

Zuren en basen

versie 22-05-2017

Je kunt bij een onderwerp komen door op de gewenste rubriek in de inhoud te klikken.

Wil je vanuit een rubriek terug naar de inhoud, klik dan op de tekst van de rubriek waar je bent.

Gewoon scrollen gaat natuurlijk ook.

Achter sommige opgaven staat tussen haakjes extra informatie over aspecten die ook in betreffende opgave voorkomen.

[Antwoorden zijn onder de vragen in blauw weergegeven.](#)

Inhoud

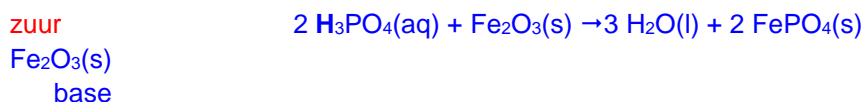
Zuur-base reacties (bovenbouw)	2
pH-berekeningen van sterke zuren en basen (bovenbouw)	4
Zwakke zuren en basen (bovenbouw)	5
Buffers	15
Zuur-base titraties (bovenbouw)	20

Zuur-base reacties (bovenbouw)

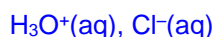
Opgave 1

Geef de vergelijking van de reacties die optreedt als de volgende stoffen bij elkaar worden gevoegd.

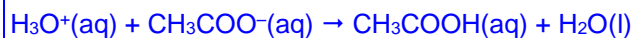
- Bariumoxide en verdund azijnzuur.
BaO(s) | BaO(s) + 2 CH₃COOH(aq) → H₂O(l) + Ba²⁺(aq) + 2 CH₃COO⁻(aq)
base
CH₃COOH(aq) |
zuur
- Ammonia en verdund salpeterzuur.
NH₃(aq) | NH₃(aq) + H₃O⁺(aq) → NH₄⁺(aq) + H₂O(l)
base
H₃O⁺(aq), NO₃⁻(aq) |
zuur
- Aluminiumoxide en een salpeterzuuroplossing.
Al₂O₃(s) | Al₂O₃(s) + 6 H₃O⁺(aq) → 2 Al³⁺(aq) + 9 H₂O(l)
base
H₃O⁺(aq), NO₃⁻(aq) |
zuur
- Fosforzuur-oplossing en kalkwater.
H₃PO₄(aq) | 2 H₃PO₄(aq) + 3 Ca²⁺(aq) + 6 OH⁻(aq) → 6 H₂O(l) + Ca₃(PO₄)₂ (s)
zuur
Ca²⁺(aq), OH⁻(aq) |
base
- Natriumcarbonaat-oplossing en zoutzuur.
Na⁺(aq), CO₃²⁻(aq) | CO₃²⁻(aq) + 2 H₃O⁺(aq) → (H₂CO₃) + 2 H₂O(l) → CO₂(g) + 3 H₂O(l)
base
H₃O⁺(aq), Cl⁻(aq) |
zuur
- Zoutzuur en ammonia;
H₃O⁺(aq), Cl⁻(aq) | H₃O⁺(aq) + NH₃(aq) → H₂O(l) + NH₄⁺(aq)
zuur
NH₃(aq), H₂O(l) |
base
- Verdund salpeterzuur en een kaliumwaterstofcarbonaat-oplossing;
H₃O⁺(aq), NO₃⁻(aq) | H₃O⁺(aq) + HCO₃⁻(aq) → (H₂CO₃) + H₂O(l) → CO₂(g) + 2 H₂O(l)
zuur
K⁺(aq), HCO₃⁻(aq) |
base
- Natronloog en een kaliumwaterstofcarbonaat-oplossing;
Na⁺(aq), OH⁻(aq) | OH⁻(aq) + HCO₃⁻(aq) → CO₃²⁻(aq) + H₂O(l)
base
K⁺(aq), HCO₃⁻(aq) |
zuur
- Kaliumoxide en water;
K₂O(s) | K₂O(s) + H₂O(l) → 2 K⁺(aq) + 2 OH⁻(aq)
base
H₂O(l) |
zuur
- Verdund fosforzuur met vast ijzer(III)oxide;
H₃PO₄(aq) |



- 11 Zoutzuur en een oplossing van natriumacetaat;



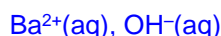
zuur



- 12 Verdund zwavelzuur en een oplossing van bariumhydroxide.

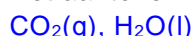


zuur

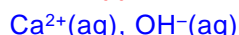


Bij de volgende processen treden zuur-base-reacties op. Geef de reactievergelijking. Geef tevens het zuur, de base en de protonoverdracht aan.

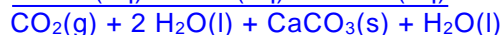
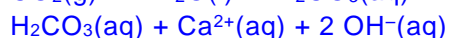
- 13 Het aantonen van koolstofdioxide met helder kalkwater.



zuur



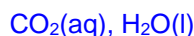
base



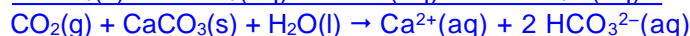
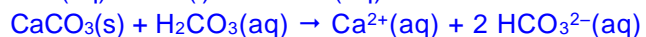
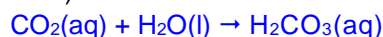
- 14 het ontstaan van hard water (calciumwaterstofcarbonaat-oplossing) doordat koolzuur reageert met kalksteen (calciumcarbonaat).



base



zuur

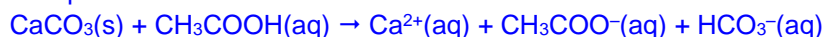


Opgave 2

Ga na of de volgende zuren en basen met elkaar kunnen reageren. Zo ja, geef de reactievergelijking. Zo nee, leg duidelijk uit waarom niet.

- 1 het oplossen van ketelsteen (calciumcarbonaat) met verdund azijnzuur.

CO_3^{2-} staat in tabel 49 onder HCO_3^- . CO_3^{2-} is dus een sterkere base dan HCO_3^- ; de reactie kan dus verlopen.



base 1

zuur 2

base 2

zuur 1

De reactie verloopt nog verder onder vorming van CO_2



zuur 2

base 1

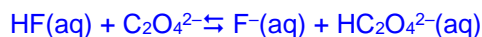
base 2

zuur 1

HCO_3^- treedt hier op als base (amfoliet) en daar CH_3COOH een sterker zuur is dan $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (H_2CO_3) en CH_3COO^- een zwakkere base is dan HCO_3^- kan de reactie verlopen

- 2 Een oplossing met waterstoffluoride met een natriumwaterstofoxalaat-oplossing.

HF staat in tabel 49 boven $\text{HC}_2\text{O}_4^{2-}$. De reactie kan dus plaatsvinden



zuur 1

base 2

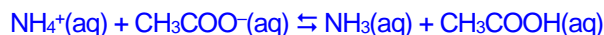
base 1

zuur 2

HF (zuur 1) is dus sterker zuur dan $\text{HC}_2\text{O}_4^{2-}$ (zuur 2) en de reactie verloopt naar rechts. Theoretisch zou $\text{HC}_2\text{O}_4^{2-}$ nog een H^+ kunnen opnemen, maar $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ is een sterker zuur dan HF, dus de reactie tussen HF en $\text{HC}_2\text{O}_4^{2-}$ verloopt niet.

- 3 Een oplossing van ammoniumchloride met een oplossing van natriumacetaat.

NH_4^+ staat in tabel 49 onder CH_3COOH . De reactie verloopt dus niet.



zuur 1

base 2

base 1

zuur 2

NH_4^+ (zuur 1) is een zwakker zuur dan CH_3COOH (zuur 2). De teruggaande reactie (van links naar rechts) zou wel verlopen.

pH-berekeningen van sterke zuren en basen (bovenbouw)

Opgave 1 Oplossingen

Bereken de pH van de volgende oplossingen.

- 4,0 M zoutzuur.
 $[H_3O^+] = 4,0 \text{ mol/L}$ $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 4,0 = -0,60$
- $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ kalkwater.
Kalkwater is een oplossing van $Ca(OH)_2$
 $[OH^-] = 2 \times 1,5 \cdot 10^{-3}$ $pOH = -\log [OH^-] = -\log 3,0 \cdot 10^{-3} = 2,52$
 $pH = 14,00 - pOH = 14,00 - 2,52 = 11,48$
- 2,0 M natronloog
 $[OH^-] = 2,0$ $pH = 14,0 - (-\log 2,0) = 14,30$
- 50 mL natronloog (natriumhydroxide-oplossing) met $pH = 11$ wordt gevoegd bij 15 mL zoutzuur met $pH = 2,0$ en het geheel wordt aangevuld tot 1,00 L
 $OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2 H_2O$
natronloog:
 $pOH = 14 - 11 = 3,0 \rightarrow [OH^-] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mmol/mL} \rightarrow \text{aantal mmol } OH^- = 50 \text{ mL} \times 1,0 \times 10^{-3} \text{ mmol/mL} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mmol } OH^-$
zoutzuur:
 $pH = 2,0 \rightarrow [H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mmol/mL} \rightarrow \text{aantal mmol } H_3O^+ = 15 \text{ mL} \times 1,0 \times 10^{-2} \text{ mmol/mL} = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mmol } H_3O^+$
Uit de RV volgt dat $5,0 \times 10^{-2} \text{ mmol } OH^-$ reageert met $5,0 \times 10^{-2} \text{ mmol } H_3O^+$
In het totale volume van (50 mL + 15 mL =) 65 mL blijft over: $(1,5 \times 10^{-1}) - (5,0 \times 10^{-2}) \text{ mmol } H_3O^+ = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mmol } H_3O^+ \rightarrow [H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mmol/65 mL} = 1,54 \times 10^{-3} \rightarrow pH = 2,8$
Na aanvullen tot 1,00 L wordt $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mmol/1000 mL} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ M} \rightarrow pH = 4,0$

Opgave 2 Verdunningen

Men heeft een oplossing van zwavelzuur. Deze oplossing bevat 2,7 gram H_2SO_4 per 500 ml.

- Bereken de H_3O^+ ionenconcentratie in deze oplossing.
 $[H_3O^+] = 2 \times 2,9 \text{ g/500 mL} : 98,08 \text{ g/mol} = 5,91 \cdot 10^{-2} \text{ mol/500 mL} = 1,18 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$
- Bereken de pH van deze oplossing in twee decimalen.
 $pH = -\log 1,18 \cdot 10^{-1} = 0,93$
Men heeft ook een oplossing van natronloog met een pH van 12,5. 250 mL van deze natronloog wordt met water verdund tot $pH = 11,6$.
- Bereken hoeveel mL water er is toegevoegd om de pH van 12,5 naar 11,6 te brengen.
 $pOH_{\text{voor verdunnen}} = 14,0 - 12,5 = 1,5 \rightarrow [OH^-]_{\text{voor verdunnen}} = 10^{-1,5} = 3,16 \cdot 10^{-2}$
 $pOH_{\text{na verdunnen}} = 14,0 - 11,6 = 2,4 \rightarrow [OH^-]_{\text{na verdunnen}} = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3}$
verdunningsfactor $f = [OH^-]_{\text{voor verdunnen}} : [OH^-]_{\text{na verdunnen}} = 3,16 \cdot 10^{-2} : 3,98 \cdot 10^{-3} = 8$
 $V_{\text{na verdunnen}} = f \times V_{\text{voor verdunnen}} = 8 \times 250 \text{ mL} = 2000 \text{ mL}$. Toegevoegd: $2000 - 250 = 750 \text{ mL water}$.
Men lost 3,25 gram natriumhydroxide op tot 250 ml water.
- Bereken de pH van deze oplossing.
 $[OH^-] = 3,25 \text{ g/250 mL} : 40,00 \text{ g/mol} = 8,125 \cdot 10^{-2}/250 \text{ mL} = 0,325 \text{ mol/L}$
 $pOH = 0,488 \rightarrow pH = 13,512$
Aan 150 ml van een oplossing met een $pH = 4,1$ voegt men 450 ml zuiver water toe.
- Bereken de pH van de nieuwe oplossing.
 $[H_3O^+]_{\text{voor verdunnen}} = 10^{-4,1} \rightarrow f = (150 + 450)/150 = 4$
 $[H_3O^+]_{\text{na verdunnen}} = [H_3O^+]_{\text{voor verdunnen}} : f = 10^{-4,1} : 4 = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \rightarrow pH = 4,7$

- 6 Bereken hoeveel mol salpeterzuur is opgelost in 100 mL van een salpeterzuuroplossing met een pH van 3,5.
 $[H_3O^+] = 10^{-3,5} \text{ mol/L} \rightarrow$ In 100 mL aanwezig $10^{-3,5} \text{ mol} : 10 = 10^{-4,5} \text{ mol } H_3O^+$
 $10^{-4,5} \text{ mol } H_3O^+ \equiv 10^{-4,5} \text{ mol } HNO_3 \equiv 10^{-4,5} \text{ mol} \times 63,01 \text{ g/mol} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ g}$
- 7 Bereken hoeveel gram natriumhydroxide je moet oplossen tot 250,0 mL oplossing om een oplossing te krijgen met een pH = 9,5.
 $[OH^-] = 10^{14 - 9,5} = 10^{-4,5} \text{ mol/L} \equiv 10^{-4,5} \text{ mol NaOH/L} = 10^{-4,5} \text{ mol} \times 40,00 \text{ g/mol} : 4 = 3 \cdot 10^{-4} \text{ g/250 mL}$

Zwakke zuren en basen (bovenbouw)

Opgave 1 Verloopt er een reactie?

Ga na of er een reactie verloopt als de volgende stoffen met elkaar worden gemengd. Zo ja, geef dan de reactievergelijking. Zo niet, leg dan uit waarom er geen reactie verloopt.

- Vast calciumcarbonaat wordt met verdund zoutzuur overgoten.
 $CaCO_3(s) + 2 H_3O^+(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 3 H_2O(l) + CO_2(g)$
- Een oplossing van salpeterzuur wordt gemengd met een natriumfosfaat oplossing.
 $3 H_3O^+(aq) + PO_4^{3-}(aq) \rightarrow H_3PO_4(aq) + 3 H_2O(l)$
- Een oplossing van bariumhydroxide wordt gemengd met verdund zwavelzuur.
 $Ba^{2+}(aq) + OH^-(aq) + H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2 H_2O(l)$
- Een oplossing van natriumfluoride en een oplossing van waterstofcyanide (HCN).
 HF (dat zou moeten ontstaan) is een sterker zuur dan HCN / HCN staat onder HF, dus de reactie verloopt niet.
- Een oplossing van methaanzuur en een oplossing van natriummonowaterstoffosfaat.
 $HCOOH(aq) + HPO_4^{2-}(aq) \rightarrow HCOO^-(aq) + H_2PO_4^-(aq)$

Opgave 2 Vergelijking van zure oplossingen (1)

Men heeft drie genummerde bekers I, II en III, die respectievelijk bevatten:

I verdund zoutzuur;

II verdund zwavelzuur (zwavelzuur is volledig geïoniseerd);

III verdund azijnzuur.

In alle drie de bekers is de pH 3,2.

- Beredeneer in welk bekerglas het grootste aantal mol zuur is opgelost en in welk bekerglas het kleinste aantal mol.
 Azijnzuur is een zwak zuur, dus gedeeltelijk geprotolyseerd. Om dezelfde pH te bereiken als in van verdund zoutzuur moet er meer azijnzuur zijn opgelost dan HCl.
 Zwavelzuur is volledig geprotolyseerd. Per mol levert zwavelzuur 2 mol H_3O^+ , terwijl zoutzuur per mol 1 mol H_3O^+ levert. Van zwavelzuur is dus het minst opgelost om een pH van 3,2 te bereiken en van azijnzuur het meest. Van HCl is 2 keer zoveel opgelost als van zwavelzuur.
 Men verdunt ieder van de oplossingen met water tot het dubbele volume.
- Beredeneer of de pH's in de drie bekers nog aan elkaar gelijk zijn.
 Bij de oplossingen van HCl en H_2SO_4 wordt $[H_3O^+]$ gehalveerd waardoor de pH in beide oplossingen met 0,3 eenheden stijgt. Door verdunnen van de azijnzuuroplossing verschuift het evenwicht $CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$ naar rechts. Hierdoor ontstaat extra H_3O^+ ten opzichte van de onverdunde oplossing. Door het verdunnen is in de azijnzuuroplossing zodoende meer H_3O^+ aanwezig dan de helft van de oorspronkelijke hoeveelheid. De pH zal minder gestegen zijn dan van de beide andere oplossingen.

- 3 Bereken de pH na verdunning in bekersglas I en II.

Voor beide oplossingen geldt: $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{na verdunnen}} = \frac{1}{2} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{voor verdunnen}} = \frac{1}{2} \times 10^{-3,2} = 3,15 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $\text{pH} = -\log 3,15 \cdot 10^{-4} = 3,5$

Opgave 3 Vergelijking van zure oplossingen (2)

Men heeft azijn (een oplossing van ethaanzuur in water) en zoutzuur (een oplossing van waterstofchloride in water), beide met $\text{pH} = 5,0$.

- 1 Geef de juiste notatie voor beide oplossingen.

$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ en $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

- 2 Bereken de concentratie in mol L^{-1} van het zoutzuur.

$[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 10^{-\text{pH}}$ dus $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 10^{-5} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$, dus $c_{\text{HCl}} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$

- 3 Leg uit of de concentratie van het azijnzuur groter of kleiner moet zijn dan van het zoutzuur om dezelfde pH te verkrijgen.

CH_3COOH is een zwak zuur en dus voor een gering gedeelte geïoniseerd terwijl HCl volledig is geïoniseerd. Om dezelfde $[\text{H}_3\text{O}^+]$ te verkrijgen als in het zoutzuur, moet $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ groter zijn dan de zoutzuurconcentratie.

Zowel het azijn als het zoutzuur worden 5 maal verdund.

- 4 Bereken de pH van het 5 maal verdunde zoutzuur.

$[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_{\text{na verdunnen}} = 1,0 \times 10^{-5} : 5 = 2,0 \times 10^{-6} \text{ M}$ $\text{pH} = -\log 2,0 \times 10^{-6} = 5,7 = 6$

- 5 Verwacht je dat de pH van het aldus ontstane azijn gelijk, hoger of lager zal zijn dan de pH van het 5 maal verdunde zoutzuur. Verklaar je antwoord.

De mate waarin de azijnzuuroplossing $[\text{CH}_3\text{COOH}]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ kleiner worden is gelijk, maar in de teller van de concentratiebreuk komt een product voor waardoor concentratiebreuk $< K$. Door het opnieuw instellen van evenwicht zal de reactie daarom naar rechts verlopen. De toename van H_3O^+ ionen leidt ertoe dat de verdunning een lagere pH oplevert dan wat je op grond van de verdunningsfactor, zoals bij het zoutzuur zou verwachten.

Opgave 4 Vergelijking van zure oplossingen (3)

Je krijgt twee oplossingen: 2,0 L oplossing van 0,315 g salpeterzuur en 2,0 L van een oplossing van azijnzuur met dezelfde pH.

- 1 Geef de juiste notatie van beide oplossingen.

HNO_3 : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ en $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$

- 2 Bereken de pH van de salpeterzuur oplossing.

$c(\text{HNO}_3) = 0,315 \text{ g}/2,0 \text{ L} = 0,1575 \text{ g/L} = 0,1575 \text{ g} : 63,01 \text{ g/mol} = 2,499 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \rightarrow$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,499 \cdot 10^{-3} \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,499 \cdot 10^{-3} = 2,6$

- 3 Leg uit of er meer, evenveel of minder mol azijnzuur moet worden opgelost om een oplossing met dezelfde pH als de salpeterzuur oplossing te maken.

Om dezelfde pH te bereiken als van het salpeterzuur, moet er meer mol azijnzuur zijn opgelost dan salpeterzuur. Azijnzuur is een zwak zuur en dus niet volledig geïoniseerd. Een groot deel van het opgeloste aantal mol blijft in niet-geïoniseerde vorm in oplossing.

Beide oplossingen worden verdund tot 10,0 L.

- 4 Beredeneer (dus niet berekenen!) welke van de twee oplossingen de laagste pH zal hebben na het verdunnen of leg uit waarom beide oplossingen dezelfde pH zullen hebben na het verdunnen.

Het aantal mol salpeterzuur is volledig geïoniseerd. De azijnzuuroplossing, die voor verdunning een zelfde concentratie $[\text{H}_3\text{O}^+]$ als de salpeterzuuroplossing bevatte, bevat daarentegen nog een hoeveelheid niet-geïoniseerde mol azijnzuur. Door het verdunnen wordt $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]}{[\text{ZF}]} < K$

Om het evenwicht te herstellen zal $[\text{HZ}]$ kleiner worden en $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $[\text{Z}^-]$ zullen groter worden. Door de toegenomen ionisatie van het azijnzuur wordt $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{azijnzuuroplossing}} > [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{salpeterzuur}}$. Hieruit volgt dat

$pH_{\text{azijn}} < pH_{\text{salpeterzuur}}$.

- 5 Geef de vergelijking van de reactie van een oplossing van azijnzuur met vast calciumcarbonaat.
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- 6 Leg uit of een oplossing van azijnzuur zal reageren met een oplossing van natriumjodaat (NaIO_3).
 CH_3COOH staat in tabel 49 onder HIO_3 . De reactie:
 $\text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{HIO}_3(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
verloopt dus niet, want HIO_3 is een sterker zuur dan CH_3COOH .

Opgave 5 Vergelijking van zure oplossingen (4)

Men voegt aan 10 mL van een oplossing van een sterk zuur met $pH = 2,00$ natronloog toe tot de pH van de oplossing 4,00 is geworden. Hiervoor blijkt 7,0 mL van de natronloog nodig te zijn. Ook als men natronloog van dezelfde molariteit toevoegt aan 10 mL van een oplossing van een zwak zuur met $pH = 2,00$ zal na toevoeging van een aantal mL natronloog de pH van de oplossing 4,00 worden.

- 1 Leg uit of dan in dat geval 7,0 mL, meer dan 7,0 mL of minder dan 7,0 mL van de natronloog nodig is. De oplossing van een zwak zuur met $pH = 2,00$ bevat evenveel H_3O^+ -ionen als een oplossing van een sterk zuur met $pH = 2,00$. In een oplossing van een zwak zuur bevinden zich echter ook nog een groot aantal ongesplitste HZ-moleculen. Zodra door toevoeging van natronloog H_3O^+ -ionen worden weggenomen, zullen deze weer gedeeltelijk worden aangevuld doordat het evenwicht $\text{HZ} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Z}^-$ naar rechts verschuift. Daardoor moet bij een zwak zuur meer dan 7,0 mL natronloog worden toegevoegd om de oplossing van $pH = 2,00$ naar $pH = 4,00$ te brengen.

Opgave 6 Kalkwater

Kalkwater is een verzadigde oplossing van calciumhydroxide.

Jaap maakt kalkwater door 0,200 mol calciumhydroxide te mengen met 1,00 L water.

- 1 Bereken de pH van het kalkwater. Maak daarbij gebruik van tabel 43B.
Er lost maximaal 0,020 mol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ per liter op (tabel 43B)
In de verzadigde oplossing geldt $[\text{OH}^-(\text{aq})] = 2 \times 0,020 = 0,040 \text{ mol/L}$
 $p\text{OH} = -\log 0,040 = 1,4$ dus $pH = 12,6$

- 2 Bereken het oplosbaarheidsproduct van calciumhydroxide.
 $K_s = 0,020 \times (0,040)^2 = 3,2 \times 10^{-5}$

Jaap voegt aan de suspensie nog 1,00 L water toe en roert totdat de maximale hoeveelheid calciumhydroxide weer is opgelost.

- 3 Leg uit of de pH van het kalkwater dan veranderd is, en zo ja, hoe.
Nee, want de oplossing blijft verzadigd (omdat bij verdunning de reactie naar rechts verloopt om de evenwichtsconcentraties weer te bereiken). De pH verandert dus niet (omdat de $[\text{OH}^-(\text{aq})]$ weer gelijk wordt aan de evenwichtsconcentratie.)

Opgave 7 pH berekeningen diverse oplossingen

Bereken de pH van de volgende oplossingen.

- 1 0,75 M waterstoffluoride-oplossing.
 $\text{HF}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-$

Concentratie in M	HF	H_3O^+	F^-
begin	0,75	0,00	0,00
geïoniseerd/ gevormd	-x	x	x
evenwicht	0,75 - x	x	x

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,75 - x}$$

$$x = 2,14 \cdot 10^{-2} \rightarrow \text{pH} = 1,67$$

- 2 0,50 M ammonia.

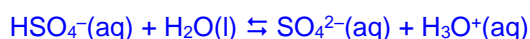


Concentratie in M	NH ₃	OH ⁻	NH ₄ ⁺
begin	0,50	0,00	0,00
geïoniseerd/ gevormd	-x	x	x
evenwicht	0,50 - x	x	x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,50 - x}$$

$$x = 2,99 \cdot 10^{-3} \rightarrow \text{pOH} = 2,52 \rightarrow \text{pH} = 14 - 2,52 = 11,48$$

- 3 0,10 M natriumwaterstofsulfaat-oplossing.

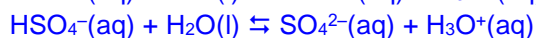
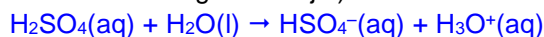


Concentratie in M	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	H ₃ O ⁺
begin	1,0 · 10 ⁻¹	0,0	0,0
geïoniseerd/ gevormd	-x	x	x
evenwicht	1,0 · 10 ⁻¹ - x	x	x

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} = 1,0 \cdot 10^{-2} = \frac{x^2}{1,0 \cdot 10^{-1} - x}$$

$$x = 2,70 \cdot 10^{-2} \rightarrow \text{pH} = 1,57$$

- 4 3,0 · 10⁻² M zwavelzuur (Neem hierbij aan dat alleen de eerste ionisatiestap volledig verloopt en de tweede slechts gedeeltelijk.).



De eerste stap levert 3,0 · 10⁻² mol H₃O⁺

Concentratie in M	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	H ₃ O ⁺
begin	3,0 · 10 ⁻²	0,00	3,0 · 10 ⁻²
geïoniseerd/ gevormd	-x	x	x
evenwicht	3,0 · 10 ⁻² - x	x	3,0 · 10 ⁻² + x

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} = 1,0 \cdot 10^{-2} = \frac{(3,0 \cdot 10^{-2} + x) \cdot x}{3,0 \cdot 10^{-2} - x}$$

$$x = 1,71 \cdot 10^{-2} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,0 \cdot 10^{-2} + 1,71 \cdot 10^{-2} = 4,71 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 1,33$$

Opgave 8 pH-, K_z -, pK_z -, α - en concentratieberekeningen

- 1 Aan 100,0 mL van een sterk zuur met $\text{pH} = 1,0$ wordt precies 0,84 g watervrij NaHCO_3 toegevoegd. Bereken de pH van de aldus ontstane oplossing. Neem aan dat het volume niet verandert.
- $\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons (\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow) \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{pH} = 1,0 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \rightarrow$ hoeveelheid H_3O^+ in 100,0 mL = $1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
- 0,84 g $\text{NaHCO}_3 = 0,84 \text{ g} : 84,01 \text{ g/mol} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
- Uit de RV volgt dat $1,00 \times 10^{-2} \text{ mol H}_3\text{O}^+$ reageert met $1,00 \times 10^{-2} \text{ mol HCO}_3^-$.
- In de oplossing (100,0 mL) is $1,00 \times 10^{-2} \text{ mol CO}_2$ ontstaan $\rightarrow c(\text{CO}_2) = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$.
- Aangezien CO_2 een zwak zuur is, zal zich het volgende evenwicht instellen:
- $\text{CO}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ (of $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$)
- Stel $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in de evenwichtssituatie op x . Uit de RV volgt nu: $[\text{HCO}_3^-] = x$ en $[\text{CO}_2] = c(\text{CO}_2) - x = 1,00 \times 10^{-1} - x$. Invullen tabel levert:

Concentratie in M	CO_2	H_3O^+	HCO_3^-
begin	$1,00 \times 10^{-1}$	0,00	0,00
geïoniseerd/ gevormd	-x	x	x
evenwicht	$1,00 \times 10^{-1} - x$		x

Noteer K_z , vul deze in en bereken x :

$$K_z = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2]} = 4,5 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{1,00 \times 10^{-1} - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,1 \times 10^{-4} \rightarrow \text{pH} = 3,67$$

- 2 Een oplossing van 0,10 M azijnzuur (ethaanzuur) is voor 1,36% geprotolyseerd. Bereken:
- a. de pH van de oplossing;
- Stel de RV op: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ (CH_3COOH verder genoteerd als HZ)
- Geïoniseerd (1,36%): $0,0136 \times 0,10 \text{ mol/L} = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol HZ}$; gevormd: $= 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol Z}^- = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+$. $\rightarrow \text{pH} = -\log 1,36 \cdot 10^{-3} = 2,87$

b. pK_z en K_z .

Vul de tabel in.

Concentratie in M	HZ	Z^-	H_3O^+
begin	$1,0 \times 10^{-1}$	0,0	0,0
geïoniseerd/ gevormd	$-1,36 \cdot 10^{-3}$	$1,36 \cdot 10^{-3}$	$1,36 \cdot 10^{-3}$
evenwicht	$9,86 \times 10^{-3}$	$1,36 \cdot 10^{-3}$	$1,36 \cdot 10^{-3}$

Noteer K_z , en vul deze in:

$$K_z = \frac{[\text{HZ}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Z}^-]} = \frac{(1,36 \cdot 10^{-3})^2}{9,86 \cdot 10^{-3}} = 1,88 \cdot 10^{-5} \quad pK_z = 4,73$$

- 3 Leg uit hoe K_z en pK_z zullen veranderen bij temperatuurverhoging, als bekend is dat de protolysereactie van azijnzuur met water endotherm verloopt.
- Bij temperatuurverhoging verschuift het evenwicht naar de endotherme kant, dus naar rechts. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $[\text{Z}^-]$ nemen toe en $[\text{HZ}]$ neemt af. K_z neemt dus toe en pK_z wordt zodoende kleiner.
- 4 Van een zuur wordt 0,48 g in 200 mL water opgelost. $M_{\text{HZ}} = 96,0 \text{ g mol}^{-1}$ en $K_z = 1,6 \cdot 10^{-4}$. Bereken hoeveel mol H_3O^+ en OH^- in de oplossing aanwezig zijn.
- $c_{\text{HZ}} = 0,48 \text{ g} : 96,0 \text{ g/mol} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,200 \text{ L} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$



Concentratie in M	HZ	Z ⁻	H ₃ O ⁺
begin	2,5 x 10 ⁻²	0,0	0,0
geïoniseerd/ gevormd	-x	x	x
evenwicht	2,5 x 10 ⁻² - x	x	x

$$K_z = \frac{[\text{HZ}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HZ}]} = \frac{x^2}{2,5 \cdot 10^{-2} - x} = 1,6 \cdot 10^{-4} \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-3}} = 5,6 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \quad \text{In de oplossing van 200 mL aanwezig:}$$

$$\text{aantal mol H}_3\text{O}^+ = 1,8 \cdot 10^{-3} : 5 = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol en aantal mol OH}^- = 5,6 \cdot 10^{-12} : 5 = 1,1 \cdot 10^{-12}$$

- 5 Een zwak zuur waarvan 0,0200 mol is opgelost in 1,00 L water heeft pH = 4,0.
 a. Bereken de pH als het volume door toevoeging van 9,00 L water op 10,0 L wordt gebracht.
 Bereken eerst K_z . $\text{HZ}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Z}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 1 \text{ mol HZ} \triangleq 1 \text{ mol Z}^- \triangleq 1 \text{ mol H}_3\text{O}^+$

Concentratie in M	HZ	Z ⁻	H ₃ O ⁺
begin	2,00 x 10 ⁻²	0,0	0,0
geïoniseerd/ gevormd	-1,0 · 10 ⁻⁴	1,0 · 10 ⁻⁴	1,0 · 10 ⁻⁴
evenwicht	1,99 x 10 ⁻²	1,0 · 10 ⁻⁴	1,0 · 10 ⁻⁴

$$K_z = \frac{[\text{HZ}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HZ}]} = \frac{(1,0 \cdot 10^{-4})^2}{1,99 \cdot 10^{-2}} = 5,03 \cdot 10^{-7}$$

Er wordt 10 keer verdund. Hieruit volgt $c_{\text{HZ}} = 0,00200 \text{ M} \rightarrow 1 \text{ mol HZ} \equiv 1 \text{ mol Z}^- \equiv 1 \text{ mol H}_3\text{O}^+ = x$
 Invullen in K_z geeft:

$$K_z = \frac{[\text{HZ}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HZ}]} = \frac{x^2}{2,0 \cdot 10^{-3} - x} = 5,03 \cdot 10^{-7} \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,1 \cdot 10^{-5} = [\text{Z}^-]$$

b. Bereken in beide gevallen de protolysegraad α .

Berekening α bij $c_{\text{HZ}} = 0,0200 \text{ M}$ is: $\alpha = (1,0 \cdot 10^{-4} : 2,00 \times 10^{-2}) \times 100\% = 0,5\%$

Berekening α bij $c_{\text{HZ}} = 0,0020 \text{ M}$ is: $\alpha = (3,1 \cdot 10^{-5} : 2,00 \times 10^{-3}) \times 100\% = 1,6\%$

- 6 Bereken hoeveel gram zuiver azijnzuur men aan 2,0 L water moet toevoegen om een oplossing met pH = 5,0 te krijgen.
 (CH₃COOH wordt verder voorgesteld als HZ.)
 Bereken m.b.v. K_z eerst c_{HZ}

$$K_z = \frac{[\text{HZ}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HZ}]} = \frac{(1,0 \cdot 10^{-5})^2}{c_{\text{HZ}} - 1,0 \cdot 10^{-5}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad c_{\text{HZ}} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

In 2,0 L aanwezig $2,0 \times 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \times 60,05 \text{ g/mol} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ g}$
 azijnzuur.

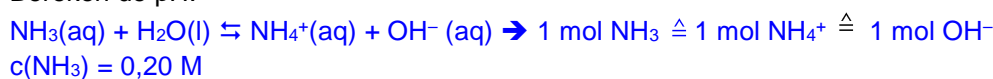
- 7 Van een zwak zuur lost men 0,50 mol op in 1,0 L water. de pH van de oplossing blijkt 3,6 te zijn.
 Bereken pK_z en α .
 $\text{HZ}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Z}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 1 \text{ mol HZ} \equiv 1 \text{ mol Z}^- \equiv 1 \text{ mol H}_3\text{O}^+$
 $c_{\text{HZ}} = 0,50 \text{ mol/L}$ en bij evenwicht is $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Z}^-] = 2,5 \cdot 10^{-4}$ en $[\text{HZ}] = c_{\text{HZ}} - [\text{Z}^-] = 0,50 - 2,5 \cdot 10^{-4} =$

0,50 mol/L. Invullen in K_z geeft:

$$K_z = \frac{[HZ][H_3O^+]}{[Z]} = \frac{(2,5 \cdot 10^{-4})^2}{0,50 - 2,5 \cdot 10^{-4}} = 1,3 \cdot 10^{-7} \quad pK_z = 6,9$$

- 8 Men lost 0,20 mol ammoniak op in 1,0 L water.

Bereken de pH.



Concentratie in M	NH ₃	OH ⁻	NH ₄ ⁺
begin	0,20	0,0	0,0
geïoniseerd/ gevormd	-x	x	x
evenwicht	0,20 - x	x	x

Noteer K_B , vul deze in en bereken x :

$$K_B = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,20 - x} \quad x = [OH^-] = 4,5 \cdot 10^{-3}$$

$$pOH = 2,7 \rightarrow pH = 14,0 - 2,7 = 11,3$$

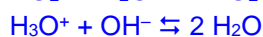
- 9 Bereken met de waarden van pK_z of pK_B , of beredeneer, of in oplossing met elkaar reageren:

a. H_3O^+ en NO_2^-

K

$H_3O^+ + NO_2^- \rightleftharpoons H_2O + HNO_2$ kan opgebouwd worden gedacht uit:

zuur 1 base 2 base 1 zuur 2



Voor K geldt:

$$K = \frac{[HNO_2]}{[H_3O^+][NO_2^-]} \quad \text{Vermenigvuldig } K \text{ met } \frac{[OH^-]}{[OH^-]} \quad K \text{ kan nu worden geschreven als:}$$

$$K = \frac{[HNO_2][OH^-]}{[NO_2^-]} \times \frac{1}{[H_3O^+][OH^-]} = K_{B(NO_2^-)} \times \frac{1}{K_w} = \frac{1,8 \cdot 10^{-11}}{1,0 \cdot 10^{-14}} = 1,8 \cdot 10^3$$

$K > 1$, dus ligt het evenwicht sterk naar rechts.

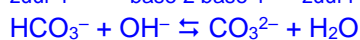
Je komt als volgt tot dezelfde conclusie.

NO_2^- (base1) staat boven OH^- (base 2). OH^- is dus een sterkere base dan NO_2^- . De reactie zal zodoende naar rechts verlopen. Bovendien staat H_3O^+ (zuur 1) boven HNO_2 (zuur 2) waaruit blijkt dat H_3O^+ het sterkste zuur. Ook om deze reden zal de reactie dus naar rechts verlopen, immers de reactieproducten zijn een zwakker zuur en base dan de beginstoffen.

b. HCO_3^- en F^-

$HCO_3^- + F^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + HF$ kan opgebouwd worden gedacht uit:

zuur 1 base 2 base 1 zuur1



$$K = \frac{[CO_3^{2-}][HF]}{[HCO_3^-][F^-]} \quad \text{Vermenigvuldig } K \text{ met } \frac{[OH^-]}{[OH^-]} \quad K \text{ kan nu worden geschreven als:}$$

$$K = \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-]} \times \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} = \frac{1}{K_{\text{B}(\text{HCO}_3^-)}} \times K_{\text{B}(\text{F}^-)} = \frac{1,6 \cdot 10^{-11}}{2,2 \cdot 10^{-8}} = 7,3 \cdot 10^{-4}$$

K is klein. Het evenwicht ligt sterk naar links. De reactie verloopt niet.

Redenering: HCO_3^- (zuur 1) staat onder HF (zuur 2) en F^- (base 2) staat boven CO_3^{2-} (base 1). HCO_3^- en F^- zijn beide zwakker dan CO_3^{2-} en HF. De reactie verloopt dus niet.

c. HCl en NH_3



zuur 1 base 1 base 2 zuur 2

HCl is een sterker zuur dan NH_4^+ en bovendien is Cl^- een zwakkere base dan NH_3 .

Opgave 9 Oplossing van jodigzuur (waterstofjodiet)

Men lost 0,035 mol van het zwakke zuur HIO_2 op in water; er ontstaat 1,00 L oplossing. 12% van het HIO_2 ioniseert.

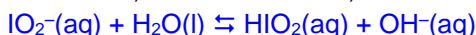
- 1 Bereken de pH van de ontstane oplossing.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,12 \times 0,035 \text{ mol/L} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad \text{pH} = 2,38$$

- 2 Bereken de K_z van het HIO_2 .

$$K_z = \frac{(4,2 \times 10^{-3})^2}{0,35 - 4,2 \cdot 10^{-3}} = 5,7 \times 10^{-4}$$

- 3 Bereken de pH van een oplossing van 0,400 M NaIO_2 . (Als je K_z nodig hebt, maar niet hebt kunnen berekenen, neem dan $K_z = 7,5 \cdot 10^{-3}$. Dit is niet het goede antwoord op het vorige onderdeel.)



$$K_B = 10^{-14} : K_z = 10^{-14} : 5,7 \cdot 10^{-4} = 1,75 \cdot 10^{-11} \text{ (of } pK_B = 14 - pK_z = 14 - (-\log 5,7 \cdot 10^{-4}) = 14 - 3,24 = 10,76 \text{)}$$

$$K_B = 10^{-10,76} = 1,74 \cdot 10^{-11}$$

$$1,74 \times 10^{-11} = \frac{x^2}{0,400 - x} \quad [\text{OH}^-] = 2,64 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \quad \text{pOH} = 5,58 \quad \text{pH} = 14 - 5,58 = 8,42$$

Opgave 10 Oplossing van propaanzuur

Men lost bij kamertemperatuur 0,250 mol propaanzuur ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$) op in water en vult dit met water aan tot 0,400 L oplossing.

- 1 Bereken hoeveel procent van de propaanzuurmoleculen zijn geïoniseerd.

$$c_{\text{HZ}} = 0,250 \text{ mol} / 0,400 \text{ L} = 0,625 \text{ mol/L}$$

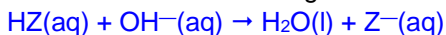
$$K_z = \frac{[\text{HZ}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Z}^-]} = \frac{x^2}{0,625 - x} = 1,4 \cdot 10^{-5} \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,95 \cdot 10^{-3}$$

$$\alpha = 2,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} : 0,625 \text{ mol/L} \times 100\% = 0,472\%$$

- 2 Bereken de pH van de oplossing die is ontstaan.

$$\text{pH} = -\log 2,95 \cdot 10^{-3} = 2,53$$

- 3 Men wil precies genoeg natronloog toevoegen (2,0 M) om al het propaanzuur te laten reageren. Bereken hoeveel mL hiervoor nodig is.



$$0,250 \text{ mol HZ} \triangleq 0,250 \text{ mol NaOH. Aantal mL NaOH-oplossing} = 250 \text{ mmol} : 2,0 \text{ mmol/mL} = 125 \text{ mL}$$

- 4 Leg uit of de oplossing na afloop van deze reactie zuur, basisch of neutraal is.

De oplossing is na de reactie basisch. Omdat het gevormde Z^- een zwakke base is, zal zich het volgende evenwicht instellen: $\text{Z}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HZ}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

0,25 mol van de zwakke base B^- wordt opgelost en aangevuld tot 1,00 L. Er ontstaat een oplossing met $\text{pH} = 11,60$.

- 5 Bereken de K_b en de pK_b van de base B.



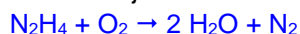
$$pOH = 14,00 - 11,60 = 2,40 \rightarrow [OH^-] = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3} \rightarrow [HB] = 3,98 \cdot 10^{-3}$$

$$K_B = \frac{[HB][OH^-]}{[B^-]} = \frac{(3,98 \cdot 10^{-3})^2}{0,25 - 3,98 \cdot 10^{-3}} = 6,4 \cdot 10^{-5} \quad pK_b = 4,2$$

Opgave 11 Toevoeging hydrazine aan ketelwater

Water dat in fabrieken gebruikt wordt voor het maken van stoom, zogenoemd ketelwater, mag geen corrosie veroorzaken. Daarom moet de opgeloste zuurstof verwijderd worden. Daartoe wordt aan het ketelwater een stof toegevoegd die snel en volledig met zuurstof kan reageren. Hydrazine (N_2H_4) is zo'n stof. Bij de reactie van hydrazine met opgeloste zuurstof ontstaan uitsluitend water en stikstof.

- 1 Bereken hoeveel liter water dat 0,75 mg opgeloste zuurstof per liter bevat, men met 1,0 kg hydrazine zuurstofvrij kan maken.



$$\text{Aanwezig } 0,75 \text{ mg } O_2/L = 0,75 \text{ mg} : 32,00 \text{ mg/mmol} = 2,34 \cdot 10^{-2} \text{ mmol } O_2$$

$$1 \text{ kg } N_2H_4 = 1,0 \cdot 10^6 \text{ mg} : 32,06 \text{ mg/mmol} = 3,12 \cdot 10^4 \text{ mmol } N_2H_4$$

$$\text{Men kan dus } 3,12 \cdot 10^4 \text{ mmol } N_2H_4 : 2,34 \cdot 10^{-2} \text{ mmol } O_2/L = 1,3 \cdot 10^6 \text{ L } O_2 \text{ vrijmaken met } 1,0 \text{ kg } N_2H_4$$

De stof die aan ketelwater wordt toegevoegd om opgeloste zuurstof te verwijderen, wordt in overmaat toegevoegd. Het ketelwater mag echter niet zuur worden: in een zure oplossing wordt ijzer ook aangetast. Ook om deze reden kan hydrazine gebruikt worden: hydrazine is een zwakke base. Het geconjugeerde zuur van N_2H_4 is $N_2H_5^+$.

De K_B van hydrazine bij 298 K is $8,5 \cdot 10^{-7}$.

- 2 Bereken de pH van een $1,0 \cdot 10^{-3}$ M hydrazine-oplossing bij 298 K.

N_2H_4 en $N_2H_5^+$ worden weergegeven als B en HB^+ en stel $[OH^-] = [HB^+] = x$ dan volgt

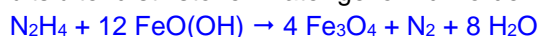
$$[B] = c_B - x \text{ en voor } K_B$$

$$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{c_B - x} = 8,5 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{en daaruit: } x = 2,87 \cdot 10^{-5} \rightarrow pOH = 4,54 \rightarrow pH = 9,46$$

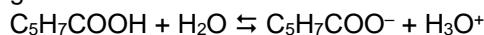
Een bijkomend voordeel van hydrazine is dat eventueel aanwezig roest door hydrazine wordt omgezet in een afsluitend laagje Fe_3O_4 . Roest kan worden weergegeven met de formule $FeO(OH)$.

- 3 Geef de vergelijking van de reactie van hydrazine met $FeO(OH)$. Neem hierbij aan dat behalve Fe_3O_4 uitsluitend stikstof en water gevormd worden.



Opgave 12 Sorbinezuur

Sorbinezuur (*trans,trans*-hexa-2,4-dieenzuur) wordt als conserveermiddel in bijvoorbeeld vruchtensappen toegevoegd. Sorbinezuur is een zwak éénwaardig zuur. In waterig milieu stelt zich het volgende evenwicht in:



De conserverende werking van sorbinezuur wordt toegeschreven aan uitsluitend de ongeïoniseerde sorbinezuur moleculen. Hoe groter de concentratie aan ongeïoniseerd sorbinezuur is, des te sterker is de conserverende werking.

Iemand voegt de maximaal toelaatbare hoeveelheid sorbinezuur toe aan 1 liter perzik sap van $pH = 3,5$. Hij voegt ook een even grote hoeveelheid sorbinezuur toe aan 1 liter perzik sap van $pH = 4,0$.

- 1 Leg, uitgaande van het evenwicht van sorbinezuur in waterig milieu uit, in welk van de twee soorten perzik sap de conserverende werking als gevolg van het toegevoegde sorbinezuur het sterkst zal zijn.

In de oplossing met $pH = 3,5$ is $[H_3O^+]$ groter dan in de oplossing met $pH = 4,0$. Hierdoor verschuift het evenwicht in de eerste oplossing meer naar links dan in de tweede oplossing. (Uit substitutie van

deze gegevens in K_z volgt dat $\text{HZ}_{\text{opl.1}} : \text{HZ}_{\text{opl.2}} = 3,2 \text{ Z}^-_{\text{opl.1}} : \text{Z}^-_{\text{opl.2}}$

$$K_z = \frac{3,2 \cdot 10^{-4} [\text{Z}^-_{\text{opl.1}}]}{[\text{HZ}_{\text{opl.1}}]} \text{ en } K_z = \frac{1,0 \cdot 10^{-4} [\text{Z}^-_{\text{opl.2}}]}{[\text{HZ}_{\text{opl.2}}]}, \text{ zodat } \frac{3,2 \cdot 10^{-4} [\text{Z}^-_{\text{opl.1}}]}{[\text{HZ}_{\text{opl.1}}]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-4} [\text{Z}^-_{\text{opl.2}}]}{[\text{HZ}_{\text{opl.2}}]}$$

Hieruit volgt dat:
$$\frac{[\text{HZ}_{\text{opl.1}}]}{[\text{Z}^-_{\text{opl.1}}]} = 3,2 \frac{[\text{HZ}_{\text{opl.2}}]}{[\text{Z}^-_{\text{opl.2}}]}$$

De K_z van sorbinezuur bedraagt $1,5 \cdot 10^{-5}$ (298 K).

Bij toevoeging van de maximaal toelaatbare hoeveelheid sorbinezuur aan vruchtensap is de werking als conserveermiddel nog juist voldoende als nog 10% van het toegevoegde sorbinezuur in ongeïoniseerde vorm aanwezig is. De pH waarbij dat het geval is, noemt men de pH-grenswaarde.

- 2 Bereken de pH-grenswaarde van sorbinezuur (298 K).

Als er 10% in ongeïoniseerde vorm aanwezig is, is er 90% wel geïoniseerd.

$$\frac{[\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]} = \frac{0,90}{0,10} = 9,0 \text{ Uit } K_z \text{ volgt dan: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,5 \cdot 10^{-5}}{9,0} = 1,7 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L en pH} = 5,77$$

Opgave 13 Hemoglobine

Eén van de stoffen die in bloed voorkomen, is hemoglobine. Deze stof bevindt zich in opgeloste vorm in de rode bloedcellen. Als het bloed tijdens de omloop in het lichaam bij de longen arriveert, wordt zuurstof gebonden aan hemoglobine onder vorming van oxyhemoglobine:



Aan een molecuul hemoglobine kunnen maximaal 4 moleculen zuurstof worden gebonden.

Menselijk bloed bevat per 100 mL maximaal 16 g opgeloste hemoglobine. De molecuulmassa van hemoglobine van de mens is $6,8 \cdot 10^4$ u.

- 1 Bereken uit bovenstaande gegevens het aantal cm^3 zuurstofgas, geldend voor 273 K en $p = p_0$, dat maximaal gebonden kan worden aan de hemoglobine in 100 mL bloed van de mens.

Uit het gegeven volgt dat $M_{\text{hemoglobine}} = 6,8 \cdot 10^4$ g/mol en zodoende dat 16 g hemoglobine = $16 \text{ g} : 6,8 \cdot 10^4 \text{ g/mol} = 2,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. Verder is gegeven dat $2,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol hemoglobine} \equiv 4 \times 2,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 9,41 \cdot 10^{-4} \text{ mol O}_2$. $9,41 \cdot 10^{-4} \text{ mol O}_2 \equiv 9,41 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 2,1 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 21 \text{ mL}$

Hemoglobine en oxyhemoglobine zijn beide meerwaardige zuren (dat zijn zuren die per molecuul of ion meer dan één H^+ ion kunnen afstaan). Op grond daarvan worden deze stoffen in deze opgave voorgesteld als respectievelijk H_nHb en H_nHbO_x .

Als verder in deze opgave sprake is van oxyhemoglobine, of H_nHbO_x , wordt H_nHbO_x bedoeld waaraan per molecuul 4 moleculen zuurstof gebonden zijn. Ook als er sprake is van (negatieve) ionen van oxyhemoglobine worden ionen bedoeld waaraan 4 moleculen zuurstof per ion gebonden zijn.

De ionisatie van hemoglobine in een waterige vloeistof in de rode bloedcellen kan als volgt worden weergegeven:



Bij normale lichaamstemperatuur (37 °C) heeft K_z van H_nHb de waarde $5,0 \cdot 10^{-8}$.

De pH in menselijke rode bloedcellen is onder normale omstandigheden 7,40. Bij die pH is H_nHb voor meer dan de helft geïoniseerd.

- 2 Laat door berekening aan de hand van evenwicht B zien dat in menselijke rode bloedcellen bij 37 °C en pH = 7,40 meer dan de helft van de H_nHb moleculen is geïoniseerd. (laat hierbij ionisatiestappen zoals die van $\text{H}_{n-1}\text{Hb}^-$ in $\text{H}_{n-2}\text{Hb}^{2-}$ buiten beschouwing).

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_{n-1}\text{Hb}^-]}{[\text{H}_n\text{Hb}]} = 5,0 \cdot 10^{-8} = \frac{10^{-7,40} [\text{H}_{n-1}\text{Hb}^-]}{[\text{H}_n\text{Hb}]}$$

$$\frac{[\text{H}_{n-1}\text{Hb}^-]}{[\text{H}_n\text{Hb}]} = \frac{5,0 \cdot 10^{-8}}{10^{-7,40}} = 5,0 \cdot 10^{-0,60} = 1,26$$

Stel dat $[\text{H}_{n-1}\text{Hb}^-] + [\text{H}_n\text{Hb}] = x$ dan volgt er dat $[\text{H}_{n-1}\text{Hb}^-] = 0,56x$ en $[\text{H}_n\text{Hb}] = 0,44x$. Meer dan de

helft van het hemoglobine is in geïoniseerde vorm aanwezig. Er is dus meer $H_{n-1}Hb^-$ dan H_nHb in de evenwichtssituatie aanwezig.

De ionisatie van oxyhemoglobine kan op overeenkomstige wijze worden weergegeven.:



Om inzicht te verkrijgen in veranderingen die bij zuurstofopname in de rode bloedcellen optreden, voert men het volgende experiment uit.

Aan 1,0 mmol hemoglobine wordt zoveel water en kaliloog toegevoegd dat het volume van de oplossing 1,0 L en, gemeten bij 37 °C, de pH 7,40 is. Vervolgens leidt men bij 37 °C zuurstof in deze oplossing. De oxyhemoglobine-oplossing die ontstaat blijkt een pH lager dan 7,40 te hebben. Eén van de oorzaken van deze pH-daling is dat evenwicht B vervangen is door evenwicht C.

- 3 Leg mede aan de hand van dit laatste gegeven uit of de K_z waarde van H_nHbO_x groter dan wel kleiner is dan de K_z van H_nHb .

De pH is lager dan 7,40 geworden; er is in evenwicht C dus meer H_3O^+ aanwezig dan in evenwicht B. Dit kan alleen maar als de ionisatie van oxyhemoglobine beter verloopt dan die van hemoglobine zelf.

Buffers

Opgave 1 Zoutzuur en azijn vergeleken met een bufferoplossing

We hebben 0,10 M zoutzuur, een oplossing van 0,10 M azijnzuur en een bufferoplossing die zowel 0,10 mol azijnzuur als 0,10 mol natriumacetaat per liter bevat.

- 1 Bereken de pH van 0,10 M zoutzuur.

$$pH = -\log 1,0 \cdot 10^{-1} = 1,00$$

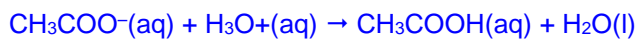
- 2 Bereken de pH van 0,10 M azijnzuuroplossing.

$$K_z = \frac{[H_3O^+][Z^-]}{[HZ]} = 1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10 - x} \quad x = [H_3O^+] = 1,30 \cdot 10^{-3} \rightarrow pH = 2,89$$

- 3 Bereken de pH van de bufferoplossing.

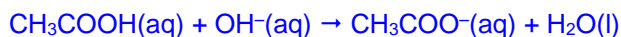
$$[H_3O^+] = K_z \cdot \frac{[HZ]}{[Z^-]} = 1,7 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,10}{0,10} = 1,7 \cdot 10^{-5} \rightarrow pH = 4,77$$

- 4 Leg met behulp van een reactievergelijking uit hoe de bufferoplossing reageert op het toevoegen van een kleine hoeveelheid zuur.



In een bufferoplossing zijn $[CH_3COO^-(aq)]$ en $[CH_3COOH(aq)]$ zo groot dat de verandering ten gevolge van de reactie te verwaarlozen is. Hierdoor verandert de verhouding $[CH_3COOH(aq)]/[CH_3COO^-(aq)]$ en dus ook de pH nauwelijks.

- 5 Leg met behulp van een reactievergelijking uit hoe de bufferoplossing reageert op het toevoegen van een kleine hoeveelheid base.



De redenering is analoog aan die bij vraag 4.

We verdunnen de drie aan het begin van deze opgave beschreven oplossingen, ieder in een eigen bekersglas, door van iedere oplossing 10 mL te nemen en deze met water aan te vullen tot 100 mL.

- 6 Bereken de pH van het verdunde zoutzuur.

$$[H_3O^+] = 0,010 \text{ M} \rightarrow pH = 2,00$$

- 7 Bereken de pH van de verdunde azijnzuuroplossing.

$$K_z = \frac{[H_3O^+][Z^-]}{[HZ]} = 1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,010 - x} \rightarrow x = [H_3O^+] = 1,30 \cdot 10^{-3} \rightarrow pH = 3,39$$

- 8 Bereken de pH van de verdunde bufferoplossing.
Deze verandert niet, omdat de verhouding $[\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})]/[\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})]$ niet verandert, dus $\text{pH} = 4,77$.

Opgave 2 Gebufferd?

Een van de eisen die men aan een bufferoplossing stelt, is dat de pH slechts weinig verandert bij toevoeging van een kleine hoeveelheid zuur of base. In het volgende zal onder een kleine hoeveelheid base steeds 0,1 millimol natriumhydroxide worden verstaan die aan 100 mL oplossing wordt toegevoegd. De volumeverandering kan hierbij buiten beschouwing worden gelaten.

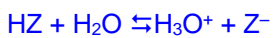
Een niet al te verdunde oplossing van een sterk zuur voldoet aan de gestelde eis van bufferoplossing.

- 1 Toon door berekening aan dat 0,1 molair zoutzuur aan deze eis voldoet.
HCl is een sterk zuur $\rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 1,0$. Toevoeging van 0,1 mmol NaOH per 100 mL oplossing betekent dat per liter $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+$ ionen met OH^- worden geneutraliseerd, dus 1% van de oorspronkelijke hoeveelheid van 0,1 mol. Het effect hiervan op de pH is zeer gering:
De nieuwe $[\text{H}_3\text{O}^+] = (10 - 0,1) \text{ mmol}/100 \text{ mL} = 9,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 1,0$ dus is de HCl-oplossing een bufferoplossing.
- 2 Beredeneer of zoutzuur met $\text{pH} = 5,0$ aan deze is voor een bufferoplossing voldoet.
 $\text{pH} = 5 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$. Met de toe te voegen hoeveelheid OH^- ionen (10^{-3} mol) gaat de zure oplossing over in een basische, doordat de toegevoegde OH^- ionen een overmaat (t.o.v. H_3O^+) betekenen \rightarrow geen bufferoplossing.

Een oplossing met $\text{pH} = 5,0$ kan men ook verkrijgen door een hoeveelheid van een éénwaardig zuur HZ met $\text{p}K_z = 5,0$ op te lossen in water.

- 3 Bereken hoeveel mol van dit éénwaardig zuur ($\text{p}K_z = 5,0$) men nodig heeft om 100 mL oplossing met $\text{pH} = 5,0$ te krijgen.

Stel dat $c \text{ mol HZ/L}$ moet worden opgelost en dat daarvan $x \text{ mol/L}$ protolyseert (ioniseert) volgens



$$c - x \qquad \qquad x \qquad x$$

$$\text{pH} = 5 \text{ moet bereikt worden} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Z}^-] = x = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]} = 1,0 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c - x} = \frac{1,0 \cdot 10^{-10}}{c - 1,0 \cdot 10^{-5}} \rightarrow c = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Per 100 mL moet dus $2 \cdot 10^{-6} \text{ mol HZ}$ worden opgelost.

- 4 Beredeneer of de oplossing in het vorige onderdeel genoemd aan de gestelde eis voor een bufferoplossing voldoet.

Ook hier zal toevoeging van 10^{-4} mol OH^- ionen (per 100 mL) overmaat base betekenen, \rightarrow zure oplossing wordt basisch \rightarrow geen bufferoplossing.

Een oplossing met $\text{pH} = 5,0$ kan men eveneens verkrijgen door 0,1 mol van hetzelfde zuur HZ en een berekende hoeveelheid natriumhydroxide op te lossen in water, zo dat het eindvolume 100 mL bedraagt.

- 5 Bereken hoeveel mol HZ in deze oplossing nog aanwezig is.
Uit K_z volgt $[\text{HZ}] \cdot 1,0 \cdot 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]$ Daar $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ volgt er $[\text{HZ}] = [\text{Z}^-]$
In de 100 mL is de helft van de oorspronkelijke aanwezige hoeveelheid HZ dus omgezet in Z^- . Dit is 0,05 mol in 100 mL
- 6 Beredeneer of de oplossing bij het vorige onderdeel aan de gestelde eis voor een bufferoplossing voldoet.

Toevoeging van $10^{-4} \text{ mol OH}^-/100 \text{ mL}$ verlaagt $[\text{HZ}]$ met 10^{-3} mol/L en verhoogt tegelijkertijd $[\text{Z}^-]$ met 10^{-3} mol/L , zodat in de evenwichtssituatie $[\text{HZ}] = 0,5 - 0,001$ en $[\text{Z}^-] = 0,5 + 0,001$. Ingevuld in K_z levert dit:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_z = \frac{[\text{HZ}]}{[\text{Z}^-]} = 1,0 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,5 - 0,001}{0,5 + 0,001} = 9,96 \cdot 10^{-6} \qquad \text{pH} = 5,002 = 5,0 \text{ en valt binnen de nauwkeurigheid waarmee de pH is gegeven} \rightarrow \text{goede bufferoplossing.}$$

Opgave 3 Bufferoplossingen maken (1)

Men maakt een bufferoplossing door 0,12 mol azijnzuur en 0,056 mol natriumacetaat op te lossen tot 1,0 liter bufferoplossing.

- 1 Bereken de pH van deze bufferoplossing.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_z \cdot \frac{[\text{HZ}]}{[\text{Z}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,12}{0,056} = 3,857 \cdot 10^{-5} \quad \text{pH} = 4,41$$

- 2 Bereken in welke molverhouding azijnzuur en natriumacetaat gemengd moeten worden om een bufferoplossing met pH = 5,0 te bereiden.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-5} \rightarrow \frac{[\text{HZ}]}{[\text{Z}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{1,8 \cdot 10^{-5}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-5}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,6$$

aantal mol HZ : aantal mol Z⁻ = 0,6 : 1 = 3 : 5

Men heeft een bufferoplossing nodig met een pH = 9,5. Men besluit om een ammonia / ammoniumchloride buffer te gebruiken.

- 3 Bereken in welke molverhouding ammonia en ammoniumchloride gemengd moeten worden om die bufferoplossing te maken.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_z \cdot \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \rightarrow \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_z}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \rightarrow \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{5,6 \cdot 10^{-10}}{10^{-9,5}} = 2$$

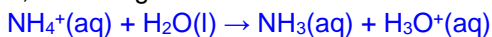
aantal mol NH₃ : aantal mol NH₄Cl = 2 : 1

$$\text{of: } [\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \rightarrow \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{OH}^-]}{K_b} = \frac{10^{-4,5}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 2$$

Opgave 4 Bufferoplossingen maken (2)

Men lost 2,0 mol ammoniumchloride in water op tot 1,0 liter.

- 1 Hoeveel liter ammoniakgas van $p = p_o$ en $T = 298$ K moet men in deze oplossing inleiden om pH op 9,2 te brengen?



Invullen van de gegevens: $[\text{NH}_4^+] = 2,0$ mol/L; $\text{pH} = 9,2 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \cdot 10^{-10}$ (het aantal decimalen in de pH is het aantal significante cijfers) in K_z geeft $[\text{NH}_3] = 2$ mol/L. Dit komt overeen met $2 \text{ mol} \times 24,5 \text{ L/mol} = 49 \text{ L} = 5 \cdot 10 \text{ L NH}_3(\text{g})$

Het is mogelijk met twee componenten in water verschillende buffermengsels te maken, die dezelfde pH-waarde hebben.

- 2 Waarom zal de bufferende werking groter zijn naarmate men de concentraties van de componenten die de buffer vormen groter neemt?

Naarmate de concentratie van de componenten groter is kan een grotere hoeveelheid zuur of base worden geneutraliseerd zonder dat de pH veel zal veranderen.

Een oplossing met pH = 9,2 is ook te verkrijgen met behulp van natriumcarbonaat en natriumwaterstofcarbonaat.

- 3 Beredeneer of de oplossing bij onderdeel 1, of de hier genoemde, de best bufferende werking heeft, als de concentratie aan natriumwaterstofcarbonaat 2,0 mol per liter bedraagt.

Een mengsel van een zwak zuur en een zwakke base hebben de beste bufferende werking, als het aantal mol van zuur en geconjugeerde base maximaal een factor 10 verschilt. Dat geldt dus in het pH gebied van $\text{p}K_z - 1$ tot $\text{p}K_z + 1$. Bij een buffermengsel van ammoniak en ammoniumionen ligt dit rond $\text{pH} = 9,25$ ($\text{p}K_z$ van NH_4^+). Het buffermengsel dat bestaat uit carbonaat- en waterstofcarbonaationen heeft de beste werking rond $\text{pH} = 10,33$ ($\text{p}K_z$ van HCO_3^-). Uit

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_z \cdot \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} \Rightarrow 10^{-9,25} = 10^{-10,33} \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} \rightarrow \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} = \frac{10^{-9,25}}{10^{-10,33}} = 12 \rightarrow [\text{HCO}_3^-] = 12[\text{CO}_3^{2-}]$$

volgt dat bij een pH van 9,2 de verhouding tussen $[\text{HCO}_3^-]$ en $[\text{CO}_3^{2-}]$ groter is dan een factor 10; er is dus te weinig van de base CO_3^{2-} aanwezig. De bufferende werking zal dus minder zijn dan van het buffermengsel bij onderdeel 1.

Opgave 5 Bufferoplossingen maken (3)

- 1 Welke eigenschappen heeft een bufferoplossing?

De pH verandert niet of weinig bij toevoeging van kleine hoeveelheden sterk zuur of sterke base, en bij een (vrij forse) verdunning.

- 2 Uit welke soorten stoffen kan een bufferoplossing samengesteld zijn?

Een zwak zuur en een vergelijkbare hoeveelheid van diens geconjugeerde base. Dit kun je ook bereiken door toevoegen van een ondermaat loog aan een zwak zuur, of een ondermaat sterk zuur aan een zwakke base. De pH wordt dan grofweg gelijk aan $pK_z \pm 1$ (respectievelijk pOH gelijk aan $pK_b \pm 1$).

Ter beschikking staan 0,10 M oplossingen van HCl, HAc (azijnzuur), NH_3 en NaOH. Men wil een bufferoplossing maken met $pH = 4,00$ en een met $pH = 9,00$. Geen van deze twee buffers kan worden bereid door het samenvoegen van de oplossingen van azijnzuur en NH_3 .

- 3 Beredeneer uit welke oplossingen de buffer met $pH = 4,00$ moet worden samengesteld en bereken in welke volumeverhouding deze oplossingen moeten worden gemengd om het gestelde doel te bereiken.

$$\text{Uit } K_z \text{ volgt } \frac{[HAc]}{[Ac^-]} = \frac{[H_3O^+]}{K_z} = \frac{1,0 \cdot 10^{-4}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,60 \rightarrow [HAc] = 5,60 \cdot [Ac^-]$$

Ook geldt dat $[HAc] + [Ac^-] = 0,10$ zodat $5,60 \cdot [Ac^-] + [Ac^-] = 0,10 \rightarrow [Ac^-] = 0,0152 \text{ M}$ en $[HAc] = 0,0848 \text{ M}$

Door toevoegen van loog is de oorspronkelijke HAc-oplossing enigszins verdund. De verdunningsfactor $f = \frac{[HAc]_{\text{voor verdunnen}}}{[HAc]_{\text{na verdunnen}}} = \frac{0,10}{0,0848} = 1,18$

$$V_{\text{na verdunnen}} = f \cdot V_{\text{voor verdunnen}} = 1,18 \cdot V_{\text{voor verdunnen}}$$

Uitgaande van bijvoorbeeld 100 mL 0,1 M HAc-oplossing is er dan 18 mL 0,1 M loog toegevoegd.

- 4 Dezelfde vraag voor de verlangde buffer met $pH = 9,00$. Welke oplossingen moeten hiervoor worden gebruikt en in welke volumeverhouding moeten ze worden gemengd?

$$\text{Uit } K_z \text{ volgt } \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{[K_z]}{[H_3O^+]} = \frac{5,6 \cdot 10^{-10}}{1,0 \cdot 10^{-9}} = 0,560 \rightarrow [NH_3] = 0,56 \cdot [NH_4^+]$$

Ook geldt dat $[NH_3] + [NH_4^+] = 0,10$ zodat $0,560 \cdot [NH_4^+] + [NH_4^+] = 0,10 \rightarrow [NH_4^+] = 6,41 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ en $[NH_3] = 3,59 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

$$\text{De verdunningsfactor } f = \frac{[NH_3]_{\text{voor verdunnen}}}{[NH_3]_{\text{na verdunnen}}} = \frac{0,10}{0,0359} = 2,79$$

$$V_{\text{na verdunnen}} = f \cdot V_{\text{voor verdunnen}} = 2,79 \cdot V_{\text{voor verdunnen}}$$

Uitgaande van bijvoorbeeld 100 mL 0,1 M NH_3 -oplossing is er dan 179 mL 0,1 M HCl-oplossing toegevoegd.

Opgave 6 Ammoniumchloride-oplossing en ammonia (bufferoplossing)

Hans mengt 100 mL 1,50 M ammoniumchloride-oplossing met 150 mL 0,500 M ammonia.

- 1 Leg uit waarom de ontstane oplossing een bufferoplossing genoemd kan worden.

De oplossing bevat een zuurbase-koppel in de verhouding zuur : base = 0,6 : 0,3 = 2 : 1 en deze verhouding ligt tussen de 0,1 en 10.

- 2 Bereken de pH van deze buffer in twee decimalen.

$[NH_4^+] = 0,100 \text{ L} \times 1,50 \text{ mol/L} : 0,250 \text{ L} = 0,600 \text{ mol L}^{-1}$ en $[NH_3] = 0,150 \text{ L} \times 0,500 \text{ mol/L} : 0,250 = 0,300 \text{ mol L}^{-1}$.

$$pH = pK_z - \log [NH_4^+] / [NH_3] = 9,25 - \log 0,600 / 0,300 = 9,25 - 0,301 = 8,95$$

of

$$K_b = [NH_4^+] \times [OH^-] / [NH_3] = 0,600 \times [OH^-] / 0,300 = 1,8 \cdot 10^{-5}. \text{ Dus } [OH^-] = 9,00 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}, \text{ dus } pOH = 5,05 \text{ en } pH = 8,95$$

of

$$K_z = [H_3O^+] \times [NH_3] / [NH_4^+] = 0,300 \times [H_3O^+] / 0,600 = 5,6 \cdot 10^{-10} \rightarrow [H_3O^+] = 1,12 \cdot 10^{-9} \text{ pH} = 8,95$$

- 3 Bereken hoeveel mmol HCl aan 1,00 L van deze oplossing moet worden toegevoegd om de pH met 0,10 eenheid te verlagen. Als je bij vraag 2 geen (zinnig) antwoord hebt, mag je hier aannemen dat de pH 9,85 is.

Na toevoegen van voldoende HCl geldt pH = 8,85, dus $\rightarrow [H_3O^+] = 1,413 \cdot 10^{-9}$

$$K_z = \frac{[H_3O^+][Z^-]}{[HZ]} \rightarrow [H_3O^+] = K_z \frac{[HZ]}{[Z^-]} \rightarrow pH = pK_z - \log \frac{[HZ]}{[Z^-]}$$

$$8,85 = 9,25 - \log \frac{0,600 + x}{0,300 - x} \rightarrow \log \frac{0,600 + x}{0,300 - x} = -8,85 + 9,25 = 0,40 \rightarrow \frac{0,600 + x}{0,300 - x} = 10^{0,40} = 2,512$$

$$0,600 + x = (0,300 - x) \times 2,512 \rightarrow 0,6 + x = 0,7536 - 2,512 x \rightarrow 3,512 x = 0,1536$$

$$x = 0,1536 : 3,512 = 0,044 \text{ mol} = 44 \text{ mmol HCl}$$

of:

$$K_z = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = 5,6 \times 10^{-10} \rightarrow \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = \frac{1,413 \cdot 10^{-9}}{5,6 \cdot 10^{-10}} \rightarrow \frac{0,600 + x}{0,300 - x} = 2,523$$

$$0,600 + x = (0,300 - x) \times 2,523 \rightarrow 0,6 + x = 0,7569 - 2,523 x \rightarrow 3,523 x = 0,1569$$

$$x = 0,1569 : 3,523 = 0,045 \text{ mol} = 45 \text{ mmol HCl}$$

Opgave 7 Fosforzuur en fosfaten in oplossing

Fosforzuur kan in drie stappen ioniseren. Bij twee ionisatiestappen ontstaat een amfolyt.

- 1 Leg aan de hand van één van de waterstoffosfaationen uit wat een amfolyt is. Licht je antwoord toe met twee reactievergelijkingen.

$H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$ is een amfolyt omdat het zowel een H^+ kan opnemen en afstaan / als base en als zuur kan reageren.

- 2 Leg uit of de pH van een oplossing van dinatriummonowaterstoffosfaat hoger of lager is dan 7. $K_z(HPO_4^{2-}) = 4,8 \cdot 10^{-13}$ en $K_b(HPO_4^{2-}) = 1,6 \cdot 10^{-7}$; $K_z(HPO_4^{2-}) < K_b(HPO_4^{2-})$, dus is de oplossing basisch.

Er bestaat een fosfor bevattend zuur met de formule $H_4P_2O_7$. Dit zuur heet pyrofosforzuur, en de ionen heten pyrofosfaten. Het ion $HP_2O_7^{3-}$ bijvoorbeeld heet monowaterstofpyrofosfaat.

- 3 Geef de formule en de naam van het pyrofosfaation dat bestaat uit 3 H atomen, 2 P atomen en 7 O atomen.

$H_3P_2O_7^-$ = triwaterstofpyrofosfaation

Het pyrofosforzuur ioniseert in vier stappen. De pK_z -waarden van deze vier ionisatie-evenwichten zijn respectievelijk 0,85, 1,50, 5,77 en 8,22.

Een oplossing van het ion van vraag 3 en $H_2P_2O_7^{2-}$ ion is een buffer. Men wil een buffer maken met pH = 1,00.

- 4 Bereken hoeveel g $Na_2H_2P_2O_7$ men moet toevoegen aan 1,0 L van een 0,10 M oplossing van het ion van vraag 3. Neem aan dat het volume niet verandert.

$$K = \frac{[H_2P_2O_7^{2-}][H_3O^+]}{[H_3P_2O_7^-]} = 10^{-1,50} \frac{[H_2P_2O_7^{2-}]0,10}{0,10} = 10^{-1,50}$$

$$[H_2P_2O_7^{2-}] = 10^{-1,50} = 0,032 \text{ mol} = 0,032 \text{ mol} \times 221,94 \text{ g/mol} = 7,1 \text{ g}$$

Als je 1,0 mol pyrofosforzuur mengt met 1,0 mol natriummonowaterstofpyrofosfaat en je lost dat op in water, verloopt een reactie. Het reactieproduct is een buffer.

- 5 Leg aan de hand van een reactievergelijking uit dat een buffer is ontstaan.

$H_4P_2O_7(aq) + HP_2O_7^{3-}(aq) \rightarrow H_3P_2O_7^-(aq) + H_2P_2O_7^{2-}(aq)$. Er ontstaat een geconjugeerd zuur-basepaar van een zwak zuur en zijn zwakke base.

Zuur-base titraties (bovenbouw)

Opgave 1 Indicatorkeuze

Leg duidelijk uit welke indicator je zou kiezen bij de volgende titraties:

- 1 verdund azijnzuur wordt getitreerd met natronloog.

In het eindpunt is alle azijnzuur omgezet. Je hebt dan te maken met het evenwicht:

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. De oplossing zal in het eindpunt licht basisch zijn. (uitgaande van een oplossing in het eindpunt met $c_{\text{acetaat}} = 0,05 \text{ M}$ geeft $\text{pH} = 8,72$) Je kunt het beste een indicator kiezen waarbij $\text{pH} = 8,72$ binnen het omslagtraject van de indicator valt. Zodra het eindpunt van de titratie is bereikt, zal de eerst volgende druppel natronloog de pH sterk doen stijgen. Kies je fenolftaleïne, dat bij $\text{pH} < 8,2$ kleurloos en bij $\text{pH} > 10,0$ paarsrood is, dan slaat de kleur om van kleurloos naar paarsrood.

- 2 natronloog wordt getitreerd met zoutzuur.

De pH in eindpunt is precies 7. De eerste druppel overmaat zuur zal de pH sterk doen dalen. Je moet een indicator kiezen waarbij $\text{pH} = 7$ in het omslagtraject valt. Zodra het eindpunt van de titratie is bereikt, zal de eerst volgende druppel zoutzuur de pH sterk doen dalen. Kies je bijvoorbeeld broomthymolblauw, dat bij $\text{pH} > 7,6$ blauw en bij $\text{pH} < 6,0$ geel is, zal de kleur omslaan van blauw naar geel.

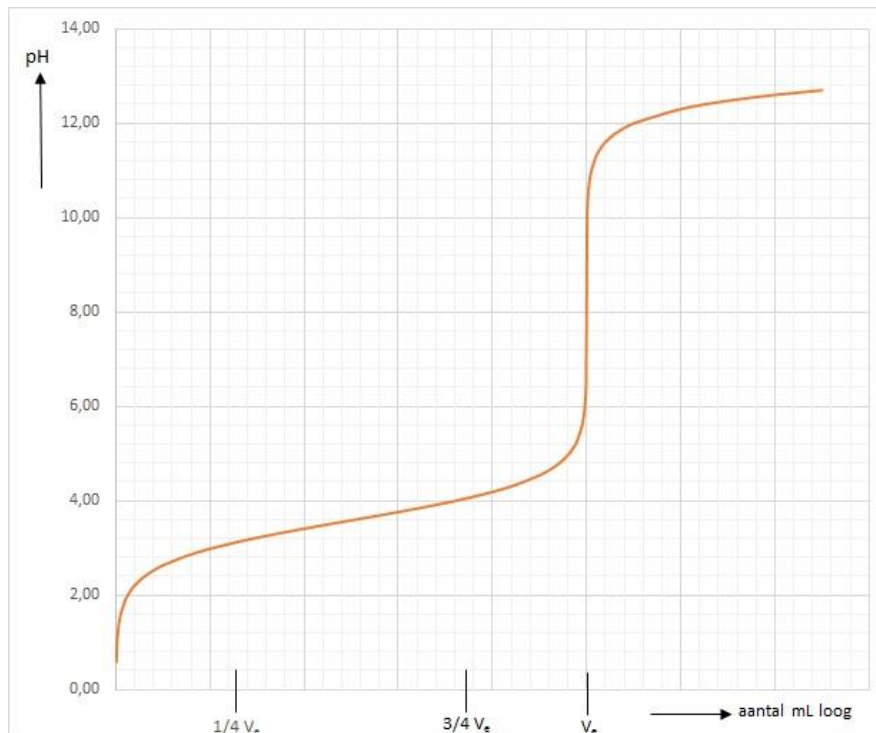
- 3 ammonia wordt getitreerd met salpeterzuur.

In het eindpunt is alle NH_3 omgezet. Je hebt dan te maken met het evenwicht

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. De oplossing zal in het eindpunt zuur zijn (uitgaande van een oplossing in het eindpunt met $c_{\text{ammonium}} = 0,05 \text{ M}$ geeft $\text{pH} = 5,28$). Je kunt het beste een indicator kiezen waarbij $\text{pH} = 5,28$ binnen het omslagtraject van de indicator valt. Zodra het eindpunt van de titratie is bereikt, zal de eerst volgende druppel salpeterzuur de pH sterk doen dalen. Kies je broomkresolgroen, dat bij $\text{pH} > 5,4$ blauw en bij $\text{pH} < 3,8$ geel is, slaat de kleur om van blauw naar geel.

Opgave 2 Titratiecurves

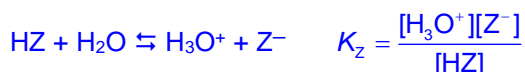
Bij de titratie van 10 mL van een a molaire oplossing van het eenwaardige zwakke zuur HZ met b molair natronloog verandert de pH van de oplossing in het titreervat. Deze pH -verandering is weergegeven in onderstaande grafiek.



Als het aantal mmol toegevoegd OH^- even groot is als het aantal mmol zuur dat oorspronkelijk aanwezig was, is het zogenoemde equivalentiepunt van de titratie bereikt. Als het equivalentiepunt van deze titratie is bereikt, is de pH van de oplossing 8,20. Het dan toegevoegde aantal mL natronloog is in bovenstaande grafiek aangegeven met V_e .

Vanaf het begin van de titratie tot vlak vóór het equivalentiepunt stijgt de pH van de oplossing slechts weinig. Deze geringe pH-stijging is bij de titratie van een oplossing van een zwak eenwaardig zuur bij benadering onafhankelijk van K_z van het zuur. Men kan berekenen dat bij zo'n titratie de pH van de oplossing die na toevoeging van $\frac{1}{4} V_e$ mL loog ontstaat ongeveer 0,95 pH-eenheid lager is dan de pH van de oplossing die na toevoeging van $\frac{3}{4} V_e$ mL loog wordt verkregen.

- 1 Geef deze berekening.



Uit de evenwichtsvoorwaarde volgt dat de verandering van $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (dus van de pH) afhankelijk is van de veranderende verhouding $\frac{[\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]}$ tijdens de titratie. Bij $\frac{1}{4} V_e$ is (ongeveer) $\frac{1}{4}$ van HZ in Z^- omgezet.

Bij benadering geldt: $\frac{[\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]} = \frac{\frac{1}{4}a}{\frac{3}{4}a} = \frac{1}{3}$. Bij $\frac{3}{4} V_e$ is (ongeveer) $\frac{3}{4}$ van HZ in Z^- omgezet. Bij benadering

geldt: $\frac{[\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]} = \frac{\frac{3}{4}a}{\frac{1}{4}a} = 3$. De breuk $\frac{[\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]}$ = dus (ongeveer) 9x zo groot geworden door loogtoevoeging

tussen $\frac{1}{4} V_e$ en $\frac{3}{4} V_e$. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ is hierdoor 9x zo klein geworden (want K_z is constant). De pH neemt dus toe met $-\log 1/9 = 0,95$.

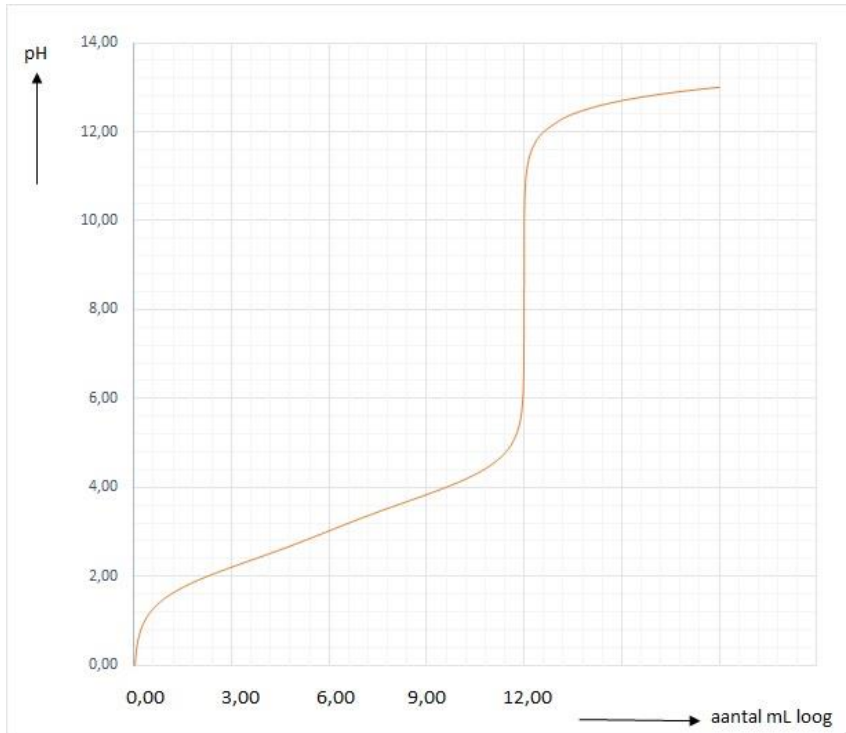
Bij zo'n titratie is de pH van de oplossing bij het bereiken van het equivalentiepunt wel afhankelijk van de K_z van het zuur. Zo is bij de titratie van 10 mL van een a molair oplossing van een zwakker zuur dan HZ met b molair natronloog de pH van de oplossing bij het equivalentiepunt niet 8,20.

- 2 Leg aan de hand van de samenstelling van de oplossing, die in het equivalentiepunt aanwezig is, uit of de pH in dat geval groter dan wel kleiner is dan 8,20.

De oplossing die in het equivalentiepunt verkregen wordt, heeft dezelfde samenstelling als een NaZ-oplossing van dezelfde molariteit. Van een NaZ-oplossing, gesplitst in Na^+ en Z^- weet je dat deze basisch is: $\text{Z}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HZ} + \text{OH}^-$. Een zwakker zuur HZ' heeft een sterkere geconjugeerde base Z'^- . Het genoemde evenwicht bij het equivalentiepunt ligt daarbij meer naar rechts waardoor er meer OH^- -ionen zijn. De pH zal dus groter zijn dan 8,20.

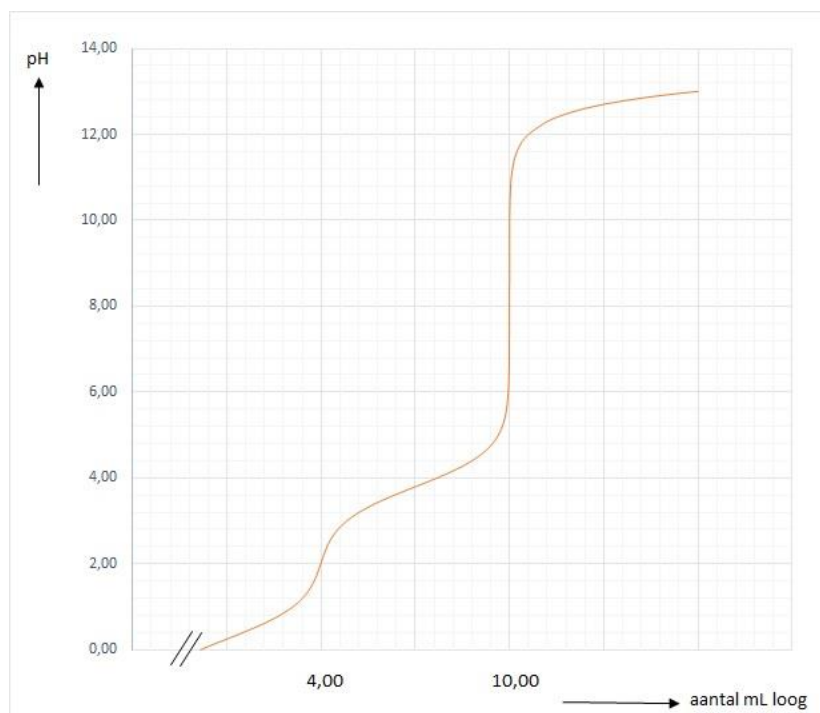
Bij de titratie van een zwak zuur met natronloog stijgt de pH in de omgeving van het equivalentiepunt sterk.

Bij de titratie van een oplossing van een zwak tweewaardig zuur (dit is een zuur dat per molecuul of ion twee H^+ -ionen kan afstaan) met natronloog treden vaak twee van dergelijke pH-sprongen op. Er zijn echter ook zwakke tweewaardige zuren die bij titratie met natronloog één pH-sprong vertonen. Wanneer bij de titratie van een oplossing van een zwak zuur met natronloog één pH-sprong optreedt, mag men dus niet zonder meer de conclusie trekken dat dit zuur eenwaardig is. Onderstaande grafiek geeft het pH-verloop tijdens de titratie van 10,0 mL 0,0561 M oplossing van een zwak zuur met 0,935 M natronloog.



- 3 Leg met behulp van het resultaat van deze titratie uit of het desbetreffende zuur eenwaardig is. De sprong in de grafiek treedt op na toevoeging van 12,00 mL loog. Bij deze titratie wordt $10,0 \text{ mL} \times 0,0561 \text{ mmol/mL} = 0,561 \text{ mmol}$ zwak zuur omgezet met $12,00 \times 0,0935 \text{ mmol/mL} = 1,122 \text{ mmol OH}^-$. Dit is 2 maal zoveel OH^- als zuur. Hieruit volgt dat het zuur twee H^+ -ionen heeft afgesplitst; het zuur is dus niet eenwaardig.

Bij de titratie van een oplossing van oxaalzuur ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) met natronloog treden twee pH-sprongen op. Ook als een mengsel van oxaalzuur en natriumwaterstofoxalaat met natronloog wordt getitreerd treden twee pH-sprongen op. Onderstaande grafiek geeft het pH-verloop tijdens zo'n titratie weer.



- 4 Leid uit de grafiek de molverhouding af waarin oxaalzuur en natriumwaterstofoxalaat in het oorspronkelijke mengsel aanwezig waren.
 Het sterkste zuur in het mengsel is oxaalzuur. Dit geeft eerder een proton af dan het HC_2O_4^- -ion. De pH-sprong bij 4,00 mL geeft aan dat dan het HC_2O_4^- is omgezet volgens:
 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{OH}^- \rightarrow \text{HC}_2\text{O}_4^- + \text{H}_2\text{O}$. De omzetting van het zo gevormde HC_2O_4^- tot $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ volgens:
 $\text{HC}_2\text{O}_4^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ kost opnieuw 4,00 mL natronloog waardoor de titratie van de oorspronkelijke hoeveelheid oxaalzuur 8,00 mL natronloog verbruikt.
 De tweede pH-sprong treedt echter pas op bij 10,00 mL. Hieruit volgt dat er voor de titratie van de oorspronkelijke hoeveelheid HC_2O_4^- , afkomstig uit het NaHC_2O_4 , $10,00 - 8,00 = 2,00$ mL natronloog is verbruikt. De molverhouding oxaalzuur : natriumwaterstofoxalaat = 4,00 mL : 2,00 mL = 2 : 1.

Opgave 3 Sterkte bepaling zavelzuuroplossing

Een leerling bepaalt de molariteit van een zwavelzuuroplossing. Hij voegt aan 25,00 mL zwavelzuuroplossing twee druppels van een fenolrood-oplossing toe. Vervolgens neutraliseert hij de oplossing door 26,48 mL van 0,1023 M natronloog toe te voegen.

- Geef de reactievergelijking die bij de neutralisatie optreedt.
 $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- Beredeneer welke kleuromslag de leerling waarneemt.
 Zodra het eindpunt van de titratie is bereikt, zal de eerst volgende druppel natronloog de pH sterk doen stijgen. Fenolrood, dat bij $\text{pH} < 6,6$ geel en bij $\text{pH} > 8,0$ rood is, slaat om van geel naar rood.
- Bereken de molariteit van de zwavelzuuroplossing.
 $1 \text{ mol NaOH} \equiv \frac{1}{2} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$
 $26,48 \text{ ml} \times 0,1023 \text{ mmol/ml} = 2,7089 \text{ mmol NaOH} \equiv \frac{1}{2} \times 2,7089 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 = 1,3545 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$
 molariteit zwavelzuuroplossing = $1,3545 \text{ mmol} : 25,00 \text{ mL} = 0,0542 \text{ M}$
- Bereken de pH van de gebruikte natronloog.
 $\text{pOH} = -\log 0,1023 = 0,990$ $\text{pH} = 14 - 0,990 = 13,01$

Opgave 4 %(m/m) kaliumhydroxide in ovenreiniger

Kaliumhydroxide is een stof die met vet kan reageren. Daarom wordt kaliumhydroxide gebruikt in ovenreiniger. Ovenreiniger is een pasta waarmee de resten aangekoekt vet van de wand van de oven kunnen worden verwijderd. Jozien bepaalt het massapercentage kaliumhydroxide in ovenreiniger als volgt:

Zij doet 793 mg ovenreiniger in een erlenmeyer.

Zij voegt water toe en roert het een poosje. Er ontstaat een suspensie. Deze wordt gefiltreerd.

Jozien neemt aan dat alle kaliumhydroxide uit de ovenreiniger in het filtraat terecht gekomen is.

Aan het filtraat voegt Jozien 2 druppels van de indicator broomthymolblauw toe. Daarna voegt zij 0,220 M zoutzuur toe tot de indicator van kleur verandert. Neem aan dat alleen kaliumhydroxide met zoutzuur reageert.

Na het toevoegen van 14,52 mL zoutzuur verandert de indicator van kleur.

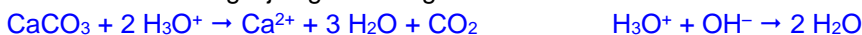
- Schrijf de vergelijking op van de reactie die optreedt tijdens het toevoegen van het zoutzuur.
 $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- Schrijf op welke kleuromslag plaatsvindt als Jozien stopt met het toevoegen van zoutzuur. Noteer je antwoord als volgt:
 de kleur voor het stoppen: **blauw**
 de kleur na het stoppen: **geel**
- Bereken het massapercentage kaliumhydroxide in de ovenreiniger.
 $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 $1 \text{ mol HCl} \equiv 1 \text{ mol NaOH}$
 $14,52 \text{ mL} \times 0,220 \text{ mmol/mL} = 3,1944 \text{ mmol HCl}$
 $3,1944 \text{ mmol HCl} \equiv 3,1944 \text{ mmol KOH} \equiv 3,1944 \text{ mmol} \times 56,11 \text{ mg/mmol} = 179,5 \text{ mg NaOH}$
 $\text{massa\% NaOH} = 179,5 \text{ mg} / 793 \text{ mg} \times 100\% = 22,6 \%$

Opgave 5 Bepaling calciumcarbonaatgehalte

Voor de gehalte bepaling van slecht in water oplosbare carbonaten worden deze eerst opgelost in een bekende hoeveelheid zoutzuur. De overmaat zuur wordt terug getitreerd met een NaOH-oplossing van bekende sterkte.

Voor de bepaling van het calciumcarbonaatgehalte in ruw CaCO_3 is 150,6 mg afgewogen. Vervolgens is hieraan 50,00 mL 0,1044 M zoutzuur aan toegevoegd. Na verdrijven van het ontstane CO_2 door middel van koken is er getitreerd met 24,78 mL 0,1012 M natronloog met methylrood als indicator.

- 1 Geef de reactievergelijkingen in volgorde.



- 2 Bereken het gehalte CaCO_3 in het monster.

Titratie: 1 mol NaOH \equiv 1 mol HCl 24,78 mL x 0,1012 mmol/mL NaOH \equiv 2,50774 mmol HCl

Overmaat zoutzuur = 2,50774 mmol HCl

Zoutzuur dat met CaCO_3 heeft gereageerd = 50,00 mL x 0,1044 mmol/mL - 2,50774 mmol =
5,2200 - 2,50774 = 2,7123 mmol HCl

2,7123 mmol HCl \equiv $\frac{1}{2}$ x 2,7123 mmol = 1,3561 mmol $\text{CaCO}_3 \equiv$ 1,3561 mmol x 100,1 mg/mmol =
135,75 mg CaCO_3

%(m/m) = 135,75 mg : 150,6 x 100% = 90,14 %(m/m) CaCO_3

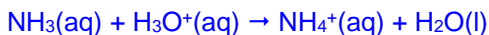
Opgave 6 Gehaltebepaling ammoniak in schoonmaakmiddel

Ammonia is een oplossing van ammoniak in water. Het heeft een sterk ontvettende werking en wordt daarom veel gebruikt als schoonmaakmiddel.

Marleen heeft een fles ammonia waarvan zij de concentratie ammoniak nauwkeurig wil weten.

Ze verdunt de ammonia met een factor 100. Vervolgens pipetteert ze hiervan 10,00 mL in een erlenmeyer en titreert met 0,1020 M zoutzuur. Voor het bereiken van het equivalentiepunt is hiervan 4,77 mL nodig. Als indicator wordt methylrood gebruikt.

- 1 Schrijf de vergelijking op van de reactie van zoutzuur met ammonia.



- 2 Schrijf op welke kleuromslag plaatsvindt.

De kleuromslag gaat van rood naar geel.

- 3 Bereken de concentratie van de ammonia die Marleen gebruikte.

Uit de RV volgt: 1 mmol $\text{H}_3\text{O}^+ \triangleq$ 1 mmol NH_3

verbruik: 4,77 mL x 0,1020 mmol/mL = 0,48654 mmol $\text{H}_3\text{O}^+ \triangleq$ 0,48654 mmol NH_3

Dus 0,48654 mmol NH_3 in 10,00 mL

In 1 L verdunde ammonia zit: 0,048654 mmol NH_3 /1 mL = 0,048654 mol NH_3 /1 L

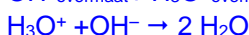
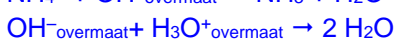
In de onverdunde ammonia zit 100 keer zoveel, dus 4,87 mol NH_3 /L

Opgave 7 Bepaling ammoniakgehalte in een monster ammoniumsulfaat

Voor de bepaling van het ammoniakgehalte in een monster ammoniumsulfaat wordt het monster gekookt met een bekende hoeveelheid loog. De overmaat loog wordt weggenomen met een bekende overmaat zuur. De overmaat zuur wordt getitreerd met loog van bekende sterkte.

Voor zo'n bepaling is er 401,7 mg monster afgewogen, opgelost en overgebracht in een maatkolf van 100,00 mL. Uit de oplossing in de maatkolf is 25,00 mL in een erlenmeyer gepipetteerd. Hieraan is 25,00 mL 0,0944 M loog uit een buret toegevoegd. De ontstane NH_3 is uit deze oplossing gekookt. Hierna is 25,00 mL 0,1012 M zoutzuur toegevoegd. Voor de titratie van de overmaat zoutzuur is 15,31 mL 0,0944 M loog verbruikt.

- 1 Geef de reactievergelijkingen in volgorde van optreden.



- 2 Bereken het gehalte NH₃ in het monster.

aantal mmol zuur \equiv aantal mmol loog

aantal mmol NH₄⁺ + aantal mmol H₃O⁺ \equiv aantal mmol loog

aantal mmol NH₄⁺ + 25,00 mL x 0,1012 mmol/mL \equiv (25,00 + 15,31) mL x 0,0944 mmol/mL

aantal mmol NH₄⁺ = 3,8053 - 2,5300 = 1,2763 mmol

Er is 4 keer verdund, dus in het monster aanwezig 4 x 1,2763 mmol = 5,1011 mmol

Daar 1 mmol NH₄⁺ \equiv 1 mmol NH₃ volgt dat 5,1011 mmol

% NH₃ = (5,1011 mmol x 17,03 mg/mmol : 401,7 mg) x 100% = 21,63 % NH₃

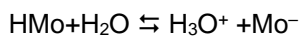
- 3 Bereken de zuiverheid van het monster.

De zuiverheid = % (m/m) (NH₄)₂SO₄ = 0,2163 : (2 x 17,03 mg/mmol : 132,1 mg/mmol) x 100% = 83,89%

Opgave 8 Methyloranje

Methyloranje is een zuur-base-indicator. De zure vorm van methyloranje wordt in deze opgave weergegeven als HMo.

Als HMo wordt opgelost in water, stelt zich het volgende evenwicht in:



Van dit evenwicht is de reactie naar rechts endotherm.

Bij een pH hoger dan 4,4 heeft een oplossing van methyloranje bij kamertemperatuur een oranjegele kleur. Bij een pH lager dan 3,1 heeft een oplossing van methyloranje bij kamertemperatuur een rode kleur. De verschillende kleuren die een oplossing van methyloranje kan hebben, worden veroorzaakt door HMo moleculen en/of Mo⁻ ionen. Eén van deze soorten deeltjes veroorzaakt de oranjegele kleur, de andere soort veroorzaakt de rode kleur.

- 1 Leg aan de hand van bovenstaande gegevens uit welke van de kleuren oranjegeel en rood wordt veroorzaakt door Mo⁻ ionen.

Bij pH < 3,1 is [H₃O⁺] groter dan bij pH > 4,4. Om het evenwicht te herstellen zal de reactie naar links in het voordeel zijn. Hierdoor neemt [MO⁻] af en gunste van [HMo]. De kleur van de oplossing is rood, blijkbaar afkomstig van HMo moleculen. De Mo⁻ deeltjes veroorzaken dan de oranjegele kleur.

Een methyloranje-oplossing van pH = 3,8 heeft bij kamertemperatuur een mengkleur van oranjegeel en rood. Als een methyloranje-oplossing van pH = 3,8 wordt verwarmd, verandert de kleur van de oplossing. De oorspronkelijke kleur komt echter bij afkoeling weer terug.

- 2 Leg aan de hand van gegevens in deze opgave uit welke kleur de methyloranje-oplossing van pH = 3,8 bij verwarmen zal krijgen: oranjegeel of rood.

Door verwarming verschuift het evenwicht naar de endotherme kan, dus naar rechts. Er komen meer Mo⁻ deeltjes ten koste van HMo moleculen. De oplossing zal oranjegeel worden.

Opgave 9 Bepaling % (m/m) NH₄⁺ in kunstmest

Een bepaalde kunstmestsoort bevat de volgende ionsoorten: NH₄⁺, K⁺, SO₄²⁻, NO₃⁻ en PO₄³⁻.

Om het massapercentage NH₄⁺ in de kunstmest te bepalen kan gebruik worden gemaakt van de reactie tussen NH₄⁺ en OH⁻. Bij de uitvoering van de bepaling moet rekening worden gehouden met de aanwezigheid van andere ionsoorten. Zo zal bij de volgende uitvoering niet een juist massapercentage worden gevonden.

Aan een afgewogen hoeveelheid kunstmest wordt een bekende hoeveelheid opgelost natriumhydroxide toegevoegd. Deze hoeveelheid is een overmaat. Na verwijdering van het ontstane NH₃ wordt het overgebleven OH⁻ getitreerd met zoutzuur van bekende molariteit.

Bij deze uitvoering zal de aanwezigheid van een bepaalde ionsoort ervoor zorgen dat een onjuist massapercentage NH₄⁺ wordt gevonden.

- 1 Leg uit welke ionsoort dit is.

PO₄³⁻ want dit is een base, (het reageert ook met zoutzuur).

Om bovengenoemd probleem te vermijden wordt het ontstane NH₃ geleid in een oplossing van een bekende hoeveelheid opgelost HCl. Deze hoeveelheid is een overmaat. Het overgebleven H₃O⁺ wordt vervolgens getitreerd met natronloog met bekende molariteit.

Bij zo'n bepaling wordt aan 408 mg kunstmest een overmaat opgelost natriumhydroxide toegevoegd. Door koken wordt het ontstane NH_3 volledig verwijderd en geleid in 50,0 mL 0,188 M zoutzuur. De oplossing die na het inleiden van het NH_3 is ontstaan wordt in een maatkolf vervolgens aangevuld tot 100,0 mL. Van deze oplossing wordt 25,0 mL getitreerd met 0,115 M natronloog. Hiervan blijkt 13,0 mL nodig te zijn.

- 2 Bereken het massapercentage NH_4^+ in de onderzochte kunstmest.

$1 \text{ mol H}_3\text{O}^+ \equiv 1 \text{ mol NaOH}$

$13,0 \text{ mL} \times 0,115 \text{ mmol/mL} = 1,495 \text{ mmol NaOH} \equiv 1,495 \text{ mmol HCl}$ is over in 25,00 mL. Totaal was er $4 \times 1,495 = 5,98 \text{ mmol HCl}$ over.

Er was $50,0 \text{ mL} \times 0,188 \text{ mmol/ml} = 9,40 \text{ mmol HCl}$.

Er heeft $9,40 - 5,98 = 3,42 \text{ mmol HCl}$ gereageerd met $\text{NH}_3 \equiv 3,42 \text{ mmol NH}_3 \equiv 3,42 \text{ mmol NH}_4^+$

$3,42 \text{ mmol} \times 18,042 \text{ mg/mmol} = 61,7 \text{ mg NH}_4^+$.

massa-% = $(61,7 : 408) \times 100\% = 15,1 \%$.

Opgave 10 Vrije vetzuren in olijfolie

Olijfolie bestaat voornamelijk uit glyceryltri-esters. Dit zijn esters van glycerol en vetzuren. De oudste manier om olie uit olijven te winnen, is via mechanische weg. Het sap wordt door zware granieten maalstenen uit de vruchten geperst. Er wordt dan een mengsel verkregen dat voornamelijk uit olie en water bestaat. Het water wordt in een centrifuge vervolgens afgescheiden. De temperatuur tijdens deze zogenoemde "koude persing" wordt vaak niet hoger dan 40 °C.

Tegenwoordig wordt olijfolie industrieel vaak via een ander proces gemaakt. Ook dan worden de olijven geperst, maar nu in aanwezigheid van onder andere stoom om zoveel mogelijk olie uit de olijven te halen. Bij dit proces is de temperatuur veel hoger dan bij de koude persing. In het vervolg van deze opgave wordt dit proces "warme persing" genoemd.

De olie die na de warme persing overblijft, heeft een mindere kwaliteit dan die uit de koude persing, onder andere omdat het gehalte aan vrije vetzuren veel hoger is. Een te hoog gehalte aan vrije vetzuren beïnvloedt de smaak nadelig.

- 1 Geef de naam van het type reactie dat optreedt wanneer vrije vetzuren uit glyceryltri-esters worden gevormd.

Hydrolyse

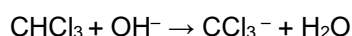
- 2 Leg uit hoe het komt dat bij de warme persing relatief meer vrije vetzuren ontstaan dan bij de koude persing. Noem in je uitleg twee oorzaken.

Bij de warme persing wordt stoom toegevoegd, dus is meer water aanwezig en is de temperatuur hoger dan bij de koude persing. Bij de warme persing kan dus meer hydrolyse plaatsvinden en waardoor bij de warme persing relatief meer vrije vetzuren ontstaan.

Er is een methode ontwikkeld om met behulp van een titratie het gehalte aan vrije vetzuren in een vet of een olie te bepalen.

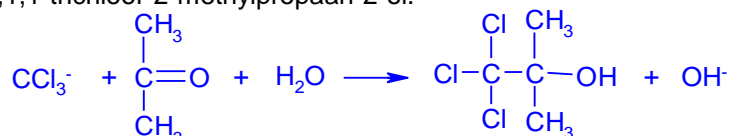
Bij deze methode wordt een bekende hoeveelheid olie gemengd met propanon en een klein beetje chlo-roform (CHCl_3). Het mengsel wordt vervolgens getitreerd met een oplossing van kaliumhydroxide in 2-propanol. Direct nadat de toegevoegde hydroxide-ionen hebben gereageerd met alle zure bestanddelen uit de olie, zal een reactie tussen propanon en chloroform optreden. Deze reactie is exotherm. De hierdoor veranderende temperatuur is te gebruiken als eindpuntbepaling van de titratie.

De reactie die na het eindpunt van de titratie optreedt, verloopt in twee stappen. Bij deze reactie treedt OH^- als katalysator op. In de eerste stap reageert chloroform als volgt met hydroxide:



In de tweede stap reageren de reactieproducten van stap 1 met propanon, waarbij 1,1,1-trichloor-2-methylpropanon-2-ol als enig organisch reactieproduct ontstaat.

- 3 Geef de reactievergelijking van de tweede stap. Gebruik daarin structuurformules voor propanon en 1,1,1-trichloor-2-methylpropanon-2-ol.



Eerste kwaliteit olijfolie wordt aangeduid met de kwalificatie "extra vergine". Eén van de eisen die aan olie worden gesteld om aan deze kwalificatie te voldoen, is dat het gehalte aan vrije vetzuren, berekend als oliezuur, maximaal 1,00 gram per 100 gram olie bedraagt.

Van een bepaalde soort olijfolie wordt op de hiervoor beschreven manier het gehalte aan vrije vetzuren bepaald. Daartoe wordt 5,542 g olijfolie gemengd met 25 mL propanon en 2 mL chloroform. Het ontstane mengsel wordt getitreerd met een 0,102 M oplossing van KOH in 2-propanol.

Omdat bij deze titratie olijfolie niet de enige vloeistof is waar stoffen in zitten die met OH^- reageren, moet eerst een zogenoemde blanco bepaling worden uitgevoerd.

- 4 Beschrijf hoe deze blanco bepaling moet worden uitgevoerd.
Maak een oplossing van 25 mL propanon en 2 mL chloroform en titreer dat mengsel met 0,102 M KOH opgelost in 2-propanol.

Bij de uiteindelijke bepaling bleek dat 2,572 mL 0,102 M KOH oplossing nodig was om te reageren met de vrije vetzuren in de olijfolie.

- 5 Ga na of het gehalte aan vrije vetzuren in de onderzochte olijfolie voldoet aan de genoemde kwaliteitseis voor "extra vergine". De massa van een mol oliezuur is 282,5 gram.

$1 \text{ mol KOH} \equiv 1 \text{ mol OH}^- \equiv 1 \text{ mol vetzuur}$, dus

$2,572 \text{ mL} \times 0,102 \text{ M OH}^- \equiv 0,2623 \text{ mmol vetzuur}$

$0,2623 \text{ mmol vetzuur} \equiv 0,2623 \text{ mmol} \times 282,5 \text{ mg/mmol} = 74,11 \text{ mg vetzuur}$

Het gehalte aan vrije vetzuren = $74,11 : 1000 \text{ g} / 5,525 \text{ g} \times 100 = 1,34 \text{ g oliezuur} / 100 \text{ g olie}$

Er wordt niet aan de kwaliteitseis voor "extra vergine" voldaan.

Wordt vervolgd