

Problema837: O ferro(II) pode ser oxidado por unha disolución ácida de dicromato de potasio de acordo coa seguinte ecuación iónica:

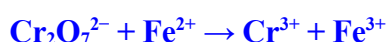


a) Axusta a reacción iónica que ten lugar polo método de ión-electrón.

b) Se se utilizan 26,0 mL dunha disolución de dicromato de potasio 0,0250 M para valorar 25,0 mL dunha disolución que contén Fe^{2+} , cal é a concentración da disolución de Fe^{2+} ?

a)

Axustamos a reacción en medio ácido:



Números de oxidación que cambian:	$\overset{+6}{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} + \overset{+2}{\text{Fe}^{2+}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Cr}^{3+}} + \overset{+3}{\text{Fe}^{3+}}$
Semirreaccións:	$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ oxidación $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ redución
Axustar elementos:	$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}$
Axustar osíxeno:	$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
Axustar hidróxeno:	$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
Axustar carga:	$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
Igualar e^- :	$6 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 6 \text{Fe}^{3+} + 6 \text{e}^-$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
Sumar e engadir ións de acompañamento:	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{Fe}^{2+} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 6 \text{Fe}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ (Ecuación iónica)

Da ecuación axustada dedúcese que:

$$\frac{[\text{Fe}^{+2}] \cdot V(\text{Fe}^{+2})}{6} = \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}] \cdot V(\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2})}{1}$$

$$[\text{Fe}^{+2}] = \frac{6 \cdot [\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}] \cdot V(\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2})}{1 \cdot V(\text{Fe}^{+2})} = \frac{6 \cdot 0,025 \text{ M} \cdot 26,0 \text{ mL}}{1 \cdot 25,0 \text{ mL}} = \underline{0,156 \text{ M}}$$