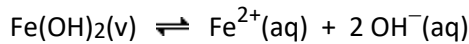


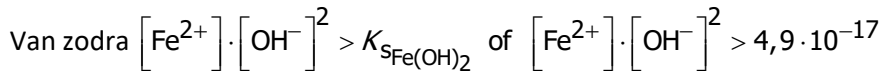
Bereken de minimale concentratie van ammoniak, nodig om de neerslag van ijzer(II)hydroxide te initiëren in een waterige FeCl<sub>2</sub>-oplossing met een concentratie van 0,0030 mol/L.

## Oplossing

Schrijf de reactievergelijking van het betrokken evenwicht.



Wanneer ontstaat er een neerslag van Fe(OH)<sub>2</sub>?



Wat betekent dit voor [OH<sup>-</sup>]?

$$[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 > 4,9 \cdot 10^{-17}$$

$$[\text{OH}^{-}]^2 > \frac{4,9 \cdot 10^{-17}}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

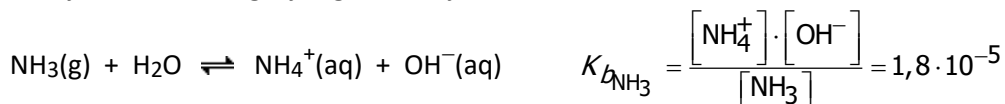
$$[\text{OH}^{-}]^2 > \frac{4,9 \cdot 10^{-17}}{3,0 \cdot 10^{-3}}$$

$$[\text{OH}^{-}]^2 > 1,6 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^{-}] > 1,3 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

De OH<sup>-</sup>-ionen worden geleverd door de protolyse van NH<sub>3</sub>.

Schrijf de reactievergelijking en de bijhorende baseconstante.



Wat weet je over [NH<sub>4</sub><sup>+</sup>] en [OH<sup>-</sup>] in dit evenwicht?

Beide concentraties zijn gelijk.

Hoe kan je deze uitdrukking voor K<sub>b</sub> dus nog schrijven?

$$\frac{[\text{OH}^{-}]^2}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Bereken nu hoe groot de concentratie van NH<sub>3</sub> moet zijn om een neerslag te krijgen.

$$[\text{NH}_3] > \frac{[\text{OH}^{-}]^2}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$[\text{NH}_3] > \frac{(1,3 \cdot 10^{-7})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$[\text{NH}_3] > 9,4 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$