

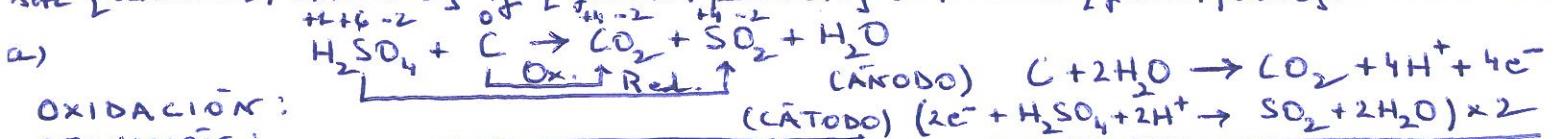
# EQUILIBRIO REDOX

9.1. Ajusta las siguientes reacciones:

- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HNO}_3 + \text{ZnS} \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- Dióxido de azufre + permanganato potásico + agua → sulfato de manganeso (II) + ácido sulfúrico + sulfato de potasio
- Etanol + permanganato de potasio + ácido clorhídrico → ácido acético + cloruro de manganeso(II)
- El zinc reacciona con ácido nítrico, originando nitrato de zinc (II) y nitrato amónico.

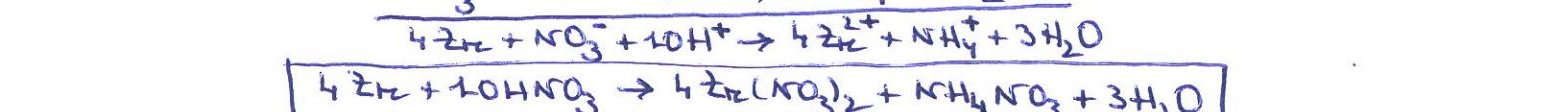
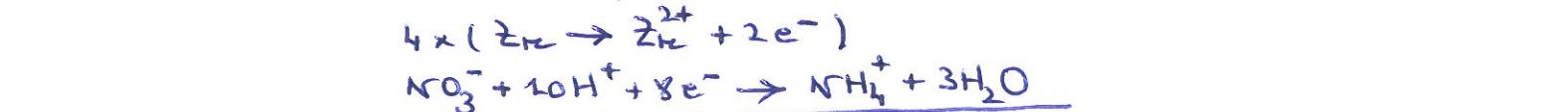
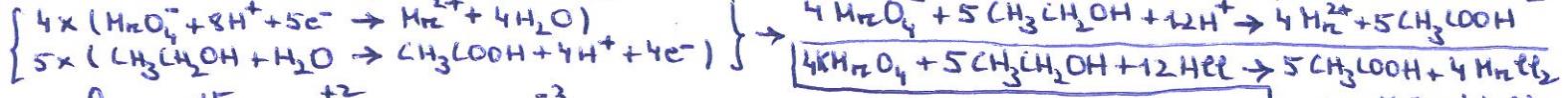
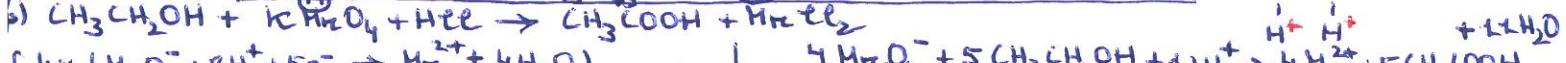
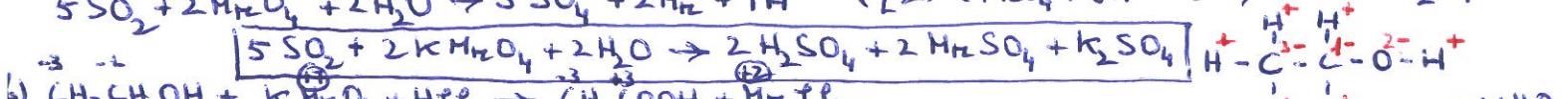
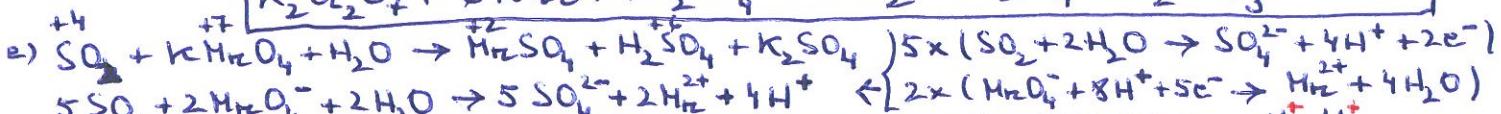
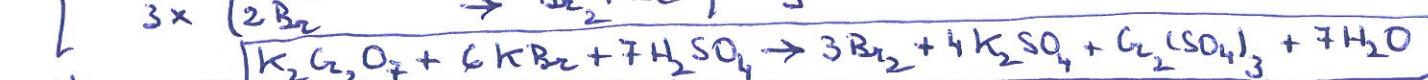
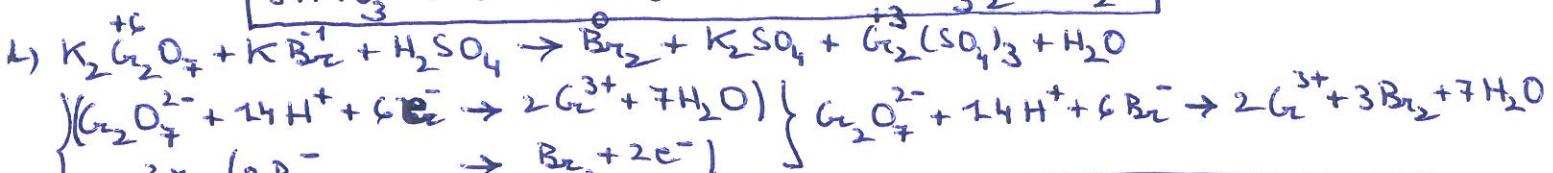
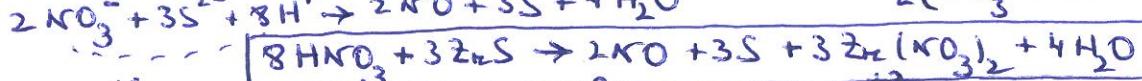
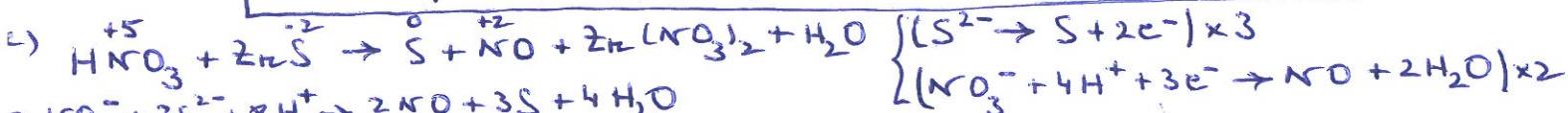
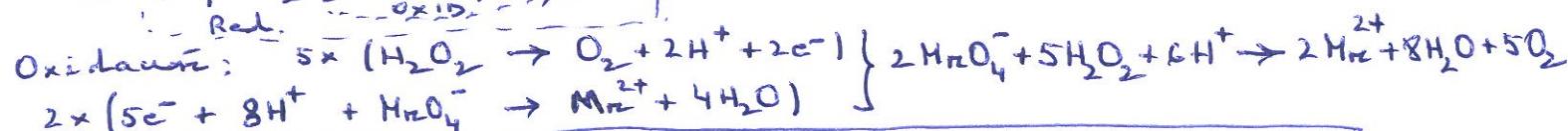
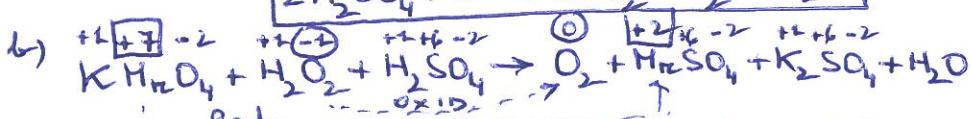
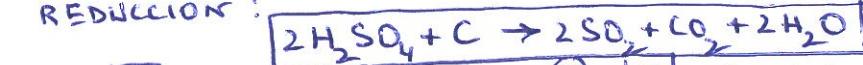
**TEORÍA:** {Oxidación / Reducción} es una {aumento / disminución} algebraico del estado de oxidación y corresponde a una {pérdida / ganancia} de electrones.

Los agentes {oxidantes / reducidos} son especies que {oxidan / reducen} otros sustancia, son {reducidos / oxidados} y {ganar / pierden} (o pierden/ganar) electrones.



OXIDACIÓN:

REDUCCIÓN:

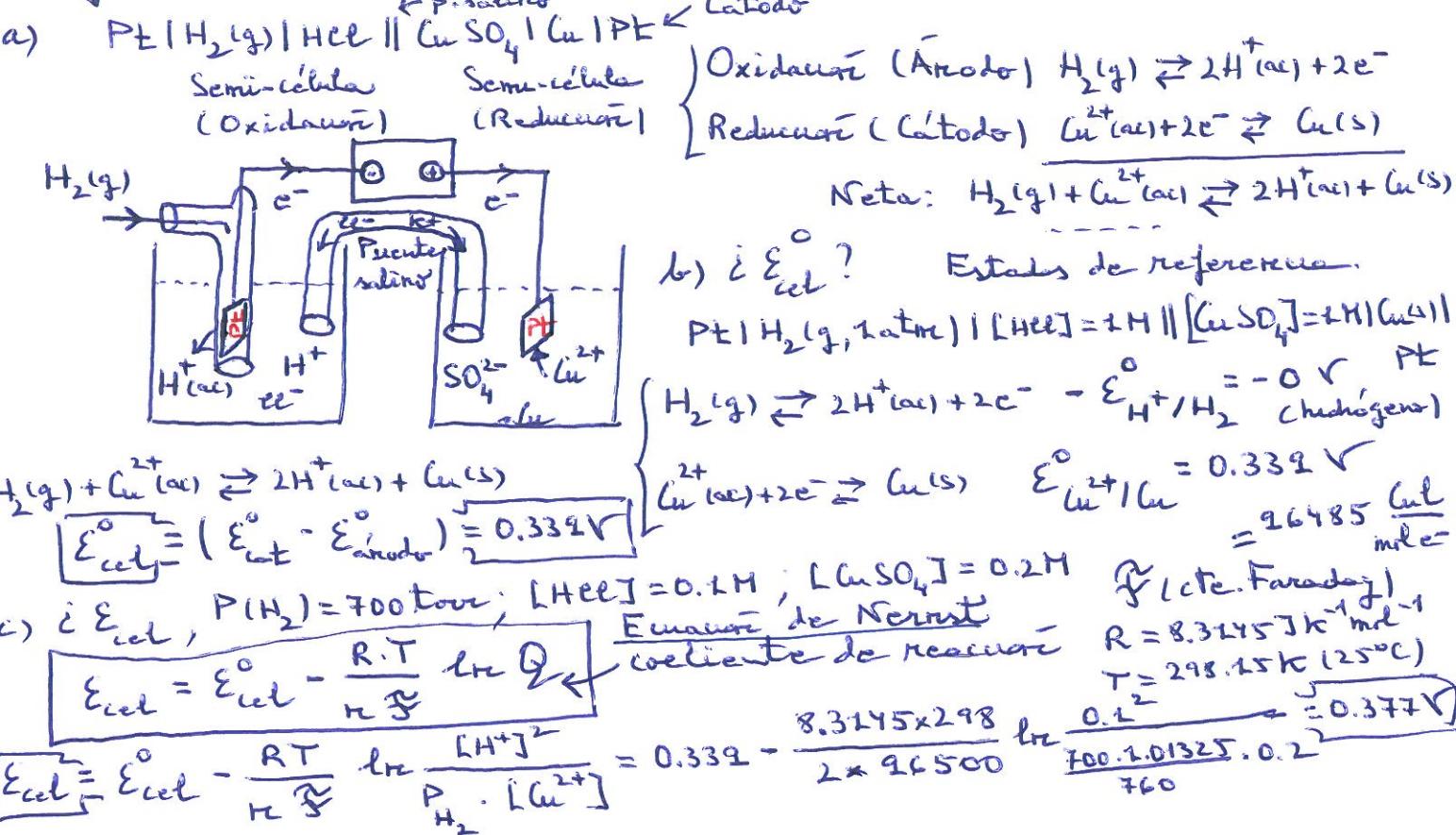


9.2. Considera la pila galvánica  $\text{Pt}|\text{H}_2(\text{g})|\text{HCl}||\text{CuSO}_4|\text{Cu}|\text{Pt}$ .

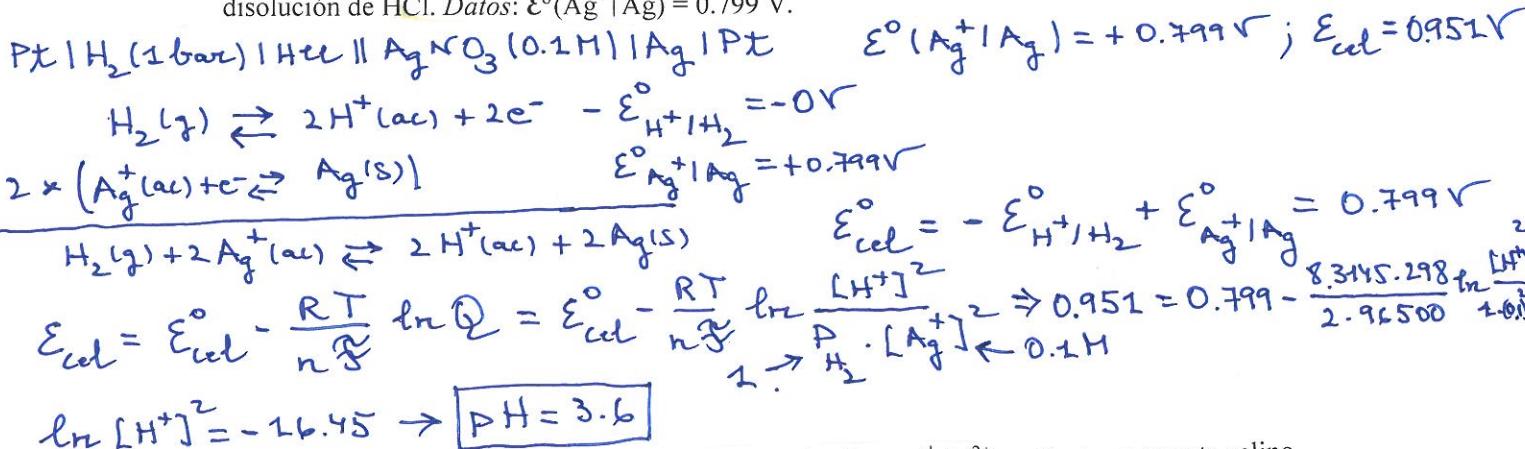
- Escribe las reacciones que tienen lugar en cada electrodo y la reacción global.
- Calcula la f.e.m. si todas las especies se encuentran en sus estados de referencia.
- Calcula la f.e.m. si  $P(\text{H}_2) = 700 \text{ torr}$ ,  $[\text{HCl}] = 0.1 \text{ M}$ ,  $[\text{CuSO}_4] = 0.2 \text{ M}$ .

Datos:  $\mathcal{E}^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = 0.339 \text{ V}$ .

Ánodo  
↓

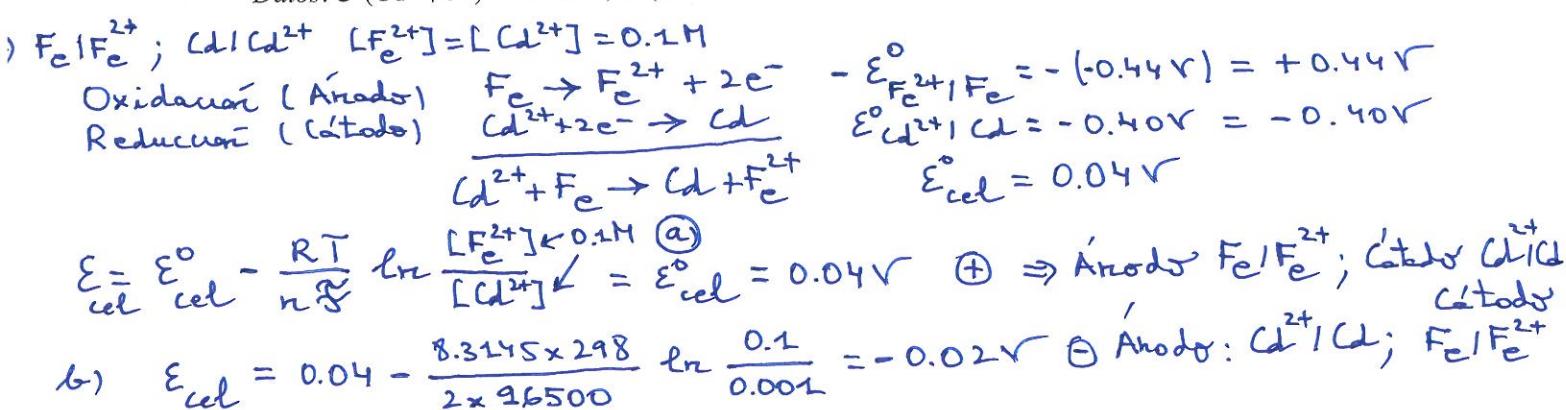


9.3. La f.e.m. de la pila  $\text{Pt}|\text{H}_2(1 \text{ bar})|\text{HCl}||\text{AgNO}_3(0.1 \text{ M})|\text{Ag}|\text{Pt}$  es  $0.951 \text{ V}$ . Calcula el pH de la disolución de HCl. Datos:  $\mathcal{E}^\circ(\text{Ag}^+|\text{Ag}) = 0.799 \text{ V}$ .



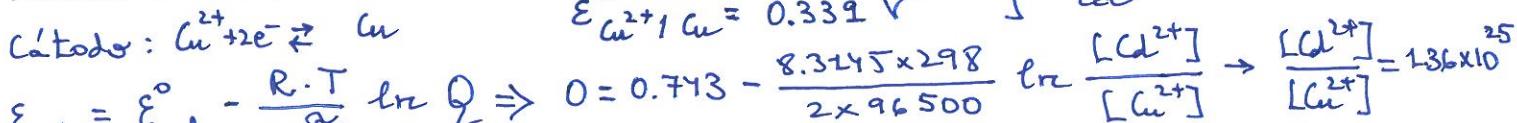
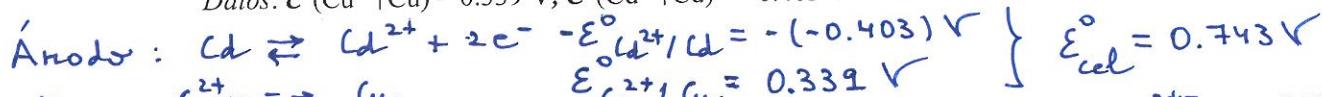
9.4. Se construye una pila uniendo dos electrodos de  $\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}$  mediante un puente salino. Calcula la f.e.m. de la pila identificando ánodo y cátodo en los siguientes casos: a)  $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Cd}^{2+}] = 0.1 \text{ M}$ ; b)  $[\text{Fe}^{2+}] = 0.1 \text{ M}$ ,  $[\text{Cd}^{2+}] = 0.001 \text{ M}$ .

Datos:  $\mathcal{E}^\circ(\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}) = -0.40 \text{ V}$ ;  $\mathcal{E}^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$ .

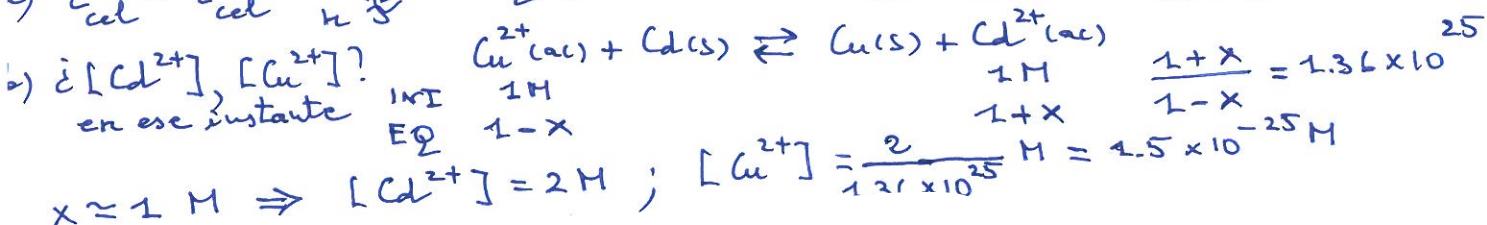


- 9.6. Se construye una pila estándar de cobre-cadmio, se cierra el circuito y se deja que la pila opere. Tras un cierto tiempo la pila se ha agotado y su f.e.m. es cero. a) ¿Cuál será la relación de las concentraciones de Cd<sup>2+</sup> y Cu<sup>2+</sup> en ese instante? b) ¿Cuánto valdrán ambas concentraciones?

Datos:  $\mathcal{E}^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = 0.339 \text{ V}$ ;  $\mathcal{E}^\circ(\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}) = -0.403 \text{ V}$ .

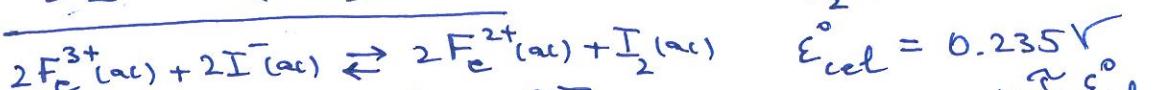
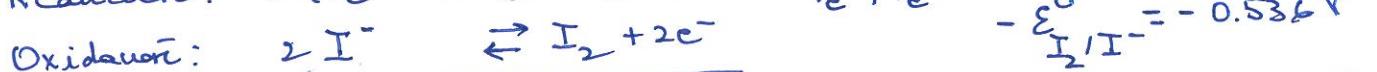


$$a) \mathcal{E}_{\text{cel}} = \mathcal{E}^\circ_{\text{cel}} - \frac{R \cdot T}{nF} \ln Q \Rightarrow 0 = 0.743 - \frac{8.3145 \times 298}{2 \times 96500} \ln \frac{[\text{Cd}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \rightarrow \frac{[\text{Cd}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = 1.36 \times 10^{25}$$



- 9.8. Calcula la constante de equilibrio de la reacción (sin ajustar):  $\text{Fe}^{3+} + \text{I}_2 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{I}^-$ .

Datos:  $\mathcal{E}^\circ(\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}) = 0.771 \text{ V}$ ;  $\mathcal{E}^\circ(\text{I}_2|\text{I}^-) = 0.536 \text{ V}$ .

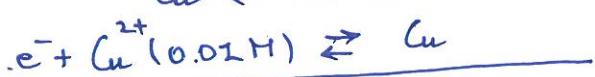
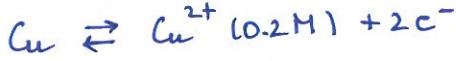


En el equilibrio  $\Rightarrow \mathcal{E}_{\text{cel}} = 0 = \mathcal{E}^\circ_{\text{cel}} - \frac{RT}{nF} \ln K_{\text{eq}} \Rightarrow \ln K_{\text{eq}} = \frac{nF \mathcal{E}_{\text{cel}}}{RT}$

$$K_{\text{eq}} = \exp \left( \frac{nF \mathcal{E}_{\text{cel}}}{RT} \right) = \exp \left( \frac{2 \times 96500 \times 0.235}{8.3145 \times 298} \right) = 8.9 \times 10^7$$

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{Fe}^{2+}]^2 \cdot [\text{I}_2]_{\text{eq}}}{[\text{Fe}^{3+}]^2 \cdot [\text{I}^-]^2}$$

9.9. Calcula la f.e.m. de la pila  $\text{Cu}|\text{CuSO}_4(0.2\text{M})||\text{CuSO}_4(0.01\text{M})|\text{Cu}$ . Escribe las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo así como la reacción neta. ¿En qué sentido se moverán los electrones si se conectan ambos electrodos mediante un alambre?



$$\mathcal{E}_{\text{cel}}^\circ = 0$$

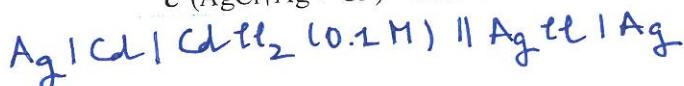
$$\mathcal{E}_{\text{cel}} = 0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$$



$$\mathcal{E}_{\text{cel}} = - \frac{8.3145 \times 298}{2 \times 96500} \ln \frac{0.2}{0.01} = -0.038 \text{ V} \ominus \Rightarrow \text{La reacción}$$

espontánea es la contraria:  $\text{Cu}^{2+}(0.2\text{M}) + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}(0.01\text{M}) + \text{Cu}$   
Los electrones se moverán del electrodo de la derecha al de la izquierda.

9.10. Calcula la f.e.m. de la pila  $\text{Ag}|\text{Cd}|\text{CdCl}_2(0.1\text{M})||\text{AgCl}|\text{Ag}$ . Datos:  $\mathcal{E}^\circ(\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}) = -0.40 \text{ V}$ ;  $\mathcal{E}^\circ(\text{AgCl}|\text{Ag} + \text{Cl}^-) = 0.22 \text{ V}$ .



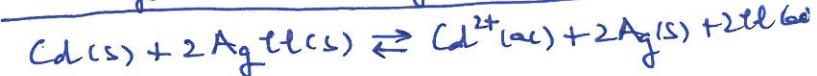
$$\mathcal{E}_{\text{cel}}^\circ = -\mathcal{E}_{\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}}^\circ + \mathcal{E}_{\text{AgCl}|\text{Ag} + \text{Cl}^-}^\circ$$

$$\mathcal{E}_{\text{cel}}^\circ = -(-0.40) + 0.22 = 0.62 \text{ V}$$

$$\mathcal{E}_{\text{cel}} = \mathcal{E}_{\text{cel}}^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q = 0.62 - \frac{8.3145 \times 298}{2 \times 96500} \ln \frac{[\text{Cd}^{2+}] \cdot 1^2 \cdot [\text{Cl}^-]^2}{1 \cdot 1^2}$$

$$Q = 0.1 \cdot (0.2)^2$$

$$\boxed{\mathcal{E}_{\text{cel}} = 0.692 \text{ V}}$$

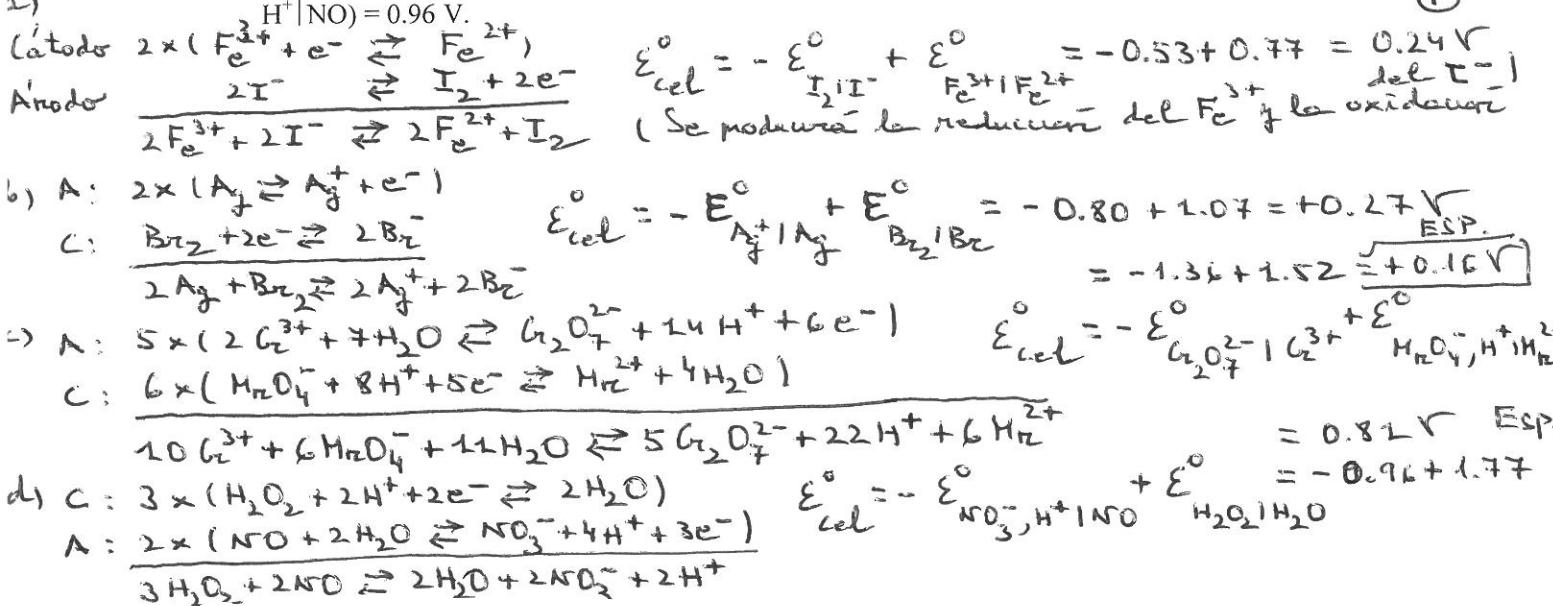


9.13. ¿Cuáles serán las reacciones espontáneas que tendrán lugar entre los siguientes pares de especies? Considera que todas las actividades son iguales a 1.

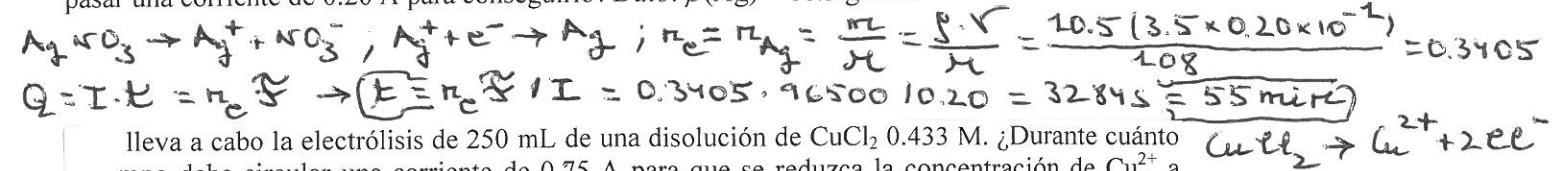
- $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{I}_2/\text{I}^-$
- $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  y  $\text{Br}_2/\text{Br}^-$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  y  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$
- $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NO}_3^-/\text{NO}$

Datos:  $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.77 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.53 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.80 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1.07 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1.36 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1.52 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1.77 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0.96 \text{ V}$ .

(+)



... Se desea recubrir una pieza de 3.50 cm<sup>2</sup> de superficie con una capa de plata de 0.20 mm de espesor mediante electrodeposición de una disolución de  $\text{AgNO}_3$ . ¿Durante cuánto tiempo deberá pasar una corriente de 0.20 A para conseguirlo? Dato:  $\rho(\text{Ag}) = 10.5 \text{ g/cm}^3$ .



Lleva a cabo la electrólisis de 250 mL de una disolución de  $\text{CuCl}_2$  0.433 M. ¿Durante cuánto tiempo debe circular una corriente de 0.75 A para que se reduzca la concentración de  $\text{Cu}^{2+}$  a 67 M? ¿Qué masa de  $\text{Cu}(s)$  se depositará sobre el cátodo durante este tiempo?

