

Bereken de concentraties van $[\text{Na}^+]$, $[\text{OAc}^-]$, $[\text{HOAc}]$, $[\text{OH}^-]$ en de pH in een oplossing die formeel 0,045 mol/L is aan NaOAc.

$$K_a(\text{HOAc}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Oplossing

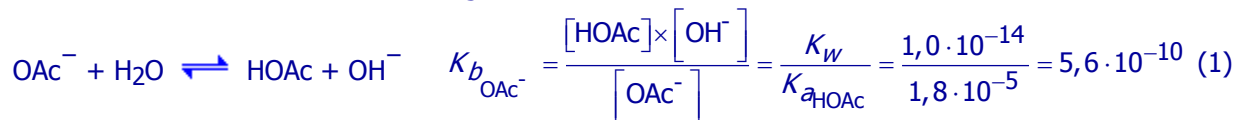
NaOAc is een zout. Bij oplossen in water dissocieert het volledig:



Zoals dat bij elk zout het geval is, is het positieve ion Na^+ een zuur en het negatieve ion OAc^- een base.

Na^+ is als zuur zwakker dan water (het is het geconjugeerde zuur van de sterke base NaOH): het reageert dus niet met water. De concentratie van Na^+ is en blijft dus **0,045 mol/L**.

Het OAc^- is een zwakke base: het reageert met water:



In bovenstaand evenwicht ontstaan er evenveel OH^- -ionen als HOAc-moleculen. Bij evenwicht geldt dus: $[\text{OH}^-] = [\text{HOAc}]$.

Bovendien ligt bovenstaand evenwicht helemaal links (evenwichtsconstante is zeer klein). Daaruit kunnen we concluderen dat: $[\text{OAc}^-] \approx c_{\text{OAc}^-} \approx 0,045 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

Vergelijking (1) wordt dus:

$$[\text{OH}^-]^2 = K_{b_{\text{OAc}^-}} \times c_{\text{OAc}^-} = 5,6 \cdot 10^{-10} \times 0,045 = 2,52 \cdot 10^{-11}$$

en daaruit volgt dat:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{2,52 \cdot 10^{-11}} = 5,02 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[\text{HOAc}] = 5,02 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Samengevat

OAc^-	0,045 mol/L *
OH^-	$5,02 \cdot 10^{-6}$ mol/L
HOAc	$5,02 \cdot 10^{-6}$ mol/L
Na^+	0,045 mol/L

* Eigenlijk $0,045 \text{ mol/L} - 5,02 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} = 0,044995 \text{ mol/L}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ev}} = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]_{\text{ev}}} = \frac{10^{-14}}{5,02 \cdot 10^{-6}} = 1,99 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{pH} = -\log 1,99 \cdot 10^{-9} = 8,70$$