

Bereken de concentraties van alle deeltjes aanwezig in een oplossing die formeel 0,250 mol/L is aan NH₃ (bij 25°C).

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Oplossing

NH₃ is een zwakke base ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) die slechts weinig met water reageert (evenwicht links):



$$K_{b,\text{NH}_3} = \frac{[\text{NH}_4^+]_{\text{ev}} \times [\text{OH}^-]_{\text{ev}}}{[\text{NH}_3]_{\text{ev}}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

We kunnen volgende overzichtstabel opstellen:

mol/L	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
Begin	0,250	0	10 ⁻⁷
Δ	- x	+ x	+ x
Evenwicht	0,250 - x	x	(<10 ⁻⁷) + x

Uit de baseconstante van ammoniak kunnen we x berekenen.

$$K_{b,\text{NH}_3} = \frac{x \cdot ((<10^{-7}) + x)}{0,250 - x} = \frac{x^2}{0,250 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot x - 4,5 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$\text{Oplossingen: } x = 2,11 \cdot 10^{-3} \text{ en } x = -2,13 \cdot 10^{-3}$$

Deze oplossing is chemisch niet aanvaardbaar.

	NH₃	NH₄⁺	OH⁻
Evenwicht	0,248 mol/L	2,11 · 10⁻³ mol/L	2,11 · 10⁻³ mol/L

$$[\text{H}^+]_{\text{ev}} = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]_{\text{ev}}} = \frac{10^{-14}}{2,11 \cdot 10^{-3}} = 4,74 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$