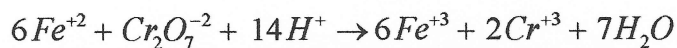


Valoraciones oxido-reducción. Ejercicio nº11, p239. EDEBE.

Se han utilizado 30,5 mL de una disolución de $K_2Cr_2O_7$ 0,1507 M para valorar 25,0 mL de disolución de $FeSO_4$. Calcula la molaridad del $FeSO_4$. Identifica el oxidante y el reductor. La reacción iónica es:



DATOS:

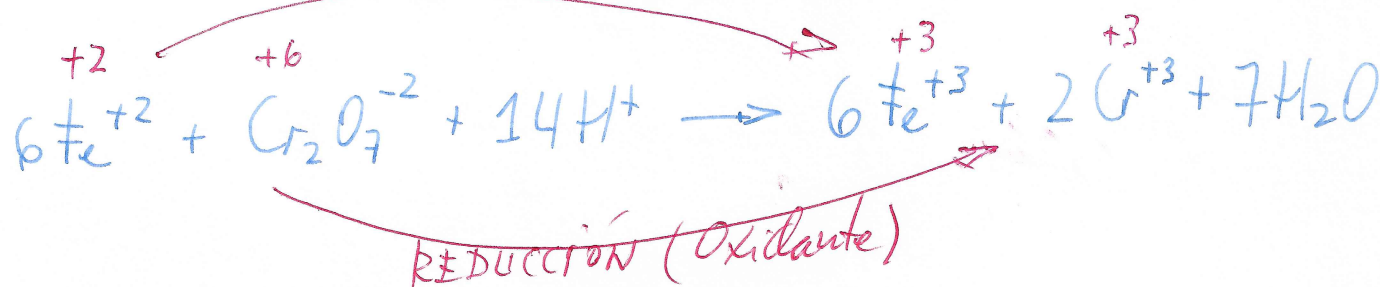
$$V_{K_2Cr_2O_7} = 30,5 \text{ mL}$$

$$M_{K_2Cr_2O_7} = 0,1507 \text{ M}$$

$$V_{FeSO_4} = 25,0 \text{ mL}$$

$$M_{FeSO_4} ?$$

La reacción iónica que tiene lugar:



Cálculo nº mol de $K_2Cr_2O_7$ utilizados:

$$\begin{aligned} \text{mol } K_2Cr_2O_7 &= 30,5 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times 0,1507 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \\ &= \boxed{4,596 \times 10^{-3} \text{ mol}} \end{aligned}$$

Cálculo nº mol de $FeSO_4$ utilizados:

$$\text{mol } FeSO_4 = 6 \times 4,596 \times 10^{-3} \text{ mol} = \boxed{2,758 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$

Cálculo de la concentración de $FeSO_4$:

$$\begin{aligned} M_{FeSO_4} &= \frac{\text{mol } FeSO_4}{\text{Vol. dosol.}} = \frac{2,758 \times 10^{-2} \text{ mol}}{25,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = \\ &= \boxed{1,103 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \end{aligned}$$