiCl}_2 + \text{H}_2$
c) Espontánea. $\Delta E^\circ = 2,93$ V ; $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2$
- 39.-/ a) No espontánea. $\Delta E^\circ = -0,38$ V ; $\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} \longrightarrow$ No hay reacción
b) No espontánea. $\Delta E^\circ = -0,18$ V ; $\text{Fe}^{2+} + \text{Ni} \longrightarrow$ No hay reacción
c) Espontánea. $\Delta E^\circ = 1,53$ V ; $2\text{Fe}^{3+} + \text{Zn} \longrightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Zn}^{2+}$
- 40.-/ a) Fe (ánodo -) y Ag (cátodo +). $E^\circ = 1,24$ 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) $\Delta E^\circ = 2,01$ 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. $\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{(cátodo)}} - E^\circ_{\text{(ánodo)}} = 0,80 - 0,34 = 0,46$ V.
c) Falsa. En el ánodo de la pila (Cu) tiene lugar la oxidación del reductor.
Reductor $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ Oxidación (ánodo -)
Oxidante $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$ Reducción (cátodo +)
- 43.-/ a) Verdadera. $\text{Mg} + \text{Pb}^{2+} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Pb}$. Espontánea. $\Delta E^\circ = 2,231$ V.
b) Verdadera. $\text{Sn} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2$. Espontánea. $\Delta E^\circ = 0,137$ 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. $\Delta E^\circ = 0,016$ V.
- 44.-/ a) Espontánea. $\text{Cl}_2 + 2\text{Fe}^{2+} \longrightarrow 2\text{Cl}^- + 2\text{Fe}^{3+}$. $\Delta E^\circ = 0,59$ V $\Leftrightarrow \Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$
b) $\Delta E^\circ = 0,76$ V
c) $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,403$ V



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



----oOOo----