

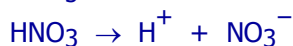
25,00 mL van een oplossing die formeel 0,032 mol/L is aan HNO₃ wordt getitreerd met een 0,100 mol/L NH₃-oplossing.

Hoe groot is de pH van de titratie-oplossing nadat 12,00 mL werd toegevoegd?

$$pK_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$$

Oplossing

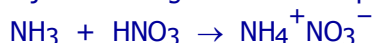
HNO₃ is een sterk zuur en is dus volledig geïoniseerd:



NH₃ is een zwakke base, die slechts gedeeltelijk geïoniseerd is



Bij samenvoegen van beide oplossingen heeft volgende reactie plaats:



25,00 mL 0,032 mol/L HNO₃ -oplossing bevat $0,032 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 25,00 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol HNO}_3$.

12,00 mL 0,100 mol/L NH₃ -oplossing bevat $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 12,00 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3$.

mol	NH ₃	HNO ₃	NH ₄ ⁺ NO ₃ ⁻
Vóór	$1,2 \cdot 10^{-3} = 12 \cdot 10^{-4}$	$8,0 \cdot 10^{-4}$	0
Δ	$- 8,0 \cdot 10^{-4}$	$- 8,0 \cdot 10^{-4}$	$+ 8,0 \cdot 10^{-4}$
Na	$4,0 \cdot 10^{-4}$	0	$8,0 \cdot 10^{-4}$

Na deze reactie is er een mengsel van NH₃ en NH₄⁺NO₃⁻ aanwezig.

NH₃ is een zwakke base.

NH₄⁺NO₃⁻ is een zout. Het negatieve ion is als base te verwaarlozen (geconjugeerde base van het sterke zuur HNO₃). Het positieve ion NH₄⁺ is een zwak zuur en het is bovendien het geconjugeerde zuur van de base NH₃. We hebben dus te maken met een buffer:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_b}{c_z} = 9,25 + \log \frac{\frac{4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{37,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}}}{\frac{8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{37,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}}} = \mathbf{8,95}$$