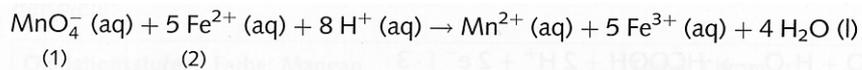


Aufgabe:

Eine Vorratsflasche mit Eisen(II)-sulfat hat längere Zeit gestanden und wird durch manganometrische Titration auf Eisen(II)-Ionen untersucht. Dazu löst man 0,6 g des Salzes in 100 mL Wasser. 25 mL dieser Lösung verbrauchen 6,3 mL Kaliumpermanganat-Lösung der Konzentration $c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/L}$.

Berechnen Sie den prozentualen Anteil an Eisen(II)-Ionen in der Probe.

Lösung:

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{1}{5}$$

$$n_2 = 5 \cdot n_1$$

$$m_2 = 5 \cdot c_1 \cdot V_1 \cdot M_2$$

$$= 5 \cdot 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,0063 \text{ L} \cdot 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$= 0,0353 \text{ g (in der 25-mL-Probe)}$$

⇒ In 100 mL Lösung lagen 0,141 g Eisen(II)-Ionen vor.

Die Probe von 0,6 g Salz enthält 23,5 w-% Eisen(II)-Ionen.