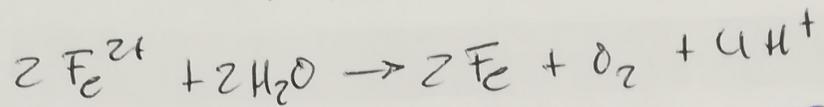
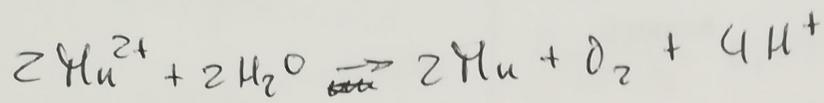


18. Se colocó una mezcla de $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ (aq) 0,115 M y $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ 0,095 M en un vaso de precipitados y se ajustó el pH a 5,00 agregando ácido nítrico. Se insertan dos electrodos de platino y se pasa corriente eléctrica a través de la disolución para depositar los metales.
- (a) Escriba las semirreacciones de reducción de los metales y el probable proceso de oxidación
 - (b) Utilizando parte de su respuesta anterior e ignorando cualquier sobrepotencial, calcule el potencial con el cual se depositarán Mn y Fe de sus disoluciones
 - (c) ¿Qué metal comenzará a depositarse primero?
 - (d) ¿Estará el primer metal precipitado cuantitativamente cuando el segundo comience a reducirse? Determine esta respuesta calculando la concentración residual del metal que se deposita primero cuando el segundo comienza a reducirse

(18) Planteamiento teniendo en cuenta el ánodo



Situación inicial: $[\text{H}^+] = 10^{-5}$

$$E_{P(\text{Mn})} = (-1,18 - 1,23) - \frac{0,059}{4} \log \frac{0,207 \cdot 10^{-20}}{(0,115)^2} = -2,13\text{V}$$

$$E_{P(\text{Fe})} = (-0,44 - 1,23) - \frac{0,059}{4} \log \frac{0,207 \cdot 10^{-20}}{(0,095)^2} = -1,40\text{V}$$

Situación final (Suponiendo deposición cuantitativa)

$$[\text{H}^+] = 2 \cdot [\text{Fe}^{2+}]_0 = 0,191\text{M}$$

$$E_{P(\text{Mn})} = (-1,18 - 1,23) - \frac{0,059}{4} \log \frac{0,207 \cdot 0,19^4}{(0,115)^2} = -2,39\text{V}$$

$$E_{P(\text{Fe})} = (-0,44 - 1,23) - \frac{0,059}{4} \log \frac{0,207 \cdot 0,19^4}{\cancel{0,095^2} \cdot [\text{Fe}^{2+}]^2}$$

Para $E_{P(\text{Mn})} < E_{P(\text{Fe})}$

$$-2,39 + 0,44 + 1,23 + \frac{0,059}{4} \log (0,207 \cdot (0,19)^4) = \frac{0,059}{4 \cdot 2} \log [\text{Fe}^{2+}]^2$$

$$\log [\text{Fe}^{2+}] = \frac{2}{0,059} \cdot (-0,773) = -26,2$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-26,2} = 6,3 \cdot 10^{-27} \text{ mol/l}$$

(18) Planteamiento sin ánodo "CALLA Y CALCULA"

Situación inicial:

$$E_{\text{H}_2^{2+}/\text{H}_2} = -1,18 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{0,115} = -1,21 \text{ V}$$

$$E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{0,095} = -0,47 \text{ V}$$

Situación final

$$E_{\text{H}_2^{2+}/\text{H}_2} < E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}$$

$$-1,21 + 0,44 = \frac{0,059}{2} \log [\text{Fe}^{2+}]$$

$$\log [\text{Fe}^{2+}] = \frac{2}{0,059} \cdot (-0,770) = -26,1$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-26,1} = \underline{\underline{7,94 \cdot 10^{-27} \text{ mol/l}}}$$