

Bereken de concentraties van  $H^+$ ,  $OAc^-$ ,  $HOAc$  en  $OH^-$  en de pH en de ionisatiegraad  $\alpha$  van een 0,100 mol/L oplossing van  $HOAc$  bij  $25^\circ C$ .

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

## Oplossing

$HOAc$  is een zwak zuur ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) dat slechts weinig ioniseert:



$$K_{aHOAc} = \frac{[H^+]_{ev} \times [OAc^-]_{ev}}{[HOAc]_{ev}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

De ionisatiegraad  $\alpha$  van  $HOAc$  is een getal (0 – 1) dat weergeeft hoeveel van de oorspronkelijke hoeveelheid  $HOAc$  er geïoniseerd is:

$$\alpha_{HOAc} = \frac{\text{hoeveelheid } HOAc \text{ die geïoniseerd is}}{\text{totale hoeveelheid } HOAc \text{ die kan ioniseren}}$$

We kunnen volgende overzichtstabel opstellen:

mol/L	$HOAc$	$H^+$	$OAc^-$
Begin	0,100	$10^{-7}$	0
$\Delta$	- x	+ x	+ x
Evenwicht	$0,100 - x$	$(<10^{-7}) + x$	x

Uit de zuurconstante van azijnzuur kunnen we x berekenen.

$$K_{aHOAc} = \frac{((<10^{-7}) + x) \cdot x}{0,100 - x} = \frac{x^2}{0,100 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

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

$$\text{Oplossingen: } x = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ en } x = -1,35 \cdot 10^{-3}$$

Deze oplossing is chemisch niet aanvaardbaar.

	<b><math>HOAc</math></b>	<b><math>H^+</math></b>	<b><math>OAc^-</math></b>
Evenwicht	<b>0,0987 mol/L</b>	<b><math>1,33 \cdot 10^{-3}</math> mol/L</b>	<b><math>1,33 \cdot 10^{-3}</math> mol/L</b>

$$[OH^-]_{ev} = \frac{K_w}{[H^+]_{ev}} = \frac{10^{-14}}{1,33 \cdot 10^{-3}} = 7,52 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 1,33 \cdot 10^{-3} = 2,88$$

$$\alpha_{HOAc} = \frac{1,33 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,33 \cdot 10^{-2} = 0,0133$$

Dit betekent dat, in deze omstandigheden, slechts 1,33% van de  $HOAc$ -moleculen geïoniseerd zijn.