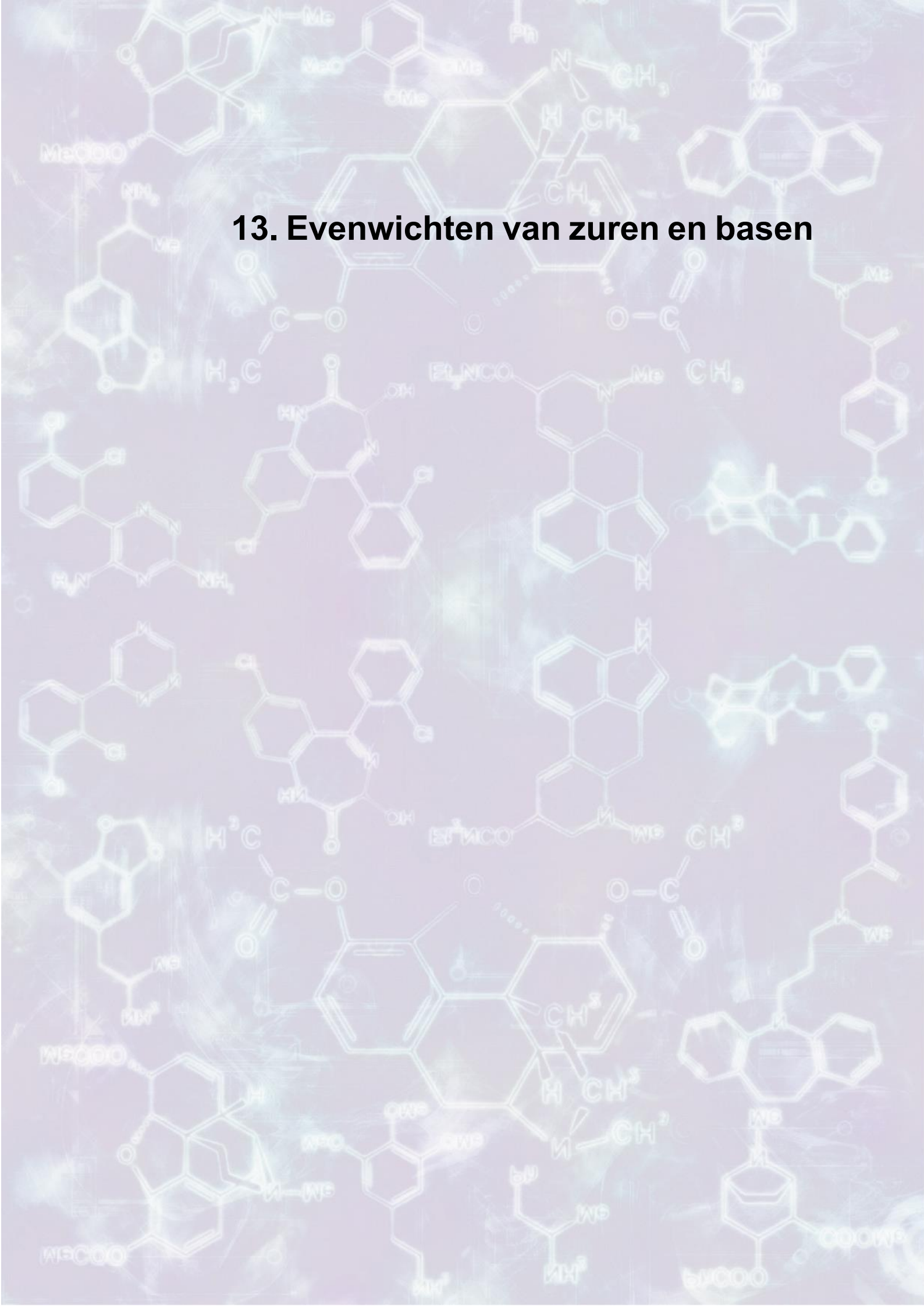


## 13. Evenwichten van zuren en basen



## 13.1 Evenwichten

Een speciaal geval van een evenwicht wordt gevormd door de evenwichten van zuren en basen. Deze evenwichten spelen een belangrijke rol in levende organismen. De pH waarde van menselijk bloed moet bijvoorbeeld liggen tussen 7,35 en 7,45 (bloed is dus licht basisch). Deze waarde is afhankelijk van de hoeveelheid opgeloste zure en basische stoffen in het bloed. De zuurgraad van urine heeft invloed op de groei van bacteriën waardoor sommige mensen eerder last hebben van ontstekingen aan de urinewegen dan anderen.

Het is dus van belang om de evenwichten van zuren en basen goed te begrijpen.

### De evenwichtsconstante van een zuur

Bij evenwichtsreacties is de evenwichtsconstante een belangrijke factor. Als voorbeeld kijken we naar de reactie van de stoffen A en B waaruit de stoffen C en D ontstaan.

Voor de evenwichtsreactie:  $pA + qB \rightleftharpoons rC + sD$

geldt de evenwichtsconstante:  $K_{ev} = \frac{[C]^r \cdot [D]^s}{[A]^p \cdot [B]^q}$

### Oplossen van een zuur in water

Voor de evenwichtsreactie:  $HZ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Z^-$

geldt de evenwichtsconstante:  $K_{ev} = \frac{[H_3O^+] \cdot [Z^-]}{[HZ] \cdot [H_2O]}$

### Opgave 13.1 Waterconcentratie [H<sub>2</sub>O]

Bereken de [H<sub>2</sub>O] van zuiver water in mol/L

Nu we dit weten kunnen we formule anders schrijven.

zuurconstante  $K_z$

$$K_{ev} = \frac{[H_3O^+] \cdot [Z^-]}{[HZ] \cdot [H_2O]} \Rightarrow K_{ev} \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+] \cdot [Z^-]}{[HZ]} \Rightarrow K_{ev} \times 55,5 = \frac{[H_3O^+] \cdot [Z^-]}{[HZ]}$$

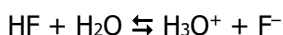
**zuurconstante** Het product  $K_{ev} \cdot 55,5$  wordt de zuurconstante  $K_z$  genoemd die we nog kennen uit hoofdstuk 7, ook te vinden in BINAS tabel 49.

De formule voor  $K_z$  wordt dan:  $K_z = \frac{[H_3O^+] \cdot [Z^-]}{[HZ]}$

Hiermee kunnen we de concentratie  $H_3O^+$  en de pH van de oplossing van een zwak zuur berekenen.

## 13.2 De pH van een zwak zuur

Als voorbeeld kijken we naar de pH van een oplossing waterstoffluoride HF met een concentratie  $c_z = 0,25$  mol/L.



de evenwichtsvoorwaarde is  $K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$  en in BINAS vinden we  $K_z = 6,3 \cdot 10^{-4}$

De protolyse van water wordt verwaarloosd. Voor we gaan invullen moeten we ons twee zaken realiseren:

- 1) De concentraties  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  en  $[\text{F}^-]$  zijn gelijk. Ze ontstaan in een verhouding 1 : 1. Boven de breukstreep kunnen we dus  $[\text{H}_3\text{O}^+]^2$  schrijven.
- 2) Een gedeelte van de aanwezige HF moleculen is gesplitst. De oorspronkelijk concentratie  $c_z$  van 0,25 mol/L is afgenomen tot  $c_z - [\text{H}_3\text{O}^+]$ .

$$\text{Invullen geeft dan: } K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_z - [\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow 6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,25 - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Dit verder uitwerken levert een kwadratische vergelijking op die alleen met de a,b,c-formule kan worden opgelost. We zullen dit verderop laten zien.

Vaak kan een vereenvoudiging worden uitgevoerd. oplossingen van zwakke zuren zullen meestal maar weinig moleculen  $\text{H}_3\text{O}^+$  bevatten. Ze protolysen maar heel weinig. Dat betekent dat  $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll c_z$ . In de term  $c_z - [\text{H}_3\text{O}^+]$  kun dus de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  verwaarloosd worden ten opzichte van  $c_z$ .

$$\text{De vergelijking wordt dan: } 6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,25}$$

$$\text{anders geschreven: } [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 0,25 \times 6,3 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{dus } [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{0,25 \times 6,3 \cdot 10^{-4}} = 0,01255$$

$$\text{en de pH} = 10^{-0,01255} = 0,97$$

We controleren of de aanname juist was:  $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll c_z$ ?

Invullen:  $0,01255 \ll 0,25$ ? Is inderdaad veel kleiner.

$$\text{Uit } \frac{c_z}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{0,25}{0,0201255} = 20 \text{ zie je dat } c_z \text{ } 20 \times \text{ zo groot is als } [\text{H}_3\text{O}^+]$$

### Opgave 13.2 Algemene formule afleiden

Laat zien dat je de formule  $K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_z}$  kunt ombouwen tot  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{c_z \cdot K_z}$

#### Algemene formule met vereenvoudiging

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{c_z \cdot K_z} \text{ deze formule mag je gebruiken als } \frac{c_z}{K_z} > 100$$

### Opgave 13.3 Controle

Controleer of je volgens deze regel inderdaad de vereenvoudiging in het voorbeeld mocht uitvoeren.

### Opgave 13.4 Mierenzuur

Mierenzuur wordt door mieren geproduceerd om zichzelf en het nest te beschermen.



Figuur 13.1 mieren in actie

We willen de pH berekenen van een mierenzuuroplossing met concentratie  $3,0 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

- Geef de reactievergelijking van de protolyse en de vergelijking van de  $K_z$ .
- Bereken de pH van de mierenzuuroplossing.

### Opgave 13.5 Joodzuur

Joodzuur heeft de formule  $\text{HIO}_3$ .

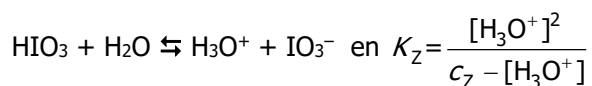
We willen de pH berekenen van een  $\text{HIO}_3$  oplossing van 0,2 mol/L.

- Geef de reactievergelijking van de protolyse en de vergelijking van de  $K_z$ .
- Controleer of je de vereenvoudiging mag uitvoeren.

Nu hebben we een probleem en moeten we de moeilijke weg volgen.

### pH berekenen zonder vereenvoudiging

We zullen de berekening uitvoeren op het voorbeeld van opgave 14.5.



Opzoeken  $K_z = 1,7 \cdot 10^{-1} = 0,17$

$$\text{Invullen: } 0,17 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,2 - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Voor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  kunnen we  $x$  schrijven:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{dus} \quad 0,17 = \frac{x^2}{0,2 - x}$$

Nu gaan we wiskundig aan het werk:  $0,17 \times (0,2 - x) = x^2$

$$0,034 - 0,17x = x^2 \Rightarrow x^2 + 0,17x - 0,034 = 0$$

Deze vergelijking is van het type  $ax^2 + bx + c = 0$

en de algemene oplossing is  $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$

In ons voorbeeld zien we dat:

$$a = 1$$

$$b = 0,17$$

$$c = -0,034$$

Invullen

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-0,17 \pm \sqrt{(-0,17)^2 - 4 \times 1 \times (-0,034)}}{2} = \frac{-0,17 \pm \sqrt{0,0289 + 0,136}}{2}$$

$$x = \frac{-0,17 \pm \sqrt{0,1649}}{2} = \frac{-0,17 \pm \sqrt{0,1649}}{2} = \frac{-0,17 \pm 0,406}{2}$$

We vinden twee oplossingen:  $x = \frac{-0,17 + 0,406}{2}$  en  $x = \frac{-0,17 - 0,406}{2}$

Dit levert op:  $x = 0,118 \text{ mol/L}$  en  $x = -0,288 \text{ mol/L}$

De tweede oplossing is duidelijk onzin dus het juiste antwoord is:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,118 \text{ mol/L} \text{ en de } \text{pH} = 10^{-0,118} = 0,76$$

Als controle kunnen we  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,118$  invullen:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,2 - [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{0,118^2}{0,2 - 0,118} = 0,1698 = 0,17 \text{ dus dat klopt.}$$

### Algemene formule afleiden

Van de a,b,c,-formule met getallen kun je ook een algemene formule met symbolen afleiden. Dat is wiskundig ingewikkeld, dus we geven gewoon de oplossing:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{-K_z + \sqrt{K_z^2 + 4 \cdot K_z \cdot c_z}}{2}$$

pH zwak zuur

**pH zwak zuur**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{c_z \cdot K_z} \text{ deze formule mag je gebruiken als } \frac{c_z}{K_z} > 100$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{-K_z + \sqrt{K_z^2 + 4 \cdot K_z \cdot c_z}}{2} \text{ deze formule gebruik je in alle andere gevallen}$$

### Opgave 13.6 Chloorazijnzuur

Bereken de pH van een chloorazijnzuur-oplossing met concentratie van 0,15 mol/L. Chloorazijnzuur is een eenwaardig zuur met formule  $\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$ . Noteer die voor het gemak als HZ.

### Opgave 13.7 Oxaalzuur

Je bereidt een oplossing van oxaalzuur van 0,45 mol/L.

Oxaalzuur heeft formule  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Het is een tweewaardig zuur, maar je mag hier de tweede protolysestap negeren.

- Geef de vergelijking van de protolyse en de evenwichtsvoorwaarde.
- Bereken de pH van deze oplossing.

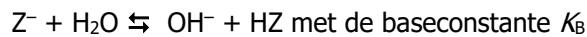
### Opgave 13.8 Salmiak

Ammoniumchloride is een belangrijk bestanddeel van salmiak. Het ammoniumion dat erin zit is een zwak zuur. Chantal lost 2,006 gram ammoniumchloride op tot een volume van 250,0 mL.

- Geef de reactievergelijking van het oplossen van ammoniumchloride.
- Geef de reactievergelijking van de protolyse die in oplossing plaatsvindt.
- Bereken de pH van deze oplossing.

## 13.3 De pH van een zwakke base

Voor de protolyse van de zwakke base  $Z^-$  met geconjugeerd zuur HZ geldt:



De formule voor  $K_B$  wordt dan:  $K_B = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HZ}]}{[Z^-]}$

De pH berekenen van een zwakke base gaat op dezelfde manier als die van een zwak zuur. Hier bereken je eerst  $[\text{OH}^-]$ , daarna pOH en dan pH.

pH zwakke base

#### pH zwakke base

$[\text{OH}^-] = \sqrt{c_B \cdot K_B}$  deze formule mag je gebruiken als  $\frac{c_B}{K_B} > 100$

$[\text{OH}^-] = \frac{-K_B \pm \sqrt{K_B^2 + 4 \cdot K_B \cdot c_B}}{2}$  deze formule gebruik je in alle andere gevallen

#### Voorbeeld

Bereken de pH van een 0,25 mol/L  $\text{NH}_3$ -oplossing ('ammonia').

De reactievergelijking is  $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$

De baseconstante  $K_B = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$\frac{c_B}{K_B} = \frac{0,25}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 13.889$$

Dit is beduidend groter dan 100 dus we mogen vereenvoudigen.

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{c_B \cdot K_B} = \sqrt{0,25 \times 1,8 \cdot 10^{-5}} = 2,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2,12 \cdot 10^{-2}) = 1,673$$

$$\text{en de pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,673 = 12,33$$

### Opgave 13.9 pH van basen

Bereken de pH van de volgende oplossingen:

- 0,18 mol/L KOH-oplossing.
- 0,023 mol/L Ba(OH)<sub>2</sub>-oplossing.

## 13.4 Bufferoplossingen

Zowel in de analytische chemie als in de biochemie is het van belang de pH van een oplossing te regelen. Denk bijvoorbeeld aan een complexometrische titratie met behulp van EDTA, waarbij de pH gebufferd wordt op 10,3.

In veel biologische systemen vinden reacties plaats die alleen bij één bepaalde pH verlopen:

- Menselijk bloed heeft een pH van 7,38 en bevat een aantal zogenaamde buffers om de pH op die waarde te houden.
- Veel enzymen kunnen hun katalyserende werking alleen uitoefenen binnen bepaalde pH-grenzen.

Een te lage pH:

- tast enzymen aan, waardoor bepaalde processen niet meer kunnen plaatsvinden;
- tast de celmembranen van cellen aan, waardoor cellen kapot gaan;
- tast eiwitten aan, waardoor deze hun functie verliezen.

Om deze verzuring tegen te gaan heeft het lichaam verschillende systemen om zuren te neutraliseren. Deze systemen heten buffers.

Daarom is het voor een analist van belang de werking van buffers te begrijpen om ze te kunnen toepassen. In dit hoofdstuk zullen we de vorming van buffers bespreken en de berekening van de pH van een bufferoplossing.

### Definitie bufferoplossing

Een bufferoplossing is een oplossing waarvan de pH niet merkbaar verandert wanneer er water of kleine hoeveelheden zuur of base worden toegevoegd.

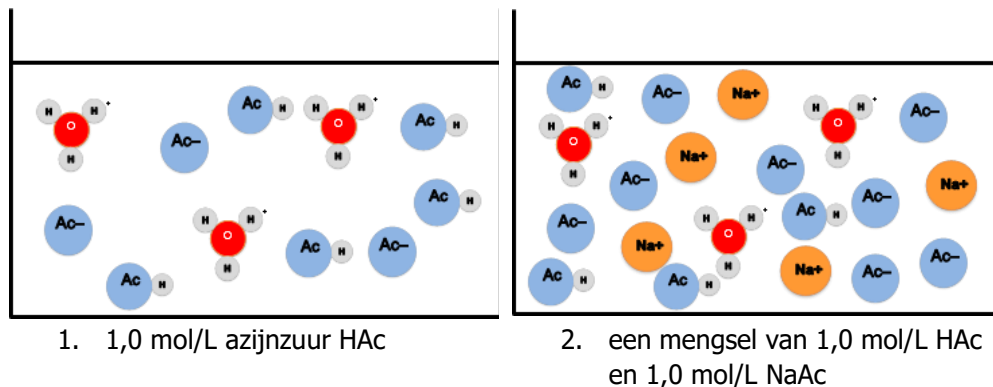
Als een bufferoplossing in staat moet zijn om een toevoeging van zuur op te vangen, oftewel een toevoeging van H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-ionen, dan zullen er in de bufferoplossing deeltjes aanwezig moeten zijn die de toegevoegde H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-ionen zoveel mogelijk neutraliseren. Deze deeltjes zullen dan een base moeten zijn.

Een goede buffer moet ook een toevoeging van base kunnen opvangen. De toegevoegde base zal OH<sup>-</sup>-ionen willen doen ontstaan, die dan door de bufferoplossing zoveel mogelijk moeten worden geneutraliseerd. In zo'n bufferoplossing zullen dus ook zure deeltjes aanwezig moeten zijn.

Kortom: een goede bufferoplossing bestaat uit een oplossing van een zuur en een

base.

Als voorbeeld kijken we naar de volgende twee oplossingen:



Figuur 13.2

De evenwichtsreactie van azijnzuur:  $\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ac}^-$

zwak zuur

zwakke geconjugeerde base

In oplossing 1 geldt  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Ac}^-]$  omdat die in gelijke hoeveelheden uit HAC ontstaan in de evenwichtsreactie.

In oplossing 2 is dat niet zo!  $[\text{H}_3\text{O}^+] \neq [\text{Ac}^-]$  want het zout NaAc levert een overmaat aan extra base  $\text{Ac}^-$ .

Als je aan oplossing 2 een kleine hoeveelheid zuur toevoegt dan wordt het extra zuurs meteen geneutraliseerd door de zwakke base  $\text{Ac}^-$  van de buffer.

Er vindt de volgende reactie plaats:



Als je aan oplossing 2 een kleine hoeveelheid base toevoegt dan wordt de extra base meteen geneutraliseerd door het zwakke zuur HAC.

Er vindt dan de volgende reactie plaats:



Deze truc werkt door de combinatie van een zwak zuur en zijn geconjugeerde zwakke base in niet te lage concentraties. We kunnen nu de definitie uitbreiden.

### Definitie bufferoplossing

Een bufferoplossing is een oplossing waarvan de pH niet merkbaar verandert wanneer er water of kleine hoeveelheden zuur of base worden toegevoegd.

Een bufferoplossing is een mengsel van een zwak zuur en zijn geconjugeerde zwakke base in niet te lage concentraties.

Voorbeelden van buffermengsels zijn:

- $\text{H}_2\text{CO}_3$  en  $\text{HCO}_3^-$  (deze combinatie komt voor in bloed)
- HHb en  $\text{Hb}^-$  (het hemoglobinesysteem in het bloed)



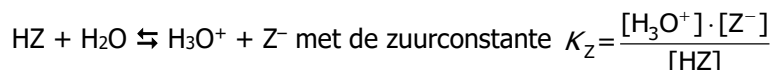


- HF en F<sup>-</sup>
- H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> en HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>
- NH<sub>4</sub><sup>+</sup> en NH<sub>3</sub>

Veel bufferoplossingen zijn kant en klaar te koop, zie Figuur 13.3.

### De pH van een bufferoplossing berekenen

In een bufferoplossing geldt altijd het evenwicht tussen het zuur HZ en de geconjugeerde base Z<sup>-</sup>.



$$\text{Om de pH te berekenen isoleren we } [\text{H}_3\text{O}^+]: \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_Z \cdot \frac{[\text{HZ}]}{[\text{Z}^-]}$$

Het evenwicht ligt natuurlijk sterk naar links door de grote hoeveelheid Z<sup>-</sup> van de buffer. De protolyse is vrijwel nul. Dat geldt ook voor de protolyse van de geconjugeerde base Z<sup>-</sup> van het opgeloste HZ.

$$\text{Dus } [\text{HZ}] = c_Z \text{ en } [\text{Z}^-] = c_B$$

Zo krijgen we de formule van de pH van een bufferoplossing:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_Z \cdot \frac{c_Z}{c_B}$  als we links en rechts de negatieve logaritme nemen en gebruik maken van de rekenregels voor logaritmen wordt dit:

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log\left(K_Z \cdot \frac{c_Z}{c_B}\right) \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_Z - \log\left(\frac{c_Z}{c_B}\right)$$

### pH bufferoplossing

#### pH van een bufferoplossing

$$\text{pH} = \text{p}K_Z - \log\left(\frac{c_Z}{c_B}\right)$$

#### Voorbeeld

##### Gegeven:

Een bufferoplossing van 500 mL van 25 °C bevat azijnzuur en natriumacetaat van beide 0,10 mol/L. We voegen 2,0 mL HCl toe van 2,0 mol/L.

##### Gevraagd:

- Bereken de pH van de nieuwe oplossing.
- Bereken de pH verandering wanneer we eenzelfde hoeveelheid zoutzuur toevoegen aan 500 mL zuiver water.

##### Oplossing:

a.

De pH van de bufferoplossing is:

$$\text{pH} = \text{p}K_Z - \log\left(\frac{c_Z}{c_B}\right) = 4,74 - \log\left(\frac{0,10}{0,10}\right) = 4,74$$

Het zoutzuur bevat:

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 2,0 \times 2,0 \cdot 10^{-3} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

De  $\text{H}_3\text{O}^+$  reageert volledig met de  $\text{Ac}^-$  en vormt een gelijke hoeveelheid HAc.

De situatie wordt:

situatie	$n(\text{Ac}^-)$	$n(\text{HAc})$
oorspronkelijk evenwicht	0,10	0,10
verandering	$-4,0 \cdot 10^{-3}$	$+4,0 \cdot 10^{-3}$
bij nieuw evenwicht	0,096	0,104

de nieuwe pH wordt:

$$\text{pH} = \text{p}K_z - \log\left(\frac{c_z}{c_b}\right) = 4,74 - \log\left(\frac{0,104}{0,096}\right) = 4,74 - 0,0348 = 4,71$$

De bufferoplossing verandert  $4,74 - 4,71 = 0,03$  pH eenheid.

b.

Bij zuiver water geldt:

$$c_z = \frac{n}{v} = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{0,5 + 0,004} = 7,99 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = -\log(7,99 \cdot 10^{-3}) = 2,10$$

De bufferoplossing verandert  $4,74 - 4,71 = 0,03$  pH eenheid.

Zuiver water  $7,00 - 2,10 = 4,90$  pH eenheid. Een duidelijk bewijs voor de werking van de buffer.

### Opgave 13.10 pH van basen

Bereken de pH van een oplossing die 7,8 g azijnzuur en 12,3 g natriumacetaat bevat.

### Opgave 13.11 pH van basen

Uit de formule  $\text{pH} = \text{p}K_z - \log\left(\frac{c_z}{c_b}\right)$  blijkt dat je de pH waarde kunt regelen door de verhouding zuur/base te veranderen.

Je wilt een buffer maken met een pH van 8,94.

Bereken in welke molverhouding men  $\text{NH}_3$  en  $\text{NH}_4\text{Cl}$  moet oplossen om deze buffer te maken.

### Andere manieren om een bufferoplossing te maken

- Breng een hoeveelheid van een zwak zuur in oplossing en voeg dan net zo lang loog toe tot de gewenste pH bereikt is.
- Breng een hoeveelheid van een zwakke base in oplossing en voeg dan net zo lang sterk zuur toe tot de gewenste pH bereikt is.

### Opgave 13.12 Zwak zuur met sterke base

- Geef de vergelijking van de reactie die verloopt als je aan een oplossing van 1 mol azijnzuur 0,5 mol NaOH toevoegt.
- Leg uit hoe het kan dat je op deze manier een goede bufferoplossing maakt.

### Opgave 13.13 Zwakke base met sterk zuur

Je maakt een buffer door aan 150 mL 0,1 mol/L  $\text{NH}_3$ -oplossing 25 mL 0,2 mol/L zoutzuur toe te voegen.

- Geef de reactievergelijking die dan verloopt.
- Bereken de pH van de oplossing.

### Opgave 13.14 Een bufferoplossing ontwerpen

Je wil een bufferoplossing maken met een pH van 10,0 door een zuur en zijn geconjugeerde base in oplossing te brengen.

- Beredeneer welk zuur-basekoppel daarvoor geschikt zou kunnen zijn. Gebruik BINAS. Zoek een koppel met een  $pK_z$  van ongeveer 10.
- Leg uit van welke stof je de grootste chemische hoeveelheid moet oplossen, van het zuur of van de base. Geen berekening hier.

### Bufferkwaliteit en buffercapaciteit

**bufferkwaliteit** Niet alle buffers zijn in gelijke mate in staat om de pH constant te houden. De kwaliteit van een buffer hangt af van:

- De verhouding tussen de hoeveelheden zuur en base. De buffer werking is optimaal als de verhouding 1 : 1 is. De volgende grenzen worden aangehouden:

$$\frac{1}{10} \leq \frac{n(\text{zuur})}{n(\text{base})} \leq 10$$

Dat betekent dat de buffer goed werkt in het pH gebied:  $\text{pH} = \text{p}K_z \pm 1$

- De beterwerking is beter als er meer zuur én meer base in de oplossing aanwezig is.

### Buffercapaciteit

De kwaliteit van een buffer kan ook in een getal worden: de *buffercapaciteit*.

### Definitie buffercapaciteit

De buffercapaciteit is het aantal mol  $\text{H}_3\text{O}^+$  of  $\text{OH}^-$  dat toegevoegd moet worden aan 1,0 L bufferoplossing om de pH 1 eenheid te veranderen.

### Voorbeeld

We gebruiken de gegevens uit het vorige voorbeeld:

Een bufferoplossing van 500 mL van 25 °C bevat azijnzuur en natriumacetaat van beide 0,10 mol/L. We hadden berekend de  $\text{pH} = 4,71$ . We voegen  $\text{OH}^-$  toe tot de pH 1 eenheid gestegen is.

Gevraagd:

Bereken de buffercapaciteit van deze oplossing.

Oplossing:

Door  $x$  mol  $\text{OH}^-$  toe te voegen stijgt de pH naar 5,71.

situatie	$n(\text{HAc})$	$n(\text{OH}^-)$	$(n \text{Ac}^-)$
voor reactie	0,10	$x$	0,10
tijdens reactie	$-x$	$-x$	$+x$
na reactie	$0,10 - x$		$0,10 + x$

Invullen geeft:

$$\text{pH} = \text{pK}_z - \log\left(\frac{c_Z}{c_B}\right) \Rightarrow 5,71 = 4,71 - \log\frac{0,10 - x}{0,10 + x}$$

$$1 = -\log\frac{0,10 - x}{0,10 + x} \Rightarrow \log\frac{0,10 - x}{0,10 + x} = -1$$

$$\frac{0,10 - x}{0,10 + x} = 10^{0,1} = 0,1$$

$$0,10 - x = 0,1 \times (0,10 + x) \Rightarrow 0,10 - x = 0,01 + 0,1x$$

$$0,10 - 0,01 = 0,1x + x \Rightarrow 0,09 = 1,1x \Rightarrow x = \frac{0,09}{1,1} = 0,0818 \text{ mol}$$

$$\text{De buffercapaciteit voor } \text{OH}^- \text{ is } \frac{0,0818 \text{ mol OH}^-}{0,500 \text{ L}} = 0,164 \text{ mol/L}$$

### Opgave 13.15 Buffercapaciteit 1

Bereken voor de bufferoplossing in het voorbeeld de buffercapaciteit als je een hoeveelheid zuur toevoegt.

### Opgave 13.16 Buffercapaciteit 2

Bereken de buffercapaciteit (voor  $\text{H}_3\text{O}^+$  én voor  $\text{OH}^-$ ) van de oplossing die ontstaat als je 35 mL 1 mol/L  $\text{NH}_3$ -oplossing en 50 mL van een 0,1 mol/L  $\text{NH}_4\text{Cl}$ -oplossing mengt.

