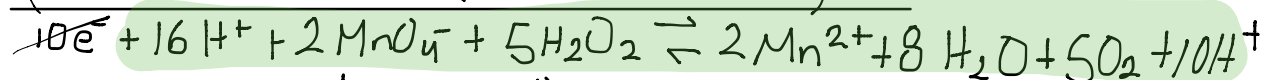
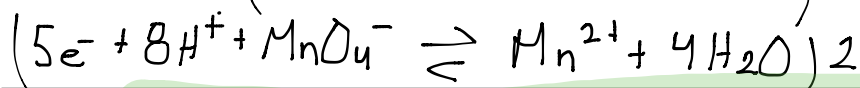
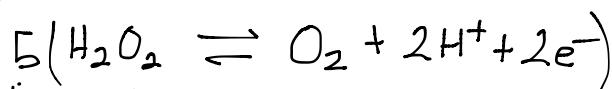
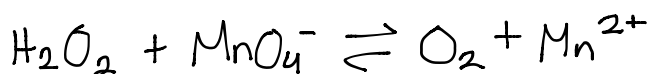
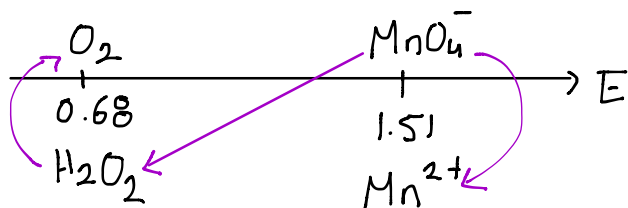


Se mezclan 13.9 mL de agua oxigenada de una concentración de 0.528 M y 18 mL de MnO_4^- de concentración 0.1745 M

Datos $E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2} = 0.68$ $E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1.51$

a) escribir la reacción balanceada y calcular la K_{eq}

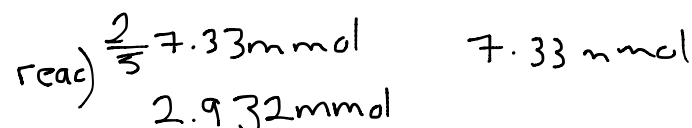
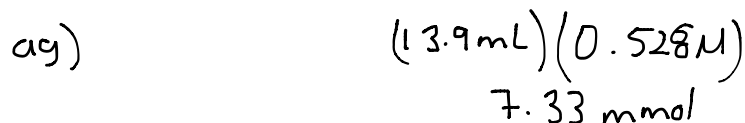
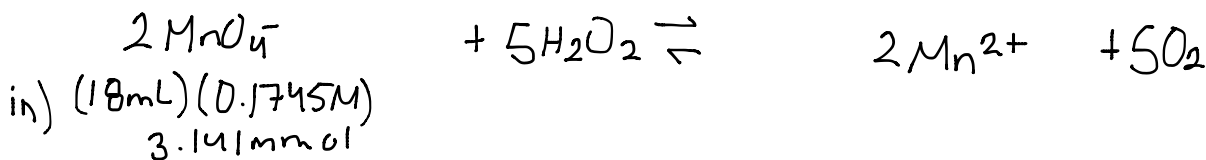
Primero se plantea la reacción ayudándose de la escala de potencial para observar estequiometría y las partículas intercambiadas



$$K_{eq} = 10^{\frac{n \cdot n_2 (E_{ox} - E_{red})}{0.06}} \quad + 10\text{e}^-$$

$$K_{eq} = 10^{\frac{(5)(2)(1.51 - 0.68)}{0.06}} = 10^{138.33}$$

b) calcular la cantidad de oxígeno que se produce en L



$$7.33\text{mmol} \left(\frac{1\text{mol}}{1000\text{mmol}} \right) \left(\frac{22.4\text{L}}{1\text{mol}} \right) = 0.164\text{LO}_2$$

1 mol a T y P estándar de cualquier gas ocupa 22.4 L

C) calcular la concentración de las especies al equilibrio

$$V_T = 13.9 + 18 = 31.9 \text{ mL}$$

$$[\text{MnO}_4^-] = \frac{0.209 \text{ mmol}}{31.9 \text{ mL}} = 0.0065 \text{ M}$$

$$[\text{Mn}^{2+}] = \frac{2.932 \text{ mmol}}{31.9 \text{ mL}} = 0.092 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{7.33 \text{ mmol}}{31.9 \text{ mL}} = 0.23 \text{ M}$$

d) expresar la ley de Nernst para los pares redox que se involucran en la reacción

$$E = E^\circ_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2} + \frac{0.06}{2} \log \left| \frac{\text{O}_2}{\text{H}_2\text{O}_2} \right|$$

$$E = E^\circ_{\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-} + \frac{0.06}{5} \log \left| \frac{\text{MnO}_4^-}{\text{Mn}^{2+}} \right|$$