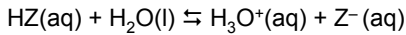




Zuur- en baseconstante

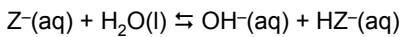
Bij het oplossen van een zwak zuur in water ontstaat het volgende evenwicht:



De evenwichtsvoorwaarde hiervoor is: $K_Z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]}$ en $\text{p}K_Z = -\log K_Z$

K_Z wordt de zuurconstante genoemd.

Analoog aan de zuurconstante geldt bij het oplossen van een zwakke base in water:



De evenwichtsvoorwaarde hiervoor is: $K_B = \frac{[\text{OH}^-][\text{HZ}^-]}{[\text{Z}^-]}$ en $\text{p}K_B = -\log K_B$



Protolysegraad

De mate waarin een zuur is geprotolyseerd (geïoniseerd) kan worden aangegeven met de *protolysegraad* (symbool α):

$$\alpha = \frac{\text{aantal moleculen zuur dat een proton heeft afgestaan}}{\text{oorspronkelijk aantal moleculen zuur}} = \frac{\text{aantal mol geprotolyseerd zuur}}{\text{oorspronkelijk aantal mol zuur}} = \frac{[\text{Z}^-]}{c_{\text{HZ}}} = \frac{c_{\text{HZ}} - [\text{HZ}]}{c_{\text{HZ}}}$$

Van een 0,100 M HF-oplossing blijkt $\alpha = 7,6\%$ te zijn.

Met behulp van deze gegevens is K_Z van HF te berekenen.



Berekening K_Z met α

1. Stel de RV op: $\text{HF(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$

2. Stel het volgende schema op:

geïoniseerd (7,6%):

$$0,076 \times 0,100 \text{ mol/L} =$$

$$7,6 \times 10^{-3} \text{ mol/L HF}$$

concentratie in M	HF	H_3O^+	F^-
begin	0,100	0,000	0,000
geïoniseerd/ gevormd	$-7,6 \times 10^{-3}$	$7,6 \times 10^{-3}$	$7,6 \times 10^{-3}$
evenwicht	0,0924	$7,6 \times 10^{-3}$	$7,6 \times 10^{-3}$

gevormd: $0,076 \times 0,100 \text{ mol/L} = 7,6 \times 10^{-3} \text{ mol/L H}_3\text{O}^+$ en $7,6 \times 10^{-3} \text{ mol/L F}^-$

3. Vul de rest in en houdt rekening met de coëfficiënten

4. Vul de evenwichtsconcentraties in de concentratiebreuk in en bereken K_Z

$$K_Z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = \frac{(7,6 \times 10^{-3})^2}{0,0924} = 6,25 \times 10^{-4}$$



Berekening K_Z uit c_{HZ} en pH

Een 0,100 M oplossing van zwak zuur (HZ) heeft een pH van 2,89.

a. Bereken $[\text{H}_3\text{O}^+]$

Schrijf altijd eerst de RV op: $\text{HZ(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Z}^-(\text{aq})$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,89} = 1,288 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

b. Hoe groot is $[\text{Z}^-]$?

$$\text{Uit de RV volgt: } [\text{Z}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,288 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

c. Bereken de K_Z van dit zuur $K_Z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]}$

Om K_Z uit te kunnen uitrekenen moeten we eerst nog $[\text{HZ}]$ kennen.

$$[\text{HZ}] = c_{\text{HZ}} - [\text{Z}^-] = 0,100 - 1,288 \times 10^{-3} = 0,0987 \text{ mol/L}$$

$$K_Z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]} = \frac{(1,288 \times 10^{-3})^2}{0,0987} = 1,68 \times 10^{-5} \quad \text{p}K_Z = 4,77$$

d. Welk zuur betreft het? Azijnsuur, omdat de berekende waarden hiermee het beste overeen komen.



pH van oplossingen van zwakke zuren

Bereken de pH van 0,10 M HCN

1. Geef eerst de RV: $\text{HCN}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$
2. Stel $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in de evenwichtsituatie op x
3. Uit de RV volgt: gevormd: x mol $\text{H}_3\text{O}^+ = x$ mol CN^- en geïoniseerd: x mol HCN
4. Vul het schema in:

concentratie in M	HCN	H_3O^+	CN^-
begin	0,10	0,00	0,00
geïoniseerd/ gevormd	-x	x	x
evenwicht	0,10 - x	x	x

5. Noteer K_z , vul deze in en bereken x :

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 6,1 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,10 - x} \quad x = 7,8 \cdot 10^{-6} = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en pH} = 5,1$$

(een negatieve concentratie heeft geen chemische betekenis)



pH van oplossingen van zwakke basen

Bereken de pH van 0,10 M NaCN

1. Geef eerst de RV: $\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{HCN}(\text{aq})$
2. Stel $[\text{OH}^-]$ in de evenwichtsituatie op x
3. Uit de RV volgt: gevormd: x mol $\text{OH}^- = x$ mol HCN en omgezet: x mol CN^-
4. Vul het schema in:

concentratie in M	HCN	OH^-	CN^-
begin	0,10	0,00	0,00
omgezet gevormd	-x	x	x
evenwicht	0,10 - x	x	x

5. Noteer K_b , vul deze in en bereken x :

$$K_b = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = 1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10 - x} \quad x = 1,3 \cdot 10^{-3} = [\text{OH}^-] \text{ en pOH} = 2,90$$

pH = 11,1