

Aufgabe:

Ein Niederschlag von Bariumsulfat soll gewaschen werden. Dabei dürfen nicht mehr als 0,05 mg in Lösung gehen.

Entscheiden Sie, ob sich 200 mL Wasser oder 200 mL Schwefelsäure ($c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/L}$) besser dazu eignen. Begründen Sie Ihre Entscheidung.

Lösung:**Löslichkeit von Bariumsulfat in 200 mL Wasser:**

$$m = 1; n = 1$$

$$L(\text{BaSO}_4) = \sqrt{K_L} = \sqrt{10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$L(\text{BaSO}_4) = 0,00233 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

In 200 ml Wasser lösen sich 0,47 mg Bariumsulfat.

Löslichkeit von Bariumsulfat in 200 mL einer 0,1 molaren Schwefelsäure:

Durch Zugabe von Schwefelsäure wird die Sulfat-Ionen-Konzentration stark erhöht:

$$c(\text{SO}_4^{2-} \text{ aus } \text{H}_2\text{SO}_4) \gg c(\text{SO}_4^{2-} \text{ aus dem Löslichkeitsgleichgewicht von } \text{BaSO}_4)$$

$$\Rightarrow c_{\text{gesamt}}(\text{SO}_4^{2-}) \approx c(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Daher kann die Löslichkeit nicht mehr als $\sqrt{K_L}$ berechnet werden. Die Barium-Ionen-Konzentration ist wesentlich kleiner als $c(\text{H}_2\text{SO}_4)$ und wird daher zuerst überschritten. Sie entspricht damit der Löslichkeit:

$$c(\text{Ba}^{2+}) = \frac{K_L}{c(\text{SO}_4^{2-})} = \frac{K_L}{c(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$L(\text{BaSO}_4) = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$L(\text{BaSO}_4) = 0,000233 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

In 200 ml 0,1 molarer Schwefelsäure lösen sich 0,000047 mg Bariumsulfat.

Die Sulfat-Ionen der Schwefelsäure wirken als gleichionige Zusätze. Deshalb zeigen die Ergebnisse, dass Schwefelsäure als Waschflüssigkeit besser geeignet ist.