

Semana 27-04 al 30-04

Flechas : 5, 8, 13, 22, 3, 9, 17
ESTANTANEIDAD PILAS

5. - CuSO_4 , 1M

a) Zn

- oxidación $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76\text{V}$ → ánodo si fuese una pila
- reducción $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$ $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34\text{V}$ → cátodo si fuese una pila

• Global $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ $E^\circ_{\text{global}} = E^\circ_{\text{reducc.}} - E^\circ_{\text{oxidac.}}$
cátodo ánodo

$$E^\circ_{\text{global}} = 0.34 - (-0.76) > 0$$

Como $E^\circ > 0$, ΔG° será < 0 ($\Delta G^\circ = -nFE^\circ$). Por lo tanto espontáneo. La barra de Zn "se disolverá" en la disolución de CuSO_4 .

b) Ag

- oxidación $(\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-) \cdot 2$ $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0.80\text{V}$
- reducción $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$ $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.34\text{V}$

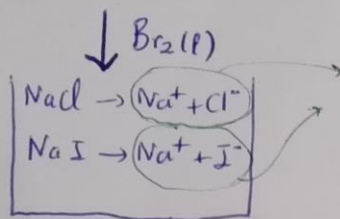
• Global $2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + 2\text{Ag}^+$ $E^\circ = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}}$
(cátodo) (ánodo)

$$E^\circ = 0.34 - 0.80 < 0$$

Como $E^\circ < 0$, $\Delta G^\circ > 0$ ($\Delta G^\circ = -nFE^\circ$) y, en consecuencia el proceso no será espontáneo.

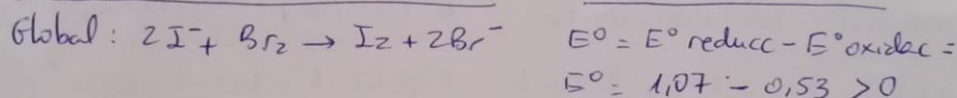
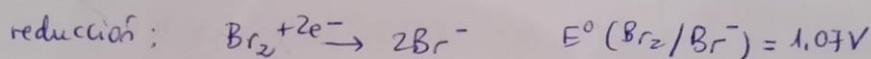
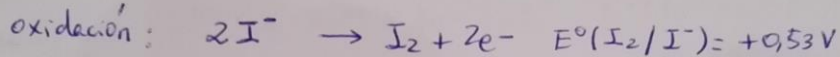
No sucederá absolutamente nada.

8.-



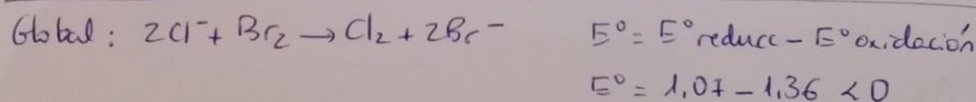
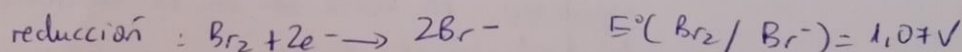
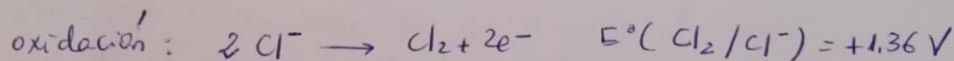
por ser compuestos iónicos, las sales estarán disociadas en sus iones

a)



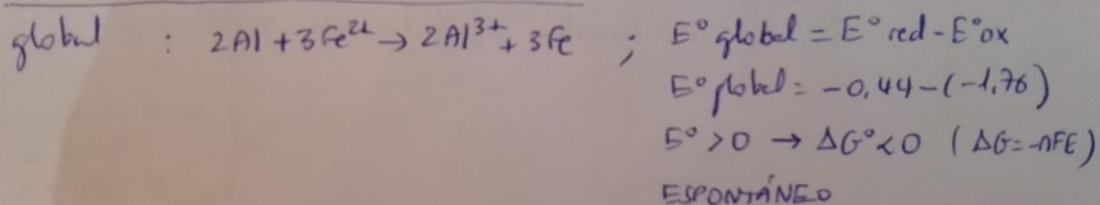
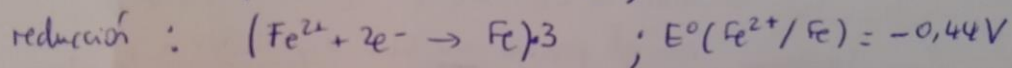
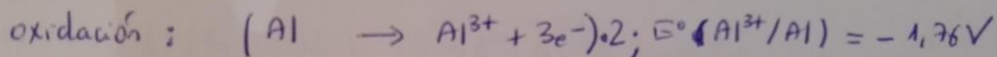
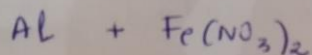
Como $E^\circ > 0$, $\Delta G^\circ \text{ será } < 0$ ($\Delta G = -nFE$)
 ESPONTÁNEO.

b)



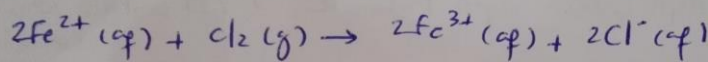
Como $E^\circ < 0$, $\Delta G^\circ \text{ será } > 0$ ($\Delta G = -nFE$)
 NO ESPONTÁNEO

13.-

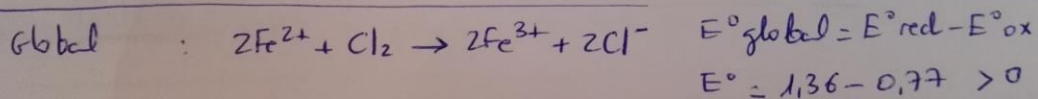
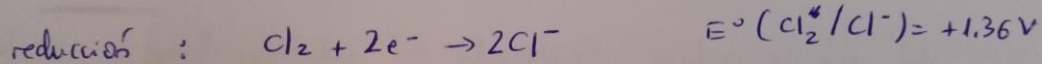
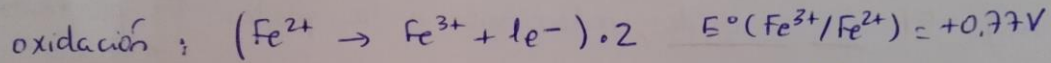


la cubeta de aluminio "se disolverá"
 en la disolución de Fe(NO₃)₂

22. -

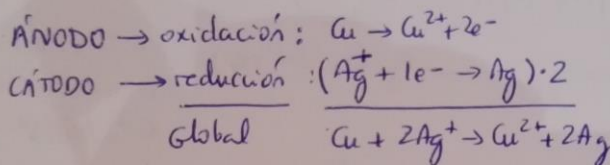
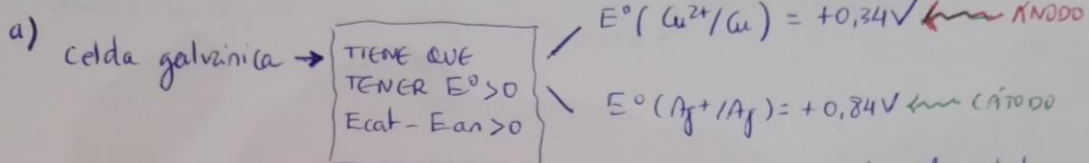


Tal como está escrita:



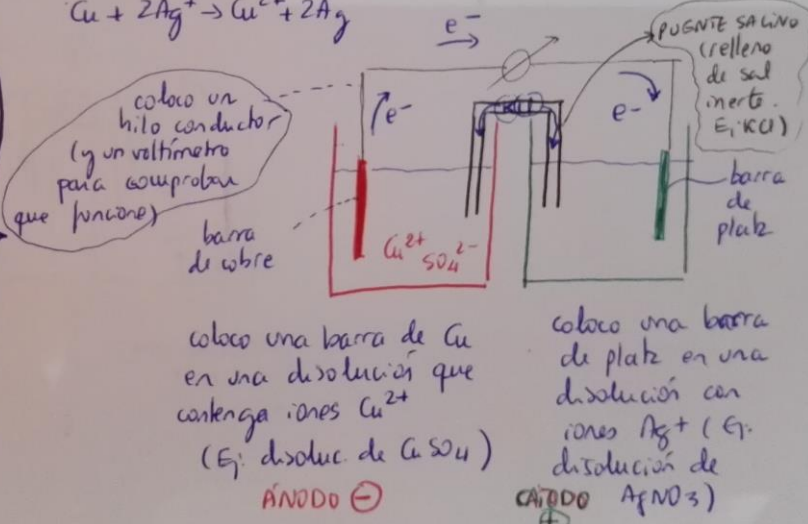
Como $E^{\circ} > 0$, $\Delta G^{\circ} < 0$ ($\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$). La reacción transcurre en el sentido en que está escrita y no en el inverso.

3. -



Necesariamente, la plata tiene que ser el cátodo y el cobre el ánodo para proporcionar una fem > 0

- En el ánodo, el Cu pasa a Cu^{2+} y suelta 2e^{-} que van por el circuito externo hasta el cátodo.
- una vez allí, 2e^{-} se unen a 2 iones Ag^{+} reduciéndolos y depositándose en el cátodo.
- puente salino



b) Van del ánodo (Cu) al cátodo (Ag). } Este es el sentido
VER DIBUJO + explicación apuntado a } REAL de la corriente
(El sentido convencional es al revés)

c) $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0,84 - 0,34 = 0,50 \text{ V}$

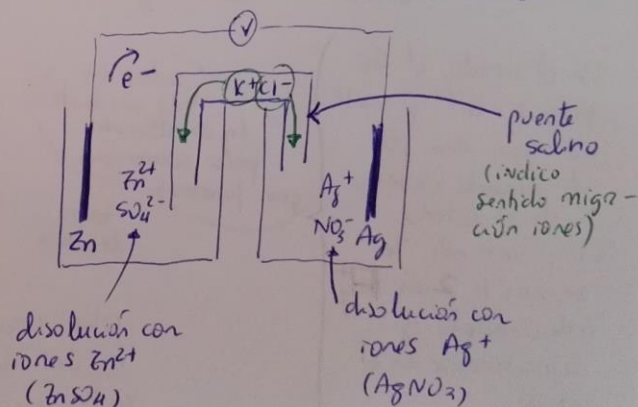
d) El Cu se oxida, reduciendo a la plaz. Es, por tanto el reductor
la Ag⁺ se reduce, oxidando al cobre. Es, por tanto, el oxidante

9. - $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ← cátodo
 $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ← ánodo
tenpo que conectar así el cátodo y el ánodo y no al revés para que $E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$ sea > 0
~~no~~ -

ánodo - oxidación - $\ominus$: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ $E^\circ = -0,76 \text{ V}$

cátodo - reducción - $\oplus$: $2(\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag(s)})$ $E^\circ = 0,80 \text{ V}$

Reacción que tiene lugar : $\text{Zn(s)} + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ag(s)} + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$; $E^\circ = E^\circ_{\text{cat}} - E^\circ_{\text{án}} = 0,8 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}$



17.- $E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$ $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = 0,80\text{V}$

