

Bereken de concentraties van  $[\text{NH}_4^+]$ ,  $[\text{Br}^-]$ ,  $[\text{NH}_3]$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$  en de pH in een oplossing die formeel 0,3 mol/L is aan  $\text{NH}_4\text{Br}$ .

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

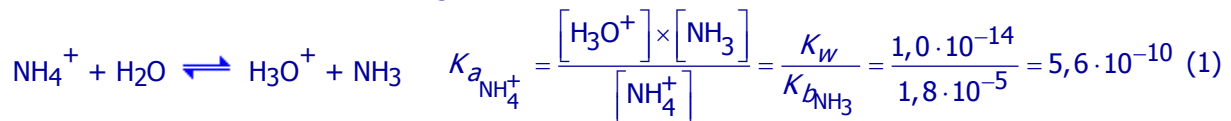
## Oplossing

$\text{NH}_4\text{Br}$  is een zout. Bij oplossen in water dissocieert het volledig:



Zoals dat bij elk zout het geval is, is het positieve ion  $\text{NH}_4^+$  een zuur en het negatieve ion  $\text{Br}^-$  een base.  $\text{Br}^-$  is als base zwakker dan water (het is de geconjugeerde base van een sterk zuur): het reageert dus niet met water. De concentratie van  $\text{Br}^-$  is en blijft dus **0,3 mol/L**.

Het  $\text{NH}_4^+$  is een zwak zuur: het reageert met water:



In bovenstaand evenwicht ontstaan er evenveel  $\text{H}_3\text{O}^+$ -ionen als  $\text{NH}_3$ -moleculen. Bij evenwicht geldt dus:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NH}_3]$ .

Bovendien ligt bovenstaand evenwicht helemaal links (evenwichtsconstante is zeer klein). Daaruit

kunnen we concluderen dat:  $[\text{NH}_4^+] \approx c_{\text{O}_{\text{NH}_4^+}} \approx 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ .

Vergelijking (1) wordt dus:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_{a_{\text{NH}_4^+}} \times c_{\text{O}_{\text{NH}_4^+}} = 5,6 \cdot 10^{-10} \times 0,3 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

en daaruit volgt dat:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = \mathbf{1,3 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

$$[\text{NH}_3] = \mathbf{1,3 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

Samengevat

$\text{NH}_4^+$	<b>0,3 mol/L *</b>
$\text{H}_3\text{O}^+$	<b><math>1,3 \cdot 10^{-5}</math> mol/L</b>
$\text{NH}_3$	<b><math>1,3 \cdot 10^{-5}</math> mol/L</b>
$\text{Br}^-$	<b>0,3 mol/L</b>

\* Eigenlijk  $0,3 \text{ mol/L} - 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = 0,299987 \text{ mol/L}$

$$[\text{OH}^-]_{\text{ev}} = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ev}}} = \frac{10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-5}} = \mathbf{7,7 \cdot 10^{-10}}$$

$$\text{pH} = -\log 1,3 \cdot 10^{-5} = \mathbf{4,89}$$