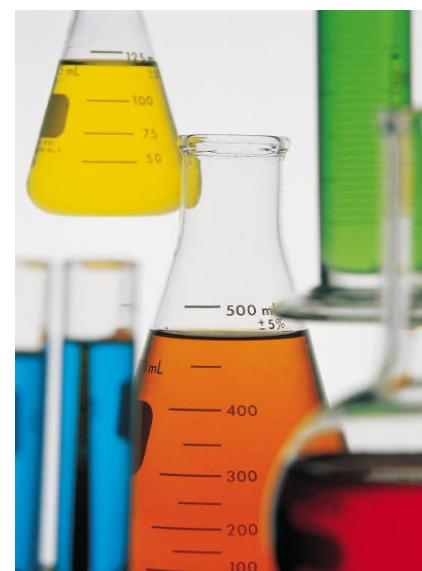


Module 1.2.1.
Studiewijzer Chemie
2_2023-24



Inhoudsopgave

Inleiding	3
1. Oplossingen	4
2. Evenwichtsreacties	4
3. Rekenen met evenwichtsreacties	8
4. Het principe van LeChatelier en het verschuiven van evenwichten	10
5. Zuren	12
6. Basen	14
7. Zuurconstanten.....	16
8. Baseconstanten	18
9. De waterconstante	19
10. Zuur-base paren.....	20
11. Het omrekenen van de K_a naar de K_b	24
12. Rekenen met pH en pOH	25
13. Rekenen aan het oplossen van een sterk zuur of een sterke base in water.....	30
14. Rekenen aan het oplossen van een zwak zuur of een zwakke base in water.....	32
15. Zuur-base reacties	36
16. Meerwaardige zuren.....	38
17. Amfolieten	43
18. Buffers: Henderson Hasselbalch-vergelijking	45
19. Buffers in de praktijk.....	48
20. Buffers en buffercapaciteit	49
21. Buffers en nu oefenen oefenen oefenen.....	52
22. Module 1.2.1. oefenopgaven Chemie 2_2023-24	53

Inleiding

Chemie 2 behandelt chemisch rekenen, een uitdagend vak voor veel studenten vanwege de verscheidenheid aan formules en berekeningen die nodig zijn. Een effectieve aanpak voor succes in dit vak is actief oefenen met de lesstof. Het lezen van deze studiewijzer alleen is niet voldoende om dit vak te beheersen. De grootste uitdaging in Chemie 2 is het zelf kunnen identificeren van de benodigde formules, vooral in situaties waar complexe berekeningen vereist zijn om het uiteindelijke antwoord te verkrijgen. In de studiematerialen zijn bepaalde opgaven vetgedrukt per hoofdstuk. Als je deze goed kunt oplossen, hoef je de overige opgaven niet per se te maken. De niet-vetgedrukte opgaven dienen als extra oefening en kunnen helpen bij het versterken van je begrip en vaardigheden in chemisch rekenen.

Hoorcolleges

In 3 weken komt een aantal onderwerpen aan bod. Elke week wordt er een hoorcollege gegeven, waarin de lesstof uitgelegd wordt. Daarnaast dien je zelfstandig de oefeningen in deze studiewijzer door te werken. De antwoorden van deze oefeningen staan achter in deze studiewijzer.

Formuleblad

Voor het tentamen mag je zelf een formuleblad gebruiken. Hierop mogen alleen formules staan en geen hele zinnen. Houd vanaf het begin het formuleblad bij en gebruik deze ook tijdens het maken van de opgaven, om te controleren of het formuleblad compleet en duidelijk genoeg is.

Rekenmachine

Tijdens het tentamen zijn rekenmachines toegestaan, maar mobiele telefoons niet. Zorg daarom dat je vanaf het begin van het vak een goede rekenmachine meeneemt naar de hoorcolleges en werkcolleges.

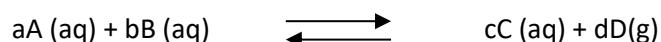
	Lesstof
Week 1.1 Oplossen en verdunnen	Studiewijzer paragraaf 1 t/m 8
Week 1.2 Chemische evenwichten	Studiewijzer paragraaf 15 t/m 17
Week 2.1 Zuren en basen	Studiewijzer paragraaf 18 t/ 28
Week 2.2 Zuur-base reacties	Studiewijzer paragraaf 29 en 30
Week 3 Buffers	Studiewijzer paragraaf 31 en 32

1. Oplossingen

Een oplossing is een homogeen (uniform) mengsel van één of meerdere substanties. De stof die in de grootste hoeveelheid aanwezig is, wordt het **oplosmiddel** (in het Engels **solvent**) genoemd. Dit is vaak water, maar kan ook een andere vloeistof zijn, zoals alcohol, aceton, etc. Het kan zelfs zijn dat het oplosmiddel geen vloeistof is, maar een gas (bijvoorbeeld in lucht) of een vaste stof (zoals bij metaallegeringen). De stoffen die in kleinere hoeveelheden aanwezig zijn in een oplossing worden **opgeloste stoffen (solutions)** genoemd.

2. Evenwichtsreacties

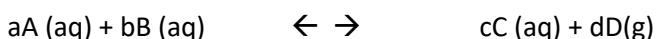
In veel chemische reacties bereiken de reactanten niet altijd volledige omzetting naar producten. In plaats daarvan kan er een punt worden bereikt waarop de snelheden van de voorwaartse en omgekeerde reacties gelijk zijn. Dit staat bekend als een chemisch evenwicht. Evenwichtsreacties zijn van groot belang omdat ze ons in staat stellen om de concentraties van reactanten en producten in een systeem te voorspellen en te begrijpen. Reactanten worden omgezet in producten. In werkelijkheid zijn reacties vaak geen eenrichtingsverkeer, maar verlopen naar beide kanten. Als voorbeeld nemen we een reactie:



Hierbij zijn A en B de reactanten en C en D zijn de producten. De getallen a, b, c en d geven de molverhoudingen aan waarin de stoffen met elkaar reageren. Op elk moment wordt een deel van A en B omgezet naar C en D. Tegelijkertijd wordt van C en D weer A en B gevormd. Omdat de reactie naar beide kanten op plaatsvindt, schrijven we evenwichtsreacties met een **dubbele pijl**.

Dit fenomeen kan worden geïllustreerd aan de hand van een biologisch voorbeeld, zoals de uitwisseling van moleculen door een celmembraan. Stel je een cel voor die voortdurend moleculen uitwisselt met zijn omgeving. Wanneer het aantal moleculen dat de cel verlaat in evenwicht is met het aantal moleculen dat de cel binnenkomt, ontstaat een situatie die kan worden beschouwd als een thermodynamisch evenwicht. Gedurende deze evenwichtssituatie blijft de totale hoeveelheid moleculen in de cel constant, terwijl er voortdurend een uitwisseling van moleculen plaatsvindt tussen de cel en zijn omgeving.

Bij **evenwichtsreacties** gebeurt hetzelfde. Er ontstaat evenveel A en B als dat er weer 'verdwijnt' (A en B verdwijnen niet, maar worden omgezet in C en D). Dus hoewel er continue een reactie plaats vindt, blijven netto alle hoeveelheden gelijk. Een bepaald deel van A en B wordt op elk moment omgezet in C en D en een bepaald deel van C en D wordt op elk moment omgezet in A en B. Om aan te geven **hoe het evenwicht** ligt, wordt gebruik gemaakt van een **evenwichtsvoorwaarde**. Deze evenwichtsvoorwaarde stel je als volgt op:



$$\text{Evenwichtsvoorwaarde (}K_{eq}\text{): } K_{eq} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

K_{eq} is de **evenwichtsconstante**. De evenwichtsconstante geeft aan hoeveel producten er zijn ten opzichte van hoeveel reactanten. De haakjes [] geven aan dat het hier gaat om de **concentraties** van elk van de stoffen in **molair**.

Voorbeeld

Stel de evenwichtsvoorwaarde op voor oplossen van HA in water:

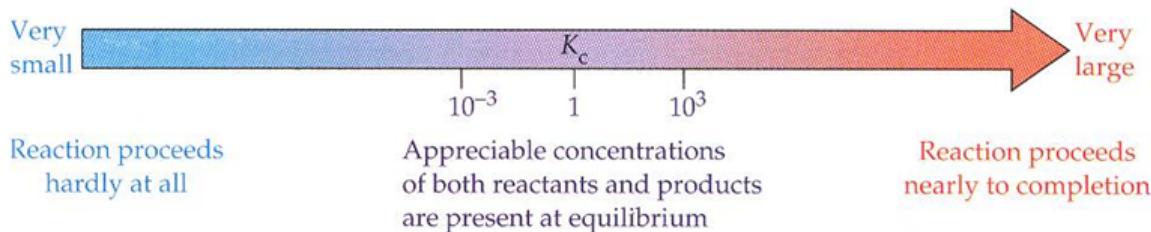
- Schrijf altijd eerst de reactievergelijking op en maak deze kloppend:



- Vul de waarden in voor de evenwichtsvoorwaarde:

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}^+]^1 [\text{A}^-]^1}{[\text{HA}]^1}$$

Wetenschappers hebben voor veel reacties vastgesteld hoe het evenwicht zich gedraagt bij specifieke temperaturen. Ze hebben experimenten uitgevoerd waarbij ze de verhouding van producten en reactanten hebben gemeten in een evenwichtssituatie, en op basis daarvan hebben ze de evenwichtsconstante bepaald. Deze evenwichtsconstante biedt inzicht in de verhouding tussen producten en reactanten op het moment van evenwicht. Hoewel we niet precies weten hoe snel de omzetting van stoffen plaatsvindt in termen van hoeveelheid per eenheid van tijd, begrijpen we wel dat in een evenwichtssituatie de reactie in beide richtingen plaatsvindt met dezelfde snelheid, wat resulteert in een netto behoud van de hoeveelheden van zowel reactanten als producten.



Figuur 1. Indicatie van de ligging van het evenwicht aan de hand van de evenwichtsconstante.

De evenwichtsconstante

Figuur 1 geeft een duidelijk beeld van wat de evenwichtsconstante zegt over het evenwicht. Als de evenwichtsconstante tussen 10^{-3} en 10^3 ligt, dan is er van zowel de reactanten als de producten een meetbare hoeveelheid aanwezig. Als de evenwichtsconstante kleiner is dan 10^{-3} , dan is er zeer weinig van product aanwezig (=evenwicht ligt links). Wanneer de evenwichtsconstante groter is dan 10^3 , dan is er juist heel veel product en heel weinig reactant aanwezig (=evenwicht ligt rechts).

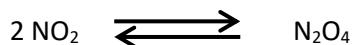
Het instellen van het evenwicht

Wanneer je de reactanten bij elkaar voegt, zal de reactie gaan vinden om het product te vormen. Tegelijkertijd vindt de omgekeerde reactie (product → reactant) ook plaats. Deze reactie gaat net zo lang door tot het evenwicht is ingesteld. We geven de ligging van het dynamisch evenwicht in een reactie soms met een dikkere pijl aan:



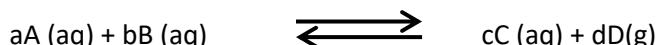
Zolang de ene pijl dikker is dan de andere (dus zolang de reactie meer de ene kant op plaats vindt dan de andere kant op) is er géén sprake van een evenwicht. Op deze momenten **geldt de evenwichtsvoorwaarde niet**. Pas op het moment dat het evenwicht is ingesteld, geldt de evenwichtsvoorwaarde.

Het instellen van een evenwicht wordt duidelijk geïllustreerd in **figuur 2**. Hier zie je hoe er zich een evenwicht instelt voor de reactie waarin stikstofdioxide (NO_2) wordt omgezet in distikstoftetraoxide (N_2O_4). In het begin is er alleen NO_2 aanwezig (rode lijn) en geen N_2O_4 (blauwe lijn). Na verloop van tijd ontstaat er een evenwicht, waarbij er van zowel NO_2 als N_2O_4 constant dezelfde hoeveelheid aanwezig is (let op: $\text{NO}_2 \neq \text{N}_2\text{O}_4$)



Het reactiequotiënt

Wanneer alleen A en B aanwezig zijn, is het kan de reactie alleen naar rechts zal verlopen: er is immers geen C en D. In het geval dat alleen C en D aanwezig zijn, zal de reactie naar links verlopen, omdat er geen A en B aanwezig zijn. Echter, wanneer er zowel A, B, C, als D in verschillende concentraties aanwezig zijn, wordt het vaststellen van een evenwichtssituatie complexer. Het is dan niet meteen duidelijk of er een evenwicht is, en zo ja, welke kant van de reactie overheerst. Om deze situatie te beoordelen, wordt het reactiequotiënt (Q) gebruikt. Het reactiequotiënt wordt berekend met dezelfde formule als de evenwichtsvoorwaarde, maar het resultaat is geen evenwichtsconstante. In plaats daarvan geeft het reactiequotiënt ons informatie over de huidige toestand van de reactie in vergelijking met het evenwicht.

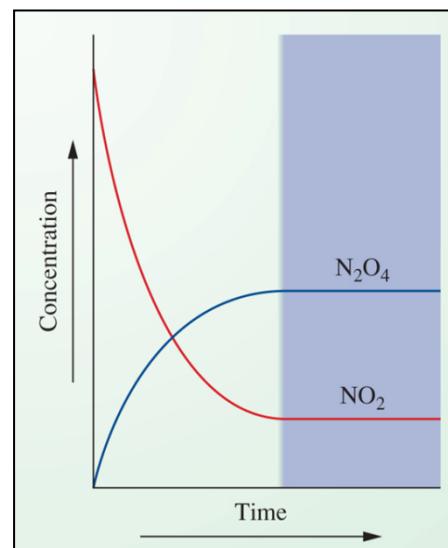


$$\text{Reactiequotiënt: } Q = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b}$$

Als	$Q = K_{\text{eq}}$	dan is er sprake van een evenwichtssituatie
	$Q > K_{\text{eq}}$	dan verschuift de reactie naar links
	$Q < K_{\text{eq}}$	dan verschuift de reactie naar rechts.

Dit is ook te beredeneren:

1. als Q kleiner is dan K, dan zal Q dus groter worden om tot de evenwichtssituatie te komen. Daarvoor zal de teller dus groter moeten worden $= [\text{C}]^c[\text{D}]^d$ terwijl de noemer $[\text{A}]^a[\text{B}]^b$ kleiner zal worden. Dat betekent dus dat er meer C en D zal moeten ontstaan, dus zal de reactie naar rechts moeten verschuiven.
2. Als Q groter is dan K, dan geldt dezelfde redenering ook (maar dan moet Q dus kleiner worden).



Figuur 2 (Figuur 7.14 uit Denniston), het instellen van een evenwicht.

Voorbeeld

Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde voor de vorming van calciumoxide (CaO) en CO₂ uit calciumcarbonaat.

De reactant is calciumcarbonaat (CaCO₃). De producten zijn calciumoxide (CaO) en CO₂:



Omdat het een evenwichtsreactie is, wordt de reactievergelijking geschreven met een dubbele pijl:



De evenwichtsvoorwaarde: $K_{eq} = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$

Voor deze evenwichtsreactie hebben wetenschappers de evenwichtsconstante bepaald bij 2 temperaturen: 1,9 10⁻²³ bij 298 K en 1,0 bij 1200 K. Wat zeggen deze waarden over de ligging van het evenwicht?

1. De eerste evenwichtsconstante (1,9 10⁻²³) is een zeer klein getal. Dat betekent dus dat de uitkomst van de evenwichtsvoorwaarde zeer klein is: er is dus heel veel calciumcarbonaat is en heel weinig CaO en CO₂ bij 298 K.
2. De tweede evenwichtsconstante is 1,0. Bij deze hele hoge temperatuur is de concentratie calciumcarbonaat dus even groot als het product van de concentraties CaO en CO₂. Bij deze temperatuur is er dus relatief veel minder CaCO₃ aanwezig en wordt er veel meer calciumoxide gevormd dan bij 298 Kelvin.

Oefeningen

1. Stikstofmonoxide (NO) is een stof die bloedvaten verwijdt. Het kan als geneesmiddel dienen en wordt ook door het lichaam zelf aangemaakt. NO kan gevormd worden uit een evenwichtsreactie waarbij distikstofoxide (N₂O) reageert met zuurstof.
 - a. Geef de reactievergelijking voor deze reactie en maak deze kloppend
 - b. Geef de evenwichtsvoorwaarde voor deze reactie
 - c. De evenwichtsconstante voor deze reactie is 1,7 10⁻¹³. Wat zegt deze evenwichtsconstante over de ligging van het evenwicht?
2. Sommige bacteriën kunnen het broeikasgas methaan (CH₄) en water produceren uit waterstofgas (H₂) en koolstofdioxide (CO₂). Dit gebeurt onder anderen in de darmen van veel organismen, zoals koeien. Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde voor deze reactie.
3. In sommige bacteriën wordt glucose omgezet in acetaat (CH₃COO⁻) en H⁺. Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde voor deze evenwichtsreactie.

3. Rekenen met evenwichtsreacties

Rekenen aan **evenwichtsreacties** is wat complexer dan rekenen aan de **volledig verlopende reacties**. Het algemene rekenschema om aan de hand van de evenwichtsvergelijking te rekenen is bij evenwichtsreacties:

	A	+	2 B	\rightleftharpoons	3C	+	D
(B)egin	A		2B				
(O)mgezet	-x		-x		+x		+x
(E)ind	A-x		2B-x		3x		x

Het grote verschil zit in de rij van de **verandering**. Bij **volledig verlopende reacties** kun je de molverhouding bij de verandering tussen de producten en de reactanten **direct naar elkaar doorrekenen**. Bij evenwichtsreacties werkt dit anders **de reactie moet in evenwicht voldoen aan de evenwichtsvoorwaarde**. Om te bepalen hoeveel er van de producten ontstaat en hoeveel er van de reactanten overblijft, maken we gebruik van de evenwichtsvoorwaarde.

Stappenplan voor het rekenen aan evenwichtsreacties

1. Schrijf de reactievergelijking van de evenwichtsreactie op
2. Vul de gegevens in die bekend zijn
3. Reken indien nodig om van gram naar mol
4. Geef de verandering aan met x (we weten nog niet hoeveel er verandert, maar we kunnen met behulp van x al wel de onderlinge verhoudingen bepalen)
5. Bepaal de eindhoeveelheden met x (let op het verwaarlozen van x)
6. Vul de gegevens over de verandering in in de evenwichtsvoorwaarde en bereken x uit de evenwichtsvoorwaarde
7. Vul x in in het schema en reken de eindwaarden uit
8. Reken indien nodig om van mol naar gram
9. Controleer je antwoord door de gegevens in te vullen in de evenwichtsvoorwaarde en te controleren of de evenwichtsconstante die hieruit komt de juiste is

De stappen 1 t/m 3 zijn dus hetzelfde voor evenwichtsreacties en volledig verlopende reacties, maar daarna moet er met de **evenwichtsvoorwaarde** gerekend worden.

Voorbeeld

2,3 gram calciumcarbonaat (CaCO_3) wordt gebruikt voor de productie van calciumoxide (CaO) en CO_2 bij 298 K. Bepaal hoeveel gram calciumoxide er gevormd wordt. De evenwichtsconstante is $1,9 \cdot 10^{-23}$.

1. Schrijf de reactievergelijking op



2. Vul de gegevens in die bekend zijn

	CaCO_3	\rightleftharpoons	CaO	+	CO_2
B (van gram → mol)	$2,3/100,09=0,0230$		-	-	-
O (Verandering aangeven met x)	$0,0230-x$		+x	+x	
E (Evenwicht)	$0,0230-x$		x	x	

$$K_{eq} = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]} = 1,9 * 10^{-23} = \frac{x * x}{0,0230-x} = \frac{x^2}{0,023}; x = 6,6 * 10^{-13} \text{ mol CaO en CO}_2$$

Van mol naar gram:
 $\text{CaO} = 6,6 * 10^{-13} * 56,08 = 3,7 * 10^{-11} \text{ gram}$
 $\text{CO}_2 = 6,6 * 10^{-13} * 44,01 = 2,9 * 10^{-11} \text{ gram}$

9. Verschil tussen evenwichtsreacties en volledig verlopende reactie

Het verschil tussen evenwichtsreacties en volledig verlopende reacties bij het berekenen van de hoeveelheden producten en reactanten bestaat dus hieruit dat bij **volledig verlopende reacties** je bepaalt welke stof in **ondermaat** aanwezig is en je aan de hand hiervan voor alle stoffen bepaalt hoeveel er zal reageren. Bij **evenwichtsreacties** bepaal je de beginhoeveelheden van alle stoffen gebruik je de **evenwichtsvoorwaarde** om de verandering te bepalen.

In het lichaam vinden heel veel evenwichtsreacties plaats. Echter, deze zijn vaak erg complex en geven zeer ingewikkelde evenwichtsvoorwaarden. Daarom worden hier meer simpele scheikundige voorbeelden gebruikt.

Oefeningen

1. 5 gram calciumcarbonaat wordt gebruikt voor de productie van calciumoxide en CO_2 bij 298 K. Bepaal hoeveel gram calciumoxide er gevormd wordt. De evenwichtsconstante is $1,9 * 10^{-23}$ (volg het rekenvoorbeeld).
2. Stikstof en waterstof reageren tot ammonia (NH_3) in een evenwichtsreactie.
 - Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde voor deze reactie.
Voor deze reactie wordt 1,57 mol stikstof (N_2) gemengd met 1,92 mol H_2 en 8,13 mol NH_3 in een reactievat van 20 liter. De evenwichtsconstante is $1,7 * 10^2$.
 - Is deze reactie in evenwicht? Zo niet, welke kant schuift het evenwicht op?
3. Bij hoge temperaturen (500 K) kunnen uit waterstofgas (H_2) twee H-atomen ontstaan:

$$\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}(\text{g})$$
 De evenwichtsconstante bij deze reactie is $1,2 * 10^{-42}$.
 - Wat verwacht je aan de hand van de evenwichtsvoorwaarde over de verhouding tussen hoeveelheden H_2 en H bij 500 K?
 - Geef de evenwichtsvoorwaarde voor deze reactie.

4. Waterstofsulfide (H_2S) heeft een heel sterke geur van rotte eieren. Waterstofsulfide komt voor in aardgas, maar wordt bijvoorbeeld ook door darmbacteriën geproduceerd. H_2S kan gevormd worden uit zwavel (S_2) en waterstof (H_2).
- Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde van deze reactie.
 - Wat is de evenwichtsconstante wanneer $[\text{H}_2] = 2,1 \cdot 10^{-1} \text{ M}$, $[\text{S}_2] = 1,1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ en $[\text{H}_2\text{S}] = 7,3 \cdot 10^{-1} \text{ M}$.
5. Stikstofmonoxide is een stof die in het lichaam wordt aangemaakt omdat het zorgt voor sterke verwijding van bloedvaten. Stikstofmonoxide wordt op kleine schaal ook als geneesmiddel gebruikt. Opslag in een omgeving waar ook zuurstof aanwezig is leidt echter tot de omzetting van stikstofmonoxide in stikstofdioxide:



De evenwichtsconstante voor deze reactie is $6,9 \cdot 10^5$ bij 500 K.

In een reactievat van 5 liter zit 0,060 mol NO, 1,0 mol O_2 en 0,80 mol NO_2 . Is dit mengsel in evenwicht? Zo niet, welke kant zal de reactie op verlopen?

Bij de reacties van zwakke zuren en basen zal er nog veel gerekend worden met evenwichtsreacties. Daar zullen ook meer oefeningen volgen waarbij er gerekend wordt met evenwichtsreacties.

4. Het principe van LeChatelier en het verschuiven van evenwichten

Evenwichten reageren op veranderingen in de omgeving. Het toevoegen of verwijderen van reactanten en/of producten, het veranderen van de temperatuur of de druk hebben allemaal invloed op de ligging van het evenwicht. Evenwichten gedragen zich volgens het principe van LeChatelier. Het principe van LeChatelier stelt:

Een evenwicht zal proberen zichzelf in stand te houden. Volgens LeChatelier's principe zal het evenwicht een verandering tegenwerken.

Een voorbeeld: $\text{A (aq)} + \text{B (aq)} \rightleftharpoons \text{C (aq)} + \text{D(g)} + \text{energie}$

Verandering van concentraties

Als je meer A toevoegt, zal de evenwichtsconstante (K_{eq}) kleiner worden (A staat immers in de noemer), en om weer evenwicht te bereiken, moet er meer C en D worden gevormd ten opzichte van A en B. Het systeem zal deze verandering tegenwerken door A en B om te zetten in C en D, waardoor het evenwicht naar rechts verschuift. Aan de andere kant, als je A verminderd, zal het systeem dit tegenwerken door C en D om te zetten in A en B, waardoor het evenwicht naar links verschuift.

Veranderingen van druk

Als de druk wordt verhoogd, dan zal het systeem dat proberen te verlagen door gassen om te zetten in vloeistoffen of vaste stoffen (minder gas, dus de druk daalt). In het voorbeeld zal het evenwicht naar links verschuiven omdat D een gas is en A en B niet. Als de druk wordt verlaagd, dan zal het systeem juist proberen de druk te verhogen, door meer gassen te produceren (evenwicht verschuift naar rechts).

Verandering van de temperatuur

Het omzetten van A en B in C en D is een exotherme reactie (er komt energie bij vrij). Het omzetten van C en D in A en B is dus een endotherme reactie (er is energie voor nodig).

Als jij de temperatuur verhoogt, dan zal het systeem proberen de temperatuur te verlagen. Het zal dus energie verbruiken door middel van de endotherme reactie. Het evenwicht schuift dan dus naar links. Als je de temperatuur verlaagt, dan zal het systeem proberen de temperatuur te verhogen.

Daarvoor is energie nodig. Die energie komt uit de exotherme reactie, dus zal het evenwicht naar rechts verschuiven (dat levert immers energie op, zoals je ook in de reactievergelijking kunt zien).

Het toevoegen van een katalysator

Een katalysator verandert wel de reactiesnelheid, maar niet de ligging van het evenwicht. Een katalysator heeft dus geen invloed op de verhouding van producten en reactanten.

Oefeningen

1. $Q \text{ (aq)} + Z \text{ (aq)} \rightleftharpoons Y \text{ (aq)}$
 - a. Naar welke kant verschuift het evenwicht als je de concentratie van Q verhoogt?
 - b. De vorming van Y is een exotherme reactie. Naar welke kant verschuift het evenwicht als je de temperatuur verhoogt?

2. $Q \text{ (aq)} + Z \text{ (aq)} \rightleftharpoons V \text{ (aq)} + X \text{ (g)} + \text{energie}$
 - a. Naar welke kant verschuift het evenwicht als je de concentratie van V verhoogt?
 - b. Naar welke kant verschuift het evenwicht als je de druk verhoogt?
 - c. Naar welke kant verschuift het evenwicht als je de temperatuur verlaagt?
 - d. Wat gebeurt er met de ligging van het evenwicht als je een katalysator toevoegt?

3. Bekijk onderstaande reactievergelijkingen:
 $A + B \rightleftharpoons C + D \quad (1)$
 $C + E \longrightarrow F \quad (2)$
Reactie 1 is een evenwichtsreactie en reactie 2 is een aflopende reactie.
 - a) Je hebt in een bekerglas een oplossing met een evenwicht 1, er zitten dus alleen A, B, C en D in de oplossing. Wat gebeurt er met dit evenwicht 1 wanneer je E toevoegt?
 - b) Wat gebeurt er met de concentratie van A wanneer je meer van F toevoegt?
 - c) Stel dat reactie 2 ook een evenwichtsreactie is, wat gebeurt er dan met de concentratie van A wanneer je meer F toevoegt?

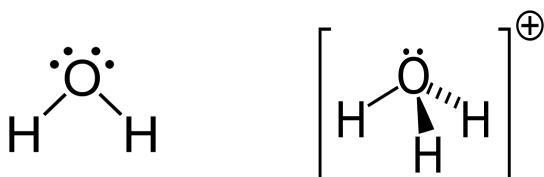
4. $G + H \rightleftharpoons I + J \quad (1)$
 $J + K \rightleftharpoons L + M \quad (2)$

Je hebt een situatie met twee evenwichten, waarin stof J in beide evenwichtsreacties voorkomt.

- a. Wat gebeurt er met beide evenwichten als je meer H toevoegt?
- b. Wat gebeurt er met de evenwichten 1 en 2 als je meer J toevoegt?

5. Zuren

Zuren zijn stoffen die in water een proton (H^+) kunnen afstaan, wat we dissociatie noemen. Er zijn twee soorten zuren: sterke zuren en zwakke zuren. Sterke zuren geven in water volledig een H^+ af. Dit resulteert in een aflopende reactie waarbij alle zure moleculen hun H^+ afstaan aan water (=evenwicht 100% rechts). Zwakke zuren daarentegen geven een deel van hun moleculen een H^+ af in water. Dit leidt tot een evenwichtsreactie, waarbij er een balans is tussen de moleculen die H^+ afstaan en diegenen die dat niet doen. De afgegeven protonen worden geabsorbeerd door water, waardoor hydroniumionen (H_3O^+) ontstaan.



Figuur 3. De Lewisstructuren van water (H_2O) en het hydronium ion (H_3O^+).

Reactievergelijkingen voor dissociatie van zuren.

Bij het opstellen van een **reactievergelijking** voor de dissociatie een zuur neem je de volgende stappen.

Leeswijzer: In de uitleg staat A voor zuur ($A = Acid$). HA is het zuur met het proton er nog aan en A^- is het molecuul nadat het proton is afgestaan.

Stappenplan

1. links van de pijl schrijf je de reactanten op. In dit geval dus het zuur (HA) en water (=oplosmiddel).



2. rechts van de pijl schrijf je de producten op.

- a. je weet dat het zuur een H^+ afstaat, dus is het product van het zuur dezelfde structuurformule, maar dan het een H minder:



- b. omdat er alleen een proton wordt afgestaan, en geen elektron, heeft de H een lading van +1. Dat betekent dat er een elektron achterblijft bij het molecuul, dus verandert de lading van het zuur met -1. Als het molecuul al een lading had, trek je daar 1 vanaf:

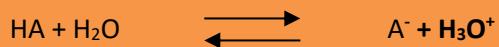


- c. Het watermolecuul neemt de proton op die afgestaan wordt, dus ontstaat er als product H_3O^+ . Omdat de H^+ een positieve lading heeft, is H_3O^+ dus ook positief geladen!



3. Nu moeten we nog bepalen of er een **enkele** of een **dubbele pijl** moet komen te staan. Als we te maken hebben met de dissociatie van **een zwak zuur**, dan moet er een dubbele pijl komen te staan. Dat betekent dus dat een deel van de zuur moleculen een H^+ afstaat. Van de zuurmoleculen die een H^+ afstaan, neemt een deel ook weer een H^+ op (evenwicht). Omdat er continu moleculen zijn die een H^+ opnemen en moleculen zijn die een H^+ afstaan, ontstaat er een **evenwicht**.

Dus de reactievergelijking voor de dissociatie van een **zwak zuur** schrijven we als volgt:



Als we te maken hebben met een **sterk zuur**, dan zijn er verwaarloosbaar weinig moleculen die weer een H^+ opnemen. We schrijven de reactie dan maar met een **enkele pijl**. De reactievergelijking voor de dissociatie van een **sterk zuur** schrijven we als volgt:



Voorbeeld 1: een zwak zuur

Geef de reactievergelijking voor de dissociatie op van het zwakke zuur azijnzuur (CH_3COOH) in water:

1. de reactanten: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$
2. de producten CH_3COOH wordt CH_3COO^- (een H minder en de lading ook 1 minder)
 H_2O wordt H_3O^+ (een H meer en de lading ook 1 meer)
3. er staat dat azijnzuur een zwak zuur is, dus moet er een dubbele pijl komen te staan:



Voorbeeld 2: een sterk zuur

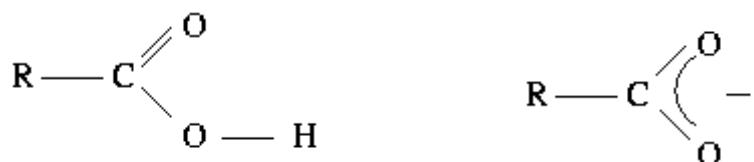
Zoutzuur is een veelgebruikt sterk zuur (HCl). Zoutzuur is een zout dat in water direct volledig uit elkaar valt in H^+ en Cl^- . Je lost dus eigenlijk gewoon H^+ op in water. Het H^+ zal gelijk met een watermolecul binden tot H_3O^+ .

Dus de reactievergelijking van de dissociatie van zoutzuur in water:



Let er op dat deze reactie dus met **een enkele pijl** geschreven is.

Een veel voorkomende zure groep, die in veel verschillende moleculen voorkomt is COOH , oftewel carbonzuur (zie figuur 16). Deze carbonzuurgroep zit bijvoorbeeld in moleculen zoals azijnzuur, melkzuur, mierenzuur, maar ook bijvoorbeeld vetzuren hebben een carbonzuurgroep. De H aan de O kan worden afgestaan.



Figuur 4, structuur van een carbonzuur. R is een restgroep. Links zie je de ongedissocieerde carbonzuur (RCOOH) en rechts het carbonzuur na dissociatie (RCOO^-).

Oefeningen

1. a. Leg uit wat een zuur is.
b. Wat is het verschil tussen een zwak zuur en een sterk zuur?
2. Geef de reactievergelijking van de dissociatie van het zwakke zuur paracetamol ($C_8H_9NO_2$) in water.
3. Geef de reactievergelijking van de dissociatie van het sterke zuur waterstofjodide (HJ) in water

6. Basen

Basen zijn stoffen die een **proton (H^+) op kunnen nemen**, bijvoorbeeld van water. Net als bij zuren, maken we onderscheid tussen **sterke basen**, waarvan alle moleculen in water direct een H^+ opnemen, en **zwakke basen**, waarvan slechts een deel van de moleculen een H^+ opnemen. Bij zwakke basen is er net als bij zwakke zuren sprake van een evenwichtsreactie. De bron van de protonen die opgenomen kunnen worden door de base kan water zijn of een zuur. Wanneer water de protonen levert zal er een **hydroxide (OH^-) ion ontstaan** (H_2O min een H^+). Wanneer het proton afkomstig is van een ander zuur, dan is er sprake van een **zuur-base reactie**. In de uitleg staat B voor base ($B = \text{base}$). B is de base en BH^+ is een base die een H^+ op heeft genomen.



Figuur 5. De Lewisstructuren van water (H_2O) en het hydroxide ion (OH^-).

Stappenplan: het opstellen van een reactievergelijking voor reactie van een base met water

Wanneer je de **reactievergelijking** moet stellen van de **reactie van een base met water**, dan volg je dezelfde stappen als bij het opstellen van een reactievergelijking voor een zuur.

1. links van de pijl schrijf je de reactanten op, in dit geval de base (B) en water.



2. rechts van de pijl schrijf je de producten op.

- a. je weet dat de base een H^+ opneemt, dus is het product de base met een extra H:



- b. omdat er alleen een proton wordt opgenomen en geen elektron, heeft de H een lading van +1. Dat betekent dus dat de lading van de base positief wordt:



- c. het watermolecuul staat een proton af, dus verliest 1 H en krijgt een negatieve lading, oftewel wordt OH^- :



3. Net als bij zuren geldt dat er bij sterke basen een enkele pijl wordt gebruikt, omdat een verwaarloosbaar klein deel van de moleculen weer een proton zal afstaan. Bij zwakke basen is er sprake van een evenwichtssituatie, dus gebruik je een dubbele pijl.

Dus bij de reactievergelijking van een **sterke base** met water schrijven we:



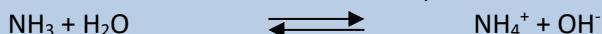
Wanneer we te maken hebben met een **zwakke base** met water schrijven we:



Voorbeeld 1: een zwakke base

Geef de reactievergelijking voor de reactie van de zwakke base ammonia (NH_3) met water:

1. de reactanten: $NH_3 + H_2O$
2. de producten NH_3 wordt NH_4^+ (een H meer en de lading ook 1 meer)
 H_2O wordt OH^- (een H minder en de lading ook 1 minder)
3. er staat dat ammonia een zwakke base is, dus moet er een dubbele pijl komen te staan, dus:



Voorbeeld 2: een sterke base

Geef de reactievergelijking van de dissociatie van de sterke base natronloog.

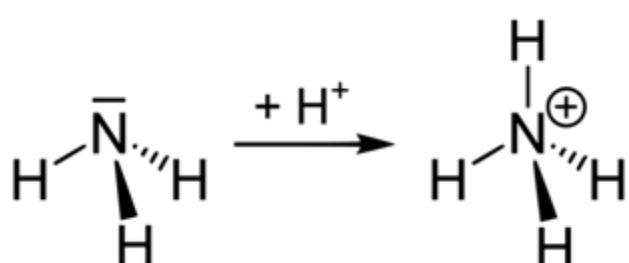
Natronloog is een sterke base ($NaOH$). Wanneer natronloog toegevoegd wordt aan water, valt het direct uiteen in Na^+ en OH^- . Je voegt dus eigenlijk gewoon 'pure' OH^- toe aan water, alleen is het als vaste stof een zout samen met natrium.

1. De reactant: $NaOH$
2. De producten Natronloog valt uiteen in $Na^+ OH^-$.
 Bij sommige basen heb je dus geen water nodig om OH^- te krijgen, het OH^- komt van de base zelf.
 Het kan duidelijker zijn om aan te geven dat het hier gaat om het oplossen van natronloog door bij de ionen te zetten dat ze opgelost zijn, dus met (aq) erachter.
3. Natronloog is een sterke base, dus zal er een enkele pijl in de reactievergelijking komen te staan, dus:



Veel voorkomende basische stoffen in de natuur bevatten vaak een stikstofatoom. Een stikstofatoom heeft normaal gesproken drie bindingen, maar er kan ook een vierde binding ontstaan. Op deze wijze

kan een stikstofatoom een binding aangaan met een proton (H^+). Dit gebeurt bijvoorbeeld bij de omzetting van ammoniak in ammonium (zie figuur 6). Een stikstofatoom met 4 bindingen is positief geladen.



Ammoniak (NH_3)

Ammonium (NH_4^+)

Figuur 6, omzetting van ammoniak in ammonium, waarbij er een vierde binding aangegaan wordt door het stikstofatoom.

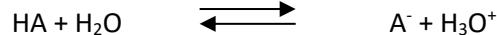
Oefeningen

1. a. Wat is een base?
- b. Wat is het verschil tussen een sterke en een zwakke base?
2. Geef de reactievergelijking van de reactie van de zwakke base pyridine (C_5H_5N) met water.
3. Zowel natronloog als kaliloog korrels kunnen worden gebruikt als gootsteenontstopper. Geef de reactievergelijking van de reactie van de sterke base kaliloog (KOH) met water.
4. Geef de reactievergelijking voor de verbranding van sucrose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
5. Geef de reactievergelijking van de dissociatie van het zwakke zuur aspirine ($C_9H_8O_4$) in water.
6. **Geef de reactievergelijking van de reactie van de zwakke base nicotine ($C_{10}H_{14}N_2$) met water.**

7. Zuurconstanten

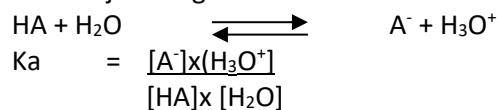
Voor evenwichtsreacties geldt een evenwichtsvoorwaarde. De evenwichtsvoorwaarde geeft aan hoeveel producten er ten opzichte van de reactanten gevormd worden. Dit zegt dus iets over de **ligging van het evenwicht**.

Evenwichten zijn van groot belang voor de dissociatie van **zwakke zuren**, omdat dit evenwichtsreacties zijn:



Net als bij andere evenwichtsreacties kan er een evenwichtsvoorwaarde opgesteld worden. K is hierbij de **evenwichtsconstante**. De evenwichtsconstante is afhankelijk van de temperatuur, dus als de temperatuur verandert, verandert de evenwichtsconstante ook. Het toevoegen van meer zuur of base verandert de **evenwichtsconstante niet!**

Voor zwakke zuren kun je de algemene evenwichtsvoorwaarde opstellen:



De evenwichtsconstante bij de dissociatie van een zuur noemen we de **zuurconstante Ka**. Omdat bij deze reacties het water het oplosmiddel is en in zeer hoge concentraties aanwezig is, nemen we water in deze evenwichtsvoorwaarden nooit mee. Dus:

$$Ka = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA][H_2O]} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

De **zuurconstante** geeft informatie over de sterkte van het zuur. Hoe sterker een zuur is, des te meer moleculen een proton af zullen staan, en dus des te meer product er zal zijn ten opzichte van de reactanten. Dat betekent dat **hoe sterker een zuur is, des te groter zal de Ka zijn**, omdat in de breuk de teller dan dus groter zal zijn ten opzichte van de noemer. Hoe zwakker een zuur, des te minder producten er gevormd zullen worden, en dus des te kleiner de Ka zal zijn.

Bij **sterke zuren** is er geen sprake van een evenwichtssituatie. De hoeveelheid reactant die in een oplossing van een sterk zuur aanwezig is, is verwaarloosbaar klein. De K_a die je zou berekenen, zou daardoor oneindig groot worden (de noemer van de breuk is immers verwaarloosbaar klein ten opzichte van de teller). Voor een sterk zuur wordt de K_a dan ook vaak aangegeven als $K_a \gg 1$ (oftewel K_a is vele malen groter dan 1) en deze is niet te exact te berekenen.

De zuurconstante is een **stofeigenschap** en zegt iets over het gedrag van een zuur (hoe 'graag' het zuur een proton afstaat). Elk zwak zuur heeft zijn eigen zuurconstante, die aangeeft hoe zwak het zwakke zuur is. Wanneer je **zuur** (HA) of **de geconjugeerde base** (A^-) toevoegt aan een evenwichtssituatie, zou de evenwichtsvoorwaarde niet meer kloppen. Volgens het principe van LeChatelier zal het evenwicht dan als reactie op zo'n verandering gaan verschuiven, totdat de evenwichtsvoorwaarde weer klopt.

Stappenplan

- Om de evenwichtsvoorwaarde op te stellen moet je eerst de reactievergelijking opstellen:



- De evenwichtsvoorwaarde bestaat uit evenwichtsconstante K . Omdat er hier sprake is van e dissociatie van een zuur is de constante de zuurconstante (K_a):

$$K_a =$$

- Om de evenwichtsvoorwaarde op te stellen vermenigvuldig je de concentraties van de producten. Wanneer stoffen in een andere verhouding dan 1:1 met elkaar reageren worden deze verhoudingen als exponenten weergegeven zoals op de vorige pagina voorgedaan. Dit is de teller van de evenwichtsvoorwaarde. Dit is de teller van de breuk:

$$K_a = [A^-]^x [H_3O^+]^y$$

- Vervolgens schrijf je het product van de concentraties van de reactanten in de noemer van de breuk. Denk ook hierbij om de molverhoudingen van de reactanten. Water nemen we bij zuren en basen niet mee in de reactievergelijking:

$$K_a = \frac{[A^-]^x [H_3O^+]^y}{[HA]}$$

Voorbeeld

Stel de evenwichtsvoorwaarde op voor de dissociatie van het zwakke zuur aspirine ($C_9H_8O_4$)

Hiervoor moeten we eerst de reactievergelijking opstellen:



Vervolgens kunnen we de evenwichtsvoorwaarde opstellen:

$$K_a = \frac{[C_9H_7O_4^-][H_3O^+]}{[C_9H_8O_4]}$$

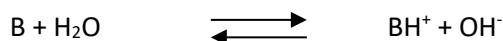
Oefeningen

1. Stel de evenwichtsvoorwaarde op voor de dissociatie van het zwakke zuur azijnzuur (CH_3COOH) in water.
2. Stel de evenwichtsvoorwaarde op voor de dissociatie van het zwakke zuur paracetamol ($\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$) in water.
3. a. Stel de evenwichtsvoorwaarde op voor de dissociatie van het sterke zuur zoutzuur (HCl) in water.
b. Wat voor waarde zal de zuurconstante hebben van HCl?
4. **Paracetamol heeft een zuurconstante van $1,2 \times 10^{-10}$ en aspirine heeft een zuurconstante van $3,3 \cdot 10^{-4}$. Welke van deze twee is een sterker zuur?**

8. Baseconstanten

Voor zwakke basen is er net als bij zwakke zuren sprake van een evenwichtssituatie en kan er dus een evenwichtsvoorwaarde worden opgesteld. Hierbij wordt water wederom niet meegenomen in de evenwichtsvoorwaarde. De evenwichtsconstante van de reactie van een zwakke base met water wordt de **baseconstante (K_b)** genoemd.

De standaard evenwichtsvoorwaarde voor zwakke basen is als volgt:



De evenwichtsvoorwaarde:

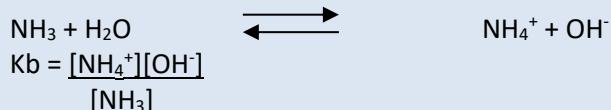
$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Net als bij zwakke zuren geldt voor zwakke basen: hoe hoger de K_b des te sterker de base. De K_b van sterke basen is net als de K_a van sterke zuren zeer groot en wordt doorgaans aangeduid als K_b >> 1.

Voorbeeld

Stel de evenwichtsvoorwaarde op voor de reactie van de zwakke base ammonia met water.

Hiervoor moet eerst weer de reactievergelijking opgesteld worden:

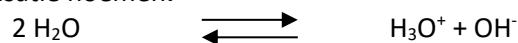


Oefeningen

1. Stel de evenwichtsvoorwaarde op van de reactie van de zwakke base pyridine (C_5H_5N) met water.
2. Stel de evenwichtsvoorwaarde op van de reactie van de zwakke base ethylamine (CH_3NH_2) met water.
3. a. Stel de evenwichtsvoorwaarde op van de reactie van de sterke base NaOH met water.
b. Wat voor waarde zal de baseconstante van NaOH zijn?
4. **Pyridine heeft een K_b van $1,7 \cdot 10^{-9}$ en ethylamine heeft een K_b van $5,6 \cdot 10^{-4}$. Welke van de twee basen is sterker?**

9. De waterconstante

Water is een bijzonder molecuul. Het is een amfiprotisch molecuul, wat betekent dat het zowel als zuur als base kan optreden. Bovendien kan het met zichzelf reageren tot H_3O^+ en OH^- in een reactie die we zelf-ionisatie noemen:



Deze reactie is een evenwichtsreactie, waarvoor je ook een evenwichtsvoorwaarde op kunt stellen. Net als bij de zuur en basereacties nemen we water niet mee in de evenwichtsvoorwaarde.

$$K_w = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2} = [H_3O^+][OH^-]$$

De constante van de zelf-ionisatie van water noemen we de **waterconstante (K_w)** en deze is **altijd** 10^{-14} . Dat betekent dat in elke oplossing in evenwicht, de concentratie H_3O^+ vermenigvuldigd met de concentratie OH^- 10^{-14} zal zijn:

$$10^{-14} = [H_3O^+][OH^-]$$

In water dat neutraal is, is evenveel zuur als base aanwezig. Aan de hand van de waterconstante kun je dan berekenen dat:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} M$$

In een neutrale oplossing is de concentratie dus H_3O^+ gelijk aan de concentratie OH^- en die is dus $10^{-7} M$. Dus in een **neutrale oplossing** is de concentratie H_3O^+ **altijd** $10^{-7} M$ en is de concentratie OH^- ook **altijd** $10^{-7} M$.

Je kunt de concentratie OH^- dus altijd berekenen wanneer je de concentratie H_3O^+ weet, want

$$\frac{K_w}{[H_3O^+]} = [OH^-] \quad (\text{delen door } [H_3O^+])$$

En andersom kun je de concentratie H_3O^+ altijd berekenen wanneer je de concentratie OH^- weet, want

$$\frac{K_w}{[OH^-]} = [H_3O^+] \quad (\text{delen door } [OH^-])$$

Voorbeeld

Een oplossing heeft een concentratie H_3O^+ van $5 * 10^{-3}$ M. Wat is de concentratie OH^- ?

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{5 * 10^{-3}} = 2 * 10^{-12} \text{ M}$$

Denk hierbij om de eenheid!

Oefening

1. Een oplossing heeft een concentratie H_3O^+ van $7,9 * 10^{-5}$ M.
 - a. Wat is de concentratie OH^- in deze oplossing?
 - b. Is deze oplossing zuur of basisch? (zit er meer H_3O^+ of meer OH^- in deze oplossing)?

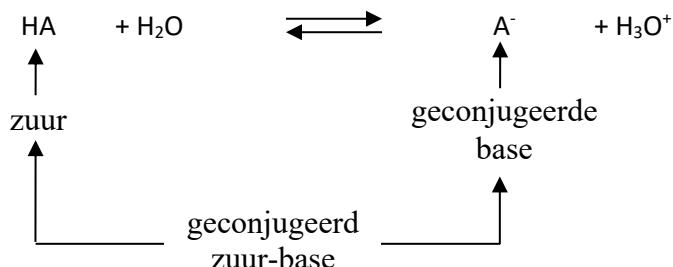
2. Een oplossing heeft een concentratie OH^- van $10^{-4,5}$ M.
 - a. wat is de concentratie H_3O^+ in deze oplossing?
 - b. Is deze oplossing zuur of basisch?

3. Een oplossing heeft een concentratie H_3O^+ van $3,7 * 10^{-12}$ M.
 - a. wat is de concentratie OH^- in deze oplossing?
 - b. Is deze oplossing zuur of basisch?

10. Zuur-base paren

Zoals hierboven is beschreven, is een zuur een stof die een proton af kan staan en is een base een stof die een proton op kan nemen.

Nadat een zuur een proton heeft afgestaan, ontstaat de **geconjugeerde base** van dat zuur. Deze geconjugeerde base kan weer een proton opnemen, waardoor weer het zuur ontstaat. In een evenwichtsreactie gebeuren beide reacties (de dissociatie van het zwakke zuur en de opname van een proton door de geconjugeerde base). We noemen het zuur en zijn geconjugeerde base een **geconjugeerd zuur-base paar**.



Wanneer je een geconjugeerde base (bijvoorbeeld als zout met natrium of kalium) oplost in water zal de geconjugeerde base zich ook als base gedragen.

Voorbeeld

Azijnzuur (CH_3COOH) is een zwak zuur:

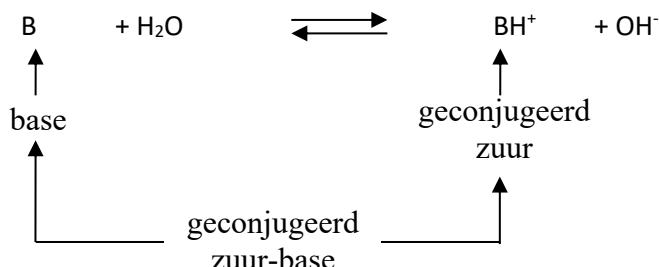


De geconjugeerde base van azijnzuur is acetaat (CH_3COO^-). Acetaat is verkrijgbaar als zout: natriumacetaat (NaCH_3COO). Wanneer je dit zout oplost in water, valt het direct uit elkaar in ionen: Na^+ en CH_3COO^- . Het CH_3COO^- kan vervolgens als base reageren met water:



Wanneer je azijnzuur (een zwak zuur) oplost in water, zal de oplossing **zuur** worden, omdat een deel van het azijnzuur dissociert. Hierbij ontstaat H_3O^+ , waardoor de oplossing zuur wordt. Wanneer je natriumacetaat (een geconjugeerde base) oplost in water, zal de oplossing **basisch** worden, omdat het acetaat als base reageert en een proton op kan nemen van water. Hierdoor ontstaat OH^- .

Het omgekeerde geldt voor **zwakke basen**. Wanneer een zwakke base een proton opneemt, ontstaat het **geconjugeerde zuur** van deze base. Dit geconjugeerde zuur kan weer dissociëren in water, waarbij het proton weer vrij komt. Ook een zwakke base en zijn geconjugeerde zuur noemen we een **geconjugeerd zuur-base paar**.

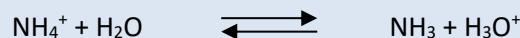


Voorbeeld

Ammonia (NH_3) is een zwakke base:



Ammoniak is het geconjugeerde zuur van ammonia. De reactievergelijking van de dissociatie van het geconjugeerde zuur ammoniak in water:

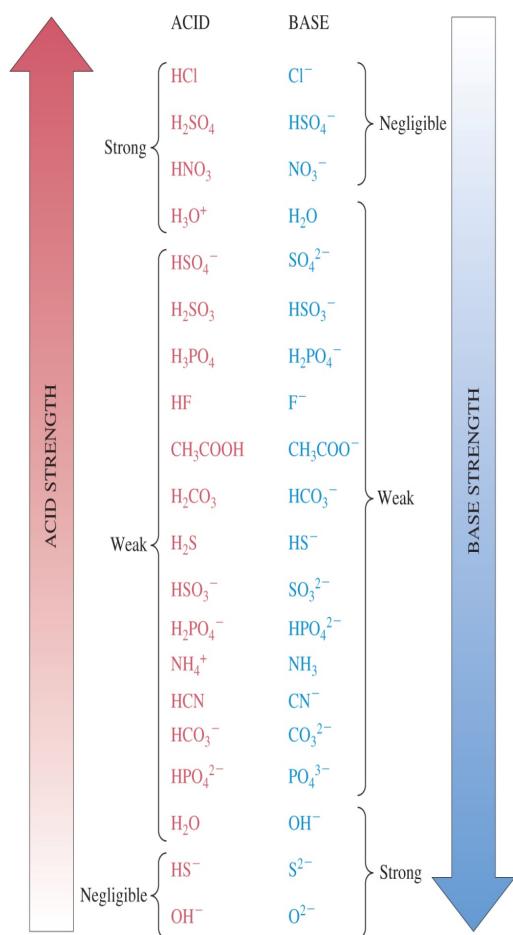


De sterkte van geconjugeerde zuur-base paren

Voor geconjugeerde zuur-baseparen geldt dat **hoe zwakker het zuur, des te sterker zijn geconjugeerde base** (zie figuur 19). Wanneer een zuur erg zwak is, betekent dat dat de binding met het proton sterk is en dus niet snel verbroken zal worden. Er zal dus relatief veel niet-dissociëerd zuur aanwezig zijn en relatief weinig van de geconjugeerde base. De zuurconstante is dan ook een klein getal.

Wanneer je de geconjugeerde base in oplost, zal deze relatief veel binden met protonen, en ontstaat dus veel van het geconjugeerde zuur. De baseconstante van deze reactie zal dan ook een groot getal zijn.

Sterke basen hebben een zeer zwak geconjugeerd zuur. De hoeveelheid geconjugeerd zuur die dissociert is **verwaarloosbaar klein**. **Sterke** zuren hebben een zeer zwakke geconjugeerde base. De hoeveelheid van de geconjugeerde base die een proton opneemt, is **verwaarloosbaar klein**.



Figuur 7. Overzicht van zuren en hun geconjugeerde basen. Hierin is te zien dat hoe sterker het zuur, hoe zwakker de geconjugeerde base, en andersom.

Oefeningen

1. Nicotine ($C_{10}H_{14}N_2$) is een zwakke base. Het geconjugeerde zuur van nicotine is nicotinezuur.

a. Geef de reactievergelijking van de reactie van nicotine met water

b. Geef de reactievergelijking van de reactie van nicotinezuur met water.

c. Wanneer je nicotine oplost in water, zal de oplossing dan zuur of basisch worden?

2. Aspirine ($C_9H_8O_4$) is een zwak zuur.

a. Geef de reactievergelijking van aspirine met water.

b. Wat is de molecuulformule van de geconjugeerde base van aspirine?

c. Geef de reactievergelijking van de geconjugeerde base van aspirine met water.

d. Als je aspirine oplost in water, zal de oplossing dan zuur of basisch worden?

3. Salmiak (NH_4Cl) is een zout van ammoniak en chloride. Ammoniak is een zwak zuur.

a. Geef de reactievergelijking van de reactie van salmiak met water.

b. Is een oplossing met salmiak in water zuur of basisch?

Salmiak (een vaste stof) wordt gemaakt door het gas ammonia (NH_3) door de vloeistof zoutzuur (HCl) te leiden. Een fabriek wil een ton salmiak maken voor de productie van snoepgoed.

c. Geef de reactievergelijking voor de vorming van salmiak (ga uit van een volledig verlopende reactie)

d. Hoeveel mol zoutzuur en ammonia heb je nodig voor deze reactie?

e. Hoeveel m^3 zoutzuur (zoutzuur heeft een dichtheid van 1,490 gram/l) heb je hiervoor nodig?

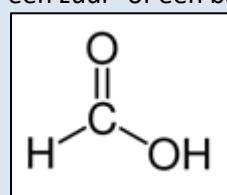
f. Hoeveel liter ammonia heb je nodig, wanneer de reactie plaats vindt bij 15 °C? Ga er vanuit dat het volume van 1 mol gas bij STP (1,0 atm en 273 K) 22,4 liter is.

4a. Geef de reactievergelijking van de dissociatie van het zwakke zuur mierenzuur in water (zie structuurformule).

b. Wat is de geconjugeerde base van mierenzuur?

c. Geef de reactievergelijking voor de reactie van deze geconjugeerde base met water

d. Geef de evenwichtsvoorwaarde voor de reactievergelijking van c. Is de evenwichtsconstante hier een zuur- of een baseconstante?



5a. Geef de reactievergelijking van de reactie van de zwakke base cafeïne ($C_8H_{10}N_4O_2$) met water

b. Wat is het geconjugeerde zuur van cafeïne?

c. Geef de reactievergelijking voor de reactie van dit geconjugeerde zuur met water.

d. Geef de evenwichtsvoorwaarde voor de reactievergelijking van c. Is de evenwichtsconstante hier een zuur- of een baseconstante?

11. Het omrekenen van de K_a naar de K_b

Zoals eerder beschreven, zegt de K_a iets over de sterkte van een zuur (hoe sterker het zuur, des te hoger de K_a) en zegt de K_b iets over de sterkte van een base (hoe sterker een base, des te hoger de K_b).

Hierboven is al uitgelegd dat wanneer een zwak zuur een **vrij sterk zuur** is (maar nog wel een zwak zuur) dan is de geconjugeerde base een **erg zwakke base**. En als een zuur een erg **zwak zuur** is, dan is de geconjugeerde base een vrij **sterke base**. Dat betekent dus ook dat hoe kleiner de K_a van een zuur is, des te groter de K_b van de geconjugeerde base. En hoe kleiner de K_b van een base, des te groter de K_a van het geconjugeerde zuur. De K_a van een zuur en de K_b van de geconjugeerde base zijn dus **omgekeerd evenredig** met elkaar.

Wanneer je de K_a van het zuur vermenigvuldigt met de K_b van de geconjugeerde base, is het product **altijd de waterconstante (10^{-14})**:

$$K_a \times K_b = K_w$$

Wanneer je de K_a van een zuur weet, dan kun je dus de K_b van de geconjugeerde base uitrekenen:

$$\begin{aligned} K_a \times K_b &= K_w && \text{(delen door } K_b\text{)} \\ K_a &= \frac{K_w}{K_b} \end{aligned}$$

Wanneer de K_b van een base weet, dan kun je dus ook de K_a van het geconjugeerde zuur uitrekenen:

$$\begin{aligned} K_a \times K_b &= K_w && \text{(delen door } K_a\text{)} \\ K_b &= \frac{K_w}{K_a} \end{aligned}$$

Een voorbeeld

Azijnzuur (CH_3COOH) is een zwak zuur met een K_a van $5,8 \cdot 10^{-5}$. Bereken de K_b van de geconjugeerde base van azijnzuur (=acetaat).

Acetaat is de geconjugeerde base van azijnzuur. Dat betekent dat K_a van azijnzuur vermenigvuldigd met de K_b van acetaat gelijk is aan 10^{-14} :

$$\begin{aligned} K_a \times K_b &= K_w && \text{(delen door } K_a\text{)} \\ K_b &= \frac{K_w}{K_a} \end{aligned}$$

Nu kunnen we de formule invullen: $K_b = 10^{-14}/5,8 \cdot 10^{-5} = 1,724 \dots \cdot 10^{-10} = 1,7 \cdot 10^{-10}$

Wat betekent dit nu?

De reactievergelijking van de dissociatie van azijnzuur in water:



De evenwichtsvoorwaarde die hierbij hoort:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 5,8 \cdot 10^{-5}$$

Maar als je acetaat (een zwakke base) op zou lossen in water, dan gebeurt er het volgende:



De evenwichtsvoorwaarde die bij deze reactie hoort:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Oefeningen

Melkzuur ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$) is een zwak zuur met een K_a van $1,4 \cdot 10^{-4}$.

1. a. Geef de reactievergelijking van de dissociatie van melkzuur in water
- b. Wat is de geconjugeerde base van melkzuur?
- c. Wat is de K_b van deze geconjugeerde base?
- d. Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde die hoort bij deze K_b

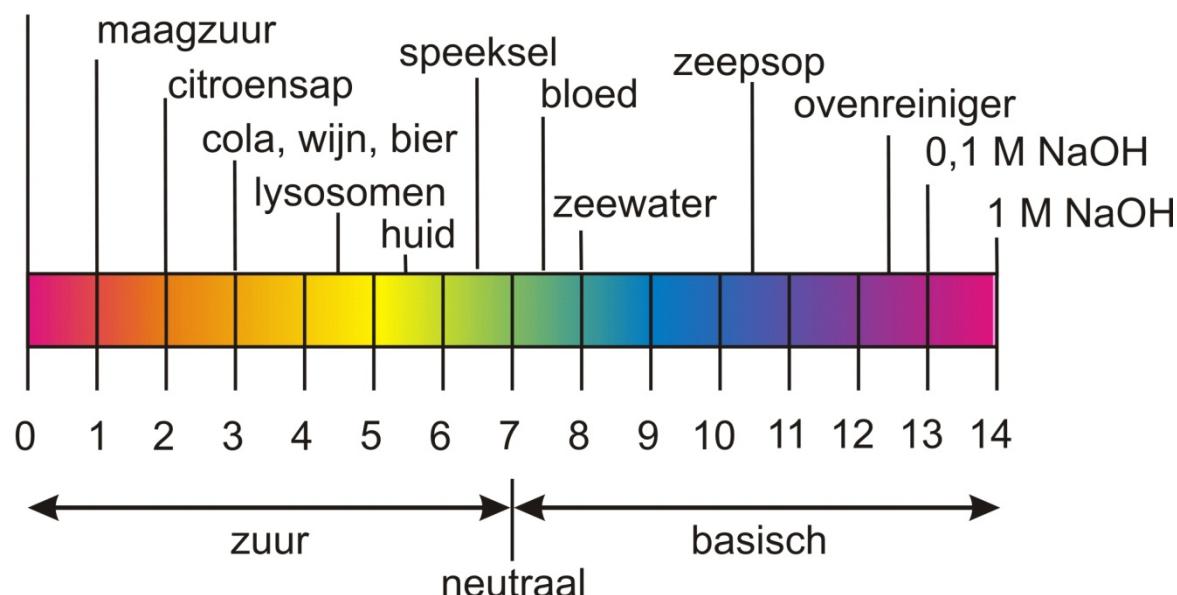
Nicotine ($\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$) is een zwakke base met een K_b van $1,05 \cdot 10^{-6}$.

2. a. Geef de reactievergelijking van de reactie van nicotine met water
- b. Wat is het geconjugeerde zuur van nicotine?
- c. Wat is de K_a van dit geconjugeerde zuur?
- d. Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde die hoort bij deze K_a

12. Rekenen met pH en pOH

De zuurgraad van een oplossing wordt bepaald door de concentratie H_3O^+ . Hoe meer H_3O^+ in een oplossing, des te zuurder de oplossing. Omgekeerd wordt de 'basischheid' van een oplossing bepaald door de concentratie OH^- -ionen. Zoals in het hoofdstuk over de waterconstante besproken, is het product van de concentratie H_3O^+ en OH^- altijd 10^{-14} . Dat betekent dat als er meer H_3O^+ in een oplossing zit, er minder OH^- in de oplossing aanwezig zal zijn.

1 M HCl



Figuur 8. pH schaal en indicaties van de zuurgraad van een aantal stoffen.

Bij het rekenen met zuren en basen wordt veel gebruik gemaakt van p-waarden. Een p-waarde is de – log waarde van iets. Als indicatie voor de zuurheid van een oplossing wordt de **pH** gebruikt. De pH is de **– log waarde** van de concentratie H_3O^+ . **Voor het berekenen van de pH neem je dus de – logwaarde van de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en niet van de K_a !!!**

De pH heeft een logaritmische schaal. Dat betekent dat elke pH-eenheid een factor 10 verschil inhoudt. Een verschil van 2 pH eenheden betekent een verschil van 100x in zuurgraad, 3 pH eenheden een verschil van 1000x. Een oplossing met een pH van 3 bevat 10x meer H_3O^+ dan een oplossing met een pH van 4. Dit is bijvoorbeeld te zien voor natronloog in dit figuur.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

De eenheid van $[\text{H}_3\text{O}^+]$ moet hiervoor wel altijd in molair (M) zijn. Is dit nog niet het geval, dan moet deze eerst omgerekend worden naar molair voordat je de pH kunt berekenen.

Omgekeerd kun je van de pH terugrekenen naar de concentratie H_3O^+ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Hoe **hoger** de concentratie H_3O^+ , des te **lager** de pH. En des te hoger de concentratie OH^- , des te **lager** de concentratie H_3O^+ en dus des te **hoger** de pH.

Als indicatie voor de basischheid van een oplossing kan de **pOH** gebruikt worden. De pOH is de **– log waarde** van de **concentratie OH^-** :

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Als we teruggaan naar de waterconstante:



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

We kunnen deze formule in zijn geheel omzetten in **p-waarden**. Hiervoor zetten we alle waarden om in -log waarden. Wanneer je ‘gewone getallen’ normaal met elkaar vermenigvuldigt, tel je ze als log-waarden bij elkaar op. Wanneer we bovenstaande formule dus omzetten in log-waarden moeten we pH en pOH **bij elkaar optellen** en niet met elkaar vermenigvuldigen:

$$\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

De pK_w is de –log waarde van de waterconstante, dus:

$$-\log K_w = -\log 10^{-14} = 14$$

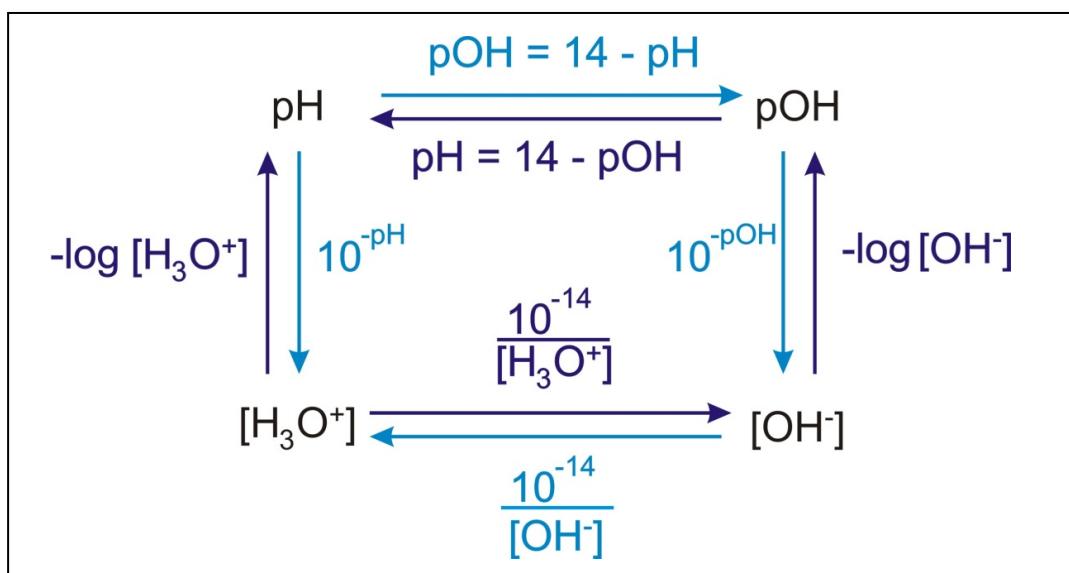
$$\text{Oftewel: } 14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

Dus de pH en de pOH van een oplossing zijn opgeteld **altijd** 14. Je kunt de één dus heel gemakkelijk omrekenen naar de ander:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

en

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$



Figuur 9. Een overzicht hoe je om kunt rekenen tussen de concentraties H_3O^+ en OH^- , de pH en de pOH.

pKa en pKb waarden

Ook van de zuurconstante en baseconstante worden soms p-waarden gebruikt (de pKa en de pKb). Verwar de pKa (-log Ka) niet met de pH (-log [H₃O⁺]!). Bij de buffers zal duidelijk worden waarom de pKa en pKb soms handig zijn om te gebruiken.

Een voorbeeld

Een oplossing heeft een concentratie H₃O⁺ van 3,16 10⁻⁵ M. Bereken de concentratie OH⁻, de pH en de pOH.

Omrekenen van de [H₃O⁺] naar de [OH⁻] kan met behulp van de waterconstante:

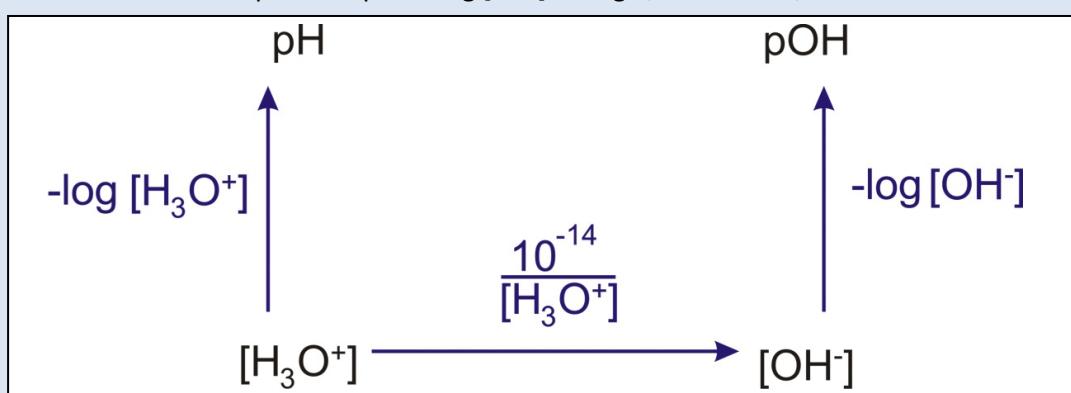
$$K_w = [H_3O^+][OH^-] \quad (\text{delen door } [H_3O^+])$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$

Invullen: $[OH^-] = 10^{-14} / 3,16 \cdot 10^{-5} = 3,16 \cdot 10^{-10}$ M

Het berekenen van de pH: $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 3,16 \cdot 10^{-5} = 4,5$

Het berekenen van de pOH: $pH = -\log [OH^-] = -\log 3,16 \cdot 10^{-10} = 9,5$



Je kunt ook een andere route nemen:

Berekenen van de pH:

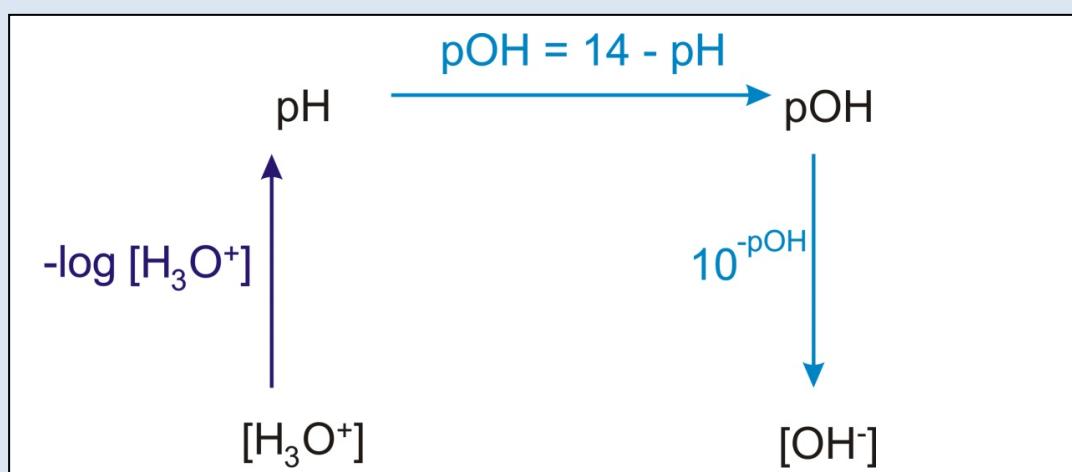
$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Vervolgens de pOH berekenen uit de pH:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 4,5 = 9,5$$

En vervolgens de [OH⁻] uitrekenen uit de pOH:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-9,5} = 3,16 \cdot 10^{-10}$$
 M



De pH-schaal wordt vaak weergegeven van 0 tot 14. Een pH lager dan 7 betekent dat de oplossing zuur is, een pH groter dan 8 betekent dat de oplossing basisch is. Wanneer de concentratie H_3O^+ heel hoog is, dan kan de pH ook negatief worden. En omgekeerd kan een oplossing ook een pH hebben die groter is dan 14. Deze oplossingen komen niet veel voor, maar het kan wel.

Voorbeeld

Wat is de pH van een oplossing met 4 M NaOH?

Natronloog is een sterke base, dus de concentratie OH^- is 4 M.

de concentratie H_3O^+ : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 4 = 2,5 \cdot 10^{-15}$

de pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,5 \cdot 10^{-15} = 14,6$

de pH van 4 M NaOH is dus groter dan 14.

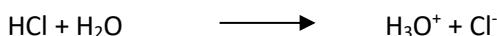
Oefeningen

1. a. Bereken de pOH, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $[\text{OH}^-]$ van een oplossing met een pH van 4,7.
b. Is deze oplossing zuur of basisch?
2. a. Bereken de pH, pOH en $[\text{OH}^-]$ van een oplossing met een concentratie H_3O^+ van $3,8 \cdot 10^{-2}$ M.
b. Is deze oplossing zuur of basisch?
3. a. Bereken de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ en pOH van een oplossing met een pH van 11,8.
b. Is deze oplossing zuur of basisch?
4. a. Bereken de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ van een oplossing met een pOH van 4,7.
b. Is deze oplossing zuur of basisch?
5. a. Bereken de pOH van een oplossing met een concentratie H_3O^+ van $5,9 \cdot 10^{-3}$.
b. Is deze oplossing zuur of basisch?

13. Rekenen aan het oplossen van een sterk zuur of een sterke base in water

Wanneer je een sterk zuur oplost in water, dan dissociert het zuur volledig. Als voorbeeld maken we een oplossing van 100 mM zoutzuur (HCl). De vraag is wat de pH van deze oplossing zal zijn.

De reactievergelijking van het oplossen van zoutzuur in water:



We hebben te maken met een **sterk zuur**, dus schrijven we de reactievergelijking met een **enkele pijl**. Al het zoutzuur dat je toevoegt zal dus omgezet worden in H_3O^+ en Cl^- . Voor de reactie plaats vindt, zal er 100 mM HCl zoutzuur aanwezig zijn en is de concentratie H_3O^+ 10^{-7} M (zie het hoofdstuk over de waterconstante, dit verwaarlozen we in deze situatie). Omdat al het HCl omgezet wordt in H_3O^+ in een verhouding van 1:1, zal er dus ook 100 mM H_3O^+ ontstaan:

	HCl	+ H ₂ O	→	H ₃ O ⁺	+ Cl ⁻
Voor	100 mM			~ 0 M	0 M
Na	0 M			100 mM	100 mM

In de situatie na afloop van de reactie verwaarlozen we de 10^{-7} M omdat deze verwaarloosbaar klein is bij de 100 mM die er ontstaat.

Om de pH uit te rekenen moet de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ omgerekend worden van mM naar M:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 100 \text{ mM} = 0,100 \text{ M} \quad (\text{delen door } 1000)$$

Nu we de concentratie H_3O^+ **in molair** weten, kunnen we de pH berekenen:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,100 = 1$$

Het oplossen van een **sterke base** gaat volgens hetzelfde principe als voor sterke zuren. Wanneer bijvoorbeeld 1 mol natronloog wordt opgelost in 1 liter water, dan zal de natronloog volledig dissociëren en ontstaat er dus 1 mol OH⁻. De concentratie OH⁻ zal 1 molair zijn (je lost 1 mol op in 1 liter). Hieruit kan vervolgens de pOH, de [H₃O⁺] en de pH berekend worden volgens het schema uit de voorgaande paragraaf.

Oefeningen

- 1 a. Geef de reactievergelijking voor de dissociatie van het sterke zuur zoutzuur (HCl) in water
b. Bereken de pH van een oplossing van 30 mM zoutzuur. Geef de situatie voor en na de reactie weer zoals in het voorbeeld.
- 2 a. Geef de reactievergelijking van de dissociatie van de sterke base natronloog (NaOH) in water
b. Bereken de pOH van een oplossing van 4,0 M natronloog.
c. Bereken de pH van deze oplossing
d. Bereken de concentratie H₃O⁺ in deze oplossing
- 3 Je lost 5,0 gram van het sterke zuur waterstofjodide (HI) op in 500 ml water
a. Bereken hoeveel mol waterstofjodide er zit in 5,0 gram van deze stof
b. Bereken de concentratie waterstofjodide wanneer je deze 5 gram oplost in 500 ml water
c. Geef de reactievergelijking van de dissociatie van waterstofjodide in water
d. Bereken de pH van deze oplossing

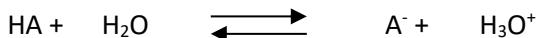
4. Je lost 25 gram gootsteenontstopper op in 750 mL water. De gootsteenontstopper die je gebruikt bestaat voor 95% uit natronloog (NaOH).
 - a. Bereken de concentratie NaOH van deze oplossing
 - b. Bereken de pH van deze oplossing
5. Je hebt een oplossing kaliloog (KOH) met een pH van 9,8
 - a. Bereken de concentratie OH⁻ van deze oplossing
 - b. Hoeveel gram kaliloog moet je afwegen om 2,5 liter van deze oplossing te maken?
6. Je hebt een oplossing zoutzuur met een pOH van 10,4. Hoeveel gram zoutzuur heb je nodig om 3,7 liter deze oplossing te maken?

14. Rekenen aan het oplossen van een zwak zuur of een zwakke base in water

Bij zwakke zuren en basen is er sprake van evenwichtsreacties. Hier kun je dus op dezelfde wijze mee rekenen als met andere evenwichtsreacties.

Wanneer je een zwak zuur in oplossing brengt zal het zuur voor een deel dissociëren, maar niet (zoals bij een sterk zuur) volledig. Waar je dus bij een sterk zuur kunt zeggen dat 1 mol zuur 1 mol H_3O^+ oplevert, kun je dat bij een zwak zuur niet zo stellen.

Wanneer een zwak zuur in water dissociert ontstaat er een evenwicht, waarvoor een evenwichtsvoorwaarde geldt.



Voorbeeld

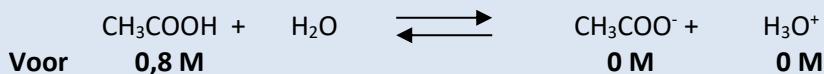
0,8 mol azijnzuur wordt opgelost in 1 liter water. Wat is de pH van deze oplossing? De K_a van azijnzuur is $1,8 \cdot 10^{-5}$.

- Schrijf de reactievergelijking op.

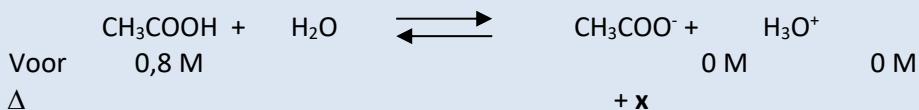


- Bepaal de beginsituatie. Hoeveel heb je van elke stof? Je begint met 0,8 M azijnzuur (je lost immers 0,8 mol op in 1 liter). In de beginsituatie is er geen CH_3COO^- aanwezig, dus de concentratie daarvan is 0. In water is $1,0 \cdot 10^{-7}$ M water op. Dit verwaarlozen we.

We maken een overzicht van de situatie:



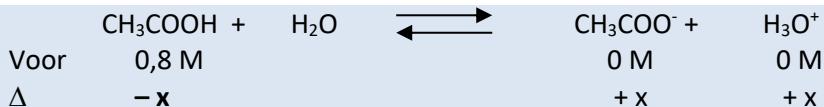
- Vervolgens gaan we inventariseren wat er zal veranderen. Er is alleen CH_3COOH aanwezig en geen CH_3COO^- . Het evenwicht kan dus maar één kant opschuiven: naar rechts. Dat betekent dat er aan de rechterkant een aantal molekülen CH_3COO^- bij zal komen. We weten niet hoeveel molekülen, dus gaan we eerst uit van x aantal molekülen CH_3COO^- die zullen ontstaan.



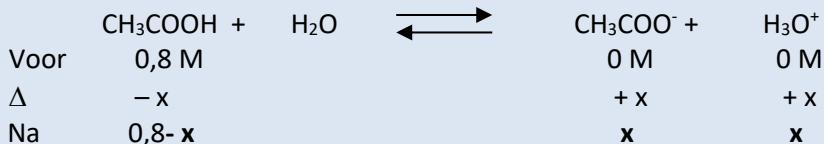
Voor elk molekuul azijnzuur dat dissociert ontstaat 1 molecuul CH_3COO^- en 1 molecuul H_3O^+ . Dus wanneer er x molekülen acetaat (CH_3COO^-) ontstaat ook een x molekülen H_3O^+ . Wanneer we x weten, dan kunnen we dus de pH berekenen. Maar zover is het nog niet.



Wanneer er x molekülen CH_3COOH dissociëren, verdwijnen er x molekülen CH_3COOH . Dus de verandering van de hoeveelheid CH_3COOH is $-x$:



4. Nu kunnen we de 'eindconcentraties' ook bereceneren:



5. Nu we deze concentraties weten, kunnen we deze in gaan vullen in de evenwichtsvoorwaarde. Hiervoor stellen we eerst de evenwichtsvoorwaarde op:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

We kunnen de concentraties zoals we die nu berecenerd hebben invullen:

$$K_a = \frac{x \cdot x}{0,8-x} \quad K_a = \frac{x^2}{0,8-x}$$

6. Mogen we x verwaarlozen? We hebben een hoge concentratie azijnzuur (1 M). Een klein deel daarvan zal dissociëren (namelijk x). Als x heel klein is, mag je deze verwaarlozen ten opzichte van die 1 molair. Als stelregel hiervoor geldt dat als de beginconcentratie van het zuur meer dan 100x zo groot is als de K_a , je x mag verwaarlozen. Controleer wel achteraf of je x inderdaad mocht verwaarlozen!
7. We hebben nu een concentratie van 1 M en een K_a van $5,8 \cdot 10^{-5}$. Dat betekent dat we x mogen verwaarlozen. De evenwichtsvoorwaarde die je dan krijgt:

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

Deze vergelijking is op te lossen door beide kanten te vermenigvuldigen met 0,8

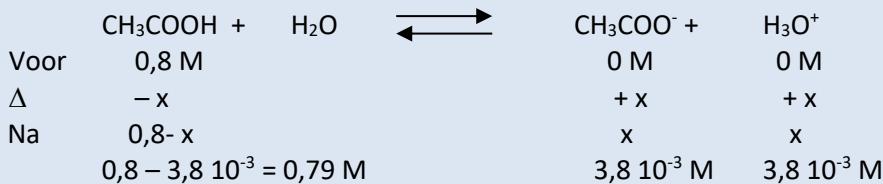
$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,8-x}$$

$$1,44 \cdot 10^{-5} = x^2$$

En vervolgens de wortel te trekken:

$$x = \sqrt{1,44 \cdot 10^{-5}} = 3,8 \cdot 10^{-3}$$

8. Nu we x weten, kunnen we x invullen in het schema dat we eerder opgesteld hebben:



9. Je ziet nu dat we een concentratie weten voor H_3O^+ , namelijk $3,8 \cdot 10^{-3}$ M.

10. De pH berekenen: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3,8 \cdot 10^{-3} = 2,42$

11. De pH heeft geen eenheid. We losten een zuur op in water, dus verwachten we inderdaad een lage pH (lager dan 7). Azijnzuur is een zwak zuur. We maakten een oplossing van 0,8 molair, dus verwacht je minder dan 0,8 M H^+ (omdat niet alle zuur dissociert). Dit klopt ook met de berekening.

Stappenplan

1. Stel de reactievergelijking op
2. Schrijf op welke concentraties je aan het begin hebt
3. Schrijf op (met behulp van x) wat er zal gaan veranderen
4. Schrijf de eindconcentraties op (met x)
5. Vul de eindconcentraties in in de evenwichtsvoorwaarde
6. Bereken x
7. Vul x in
8. Bereken de exacte concentratie H_3O^+ (bij zwakke basen bereken je eerst de concentratie OH^-)
9. Bereken de pH met behulp van de concentratie H_3O^+ of OH^- die je hebt berekend
10. Controleer of je antwoord logisch is en of de significantie en eenheden kloppen

Bij basen is het principe van de berekening exact hetzelfde, maar dan bereken je de concentratie OH^- die ontstaat. Daaruit kan de pH berekend worden zoals eerder beschreven.

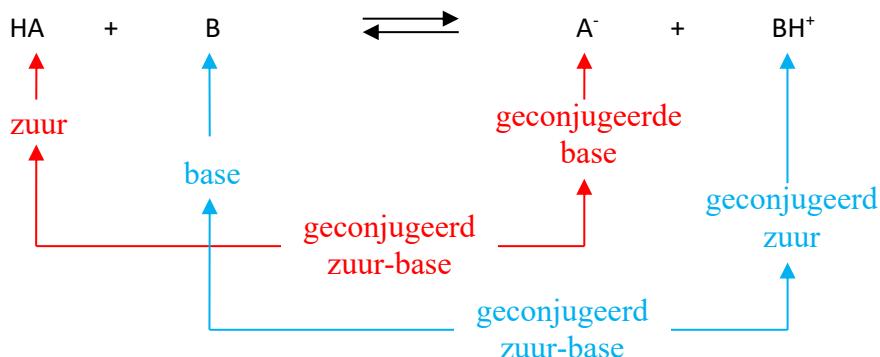
Oefeningen

1. Je maakt een oplossing van 1,0 mol/liter azijnzuur (CH_3COOH). De K_a van azijnzuur is $5,8 \cdot 10^{-5}$. Wat is de pH van deze oplossing? Volg het stappenplan van het voorbeeld.
2. Je lost 1000 milligram aspirine ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) op in 100 milliliter water. Aspirine is een zwak zuur. De K_a van aspirine is $3,3 \cdot 10^{-4}$.
 - Bereken hoeveel mol aspirine je hebt
 - Bereken de beginconcentratie aspirine in M
 - Geef de reactievergelijking voor de dissociatie van het aspirine in water
 - Schrijf het schema met 'voor' 'Δ' en 'na' en vul de bekende waarden in
 - Bepaal of je x mag verwaarlozen
 - Vul de concentraties in in de evenwichtsvoorwaarde

- g. Bereken x
- h. Bereken de concentratie H_3O^+ in de oplossing
- i. Bereken de pH van deze oplossing
3. Je lost 5,0 gram melkzuur ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$) op in 1,0 liter water. Melkzuur heeft een K_a van $1,38 \cdot 10^{-4}$.
- Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde voor deze reactie
 - Bereken de beginconcentratie paracetamol in M
 - Bepaal of je x mag verwaarlozen
 - Bereken de pH van deze oplossing (volg het stappenplan)
4. Je lost 2,0 milligram mierenzuur (HCOOH) op in 1000 microliter water. Mierenzuur heeft een pK_a van 3,77.
- Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde voor deze reactie
 - Bereken de K_a van mierenzuur
 - Bereken de pH van deze oplossing
5. Propionzuur ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$) wordt in de voedselindustrie gebruikt om het bederven van voedsel tegen te gaan. Je lost 300 mg propionzuur op in 4,0 ml water. Propionzuur is een zwak zuur en heeft een pK_a van 4,87.
- Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde voor deze reactie
 - Bereken de pH van deze oplossing
6. Je lost 4,0 gram van de zwakke base ammonia (NH_3) op in 500 ml water. De K_b van ammonia is $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- Geef de reactievergelijking (let op dat je nu te maken hebt met een base!!)
 - Geef de evenwichtsvoorwaarde voor deze reactie
 - Bereken de concentratie OH^- in de oplossing op exact dezelfde wijze als je voor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ hebt gedaan in eerdere opgaven.
 - Bereken de pOH van deze oplossing.
 - Bereken de pH van deze oplossing.
7. Je lost 50 microgram van de zwakke base aniline ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$) op in 10 ml water. De pK_b van aniline is 9,42.
- Geef de reactievergelijking van de reactie van aniline met water
 - Geef de evenwichtsvoorwaarde van deze reactie en bereken de pH van deze oplossing.
 - Verwacht je dit antwoord op basis van de K_b en de hoeveelheid stof die je hebt opgelost?
8. Strychnine is een zeer giftige stof die wordt gebruikt als rattengif. De stof komt van nature voor in de pitten van de braaknoot (vrucht van een Aziatische plant). Strychnine ($\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_2\text{O}_2$) is een zwakke base met een pK_b van 8,26.
- Geef de reactievergelijking en de evenwichtsvoorwaarde voor de reactie van strychnine met water.
 - Bereken de pH van een oplossing van 1,00 gram strychnine in 100 ml water.
 - Voor de mens is een dosis 1,50 mg/kg lichaamsgewicht dodelijk. Hoeveel milliliter van deze oplossing is dodelijk voor een man die 82,0 kilo weegt?

15. Zuur-base reacties

Zuren en basen kunnen respectievelijk een proton afstaan of opnemen van/aan water. Daarnaast kunnen zuren en basen ook een proton **aan elkaar** overdragen. De standaardreactie van zo'n **zuur-base reactie**:



Er zijn bij deze reactie dus **twee** geconjugeerde zuur-base paren betrokken (rood en blauw in de figuur). Het proton wordt van het zuur over gedragen aan de base.

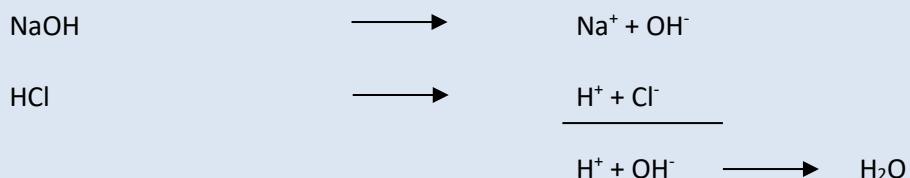
Neutralisatie

Door een zuur met een base te laten reageren kan een oplossing **geneutraliseerd** worden. Een neutralisatie is een zuur-base reactie waarbij water en een zout ontstaan.

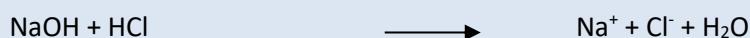
Voorbeeld

Geef dereumstervergelijking van de neutralisatiereactie van natronloog met zoutzuur.

Je zou drie reacties kunnen onderscheiden:



In één reactievergelijking:



In deze reactie worden OH^- en H_3O^+ dus omgezet in water, en daarmee geneutraliseerd.

Vuistregels bij zuur-base reacties

Bij zuur-base reacties gelden er een aantal vuistregels:

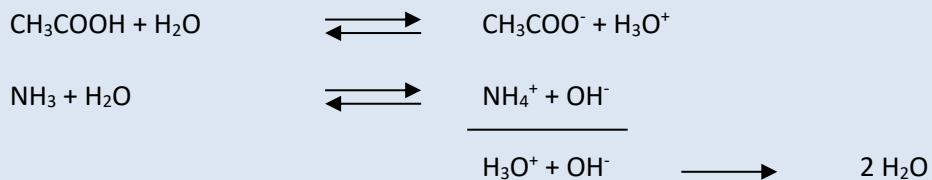
1. De reactie van een **sterk** zuur met een **sterke** base verloopt **volledig** (enkele pijl in de reactievergelijking)
2. De reactie van een **zwak** zuur met een **sterke** base verloopt **nagenoeg volledig** (enkele pijl in de reactievergelijking)
3. De reactie van een **sterk** zuur met een **zwakke** base verloopt **nagenoeg volledig** (enkele pijl in de reactievergelijking)
4. De reactie van een **zwak** zuur met een **zwakke** base is een **evenwichtsreactie** (dubbele pijl in de reactievergelijking)
5. De reactie van een **heel zwak** zuur met een **hele zwakke base** verloopt **niet** (geen reactievergelijking).

Voorbeeld

Geef de zuur-base reactie van azijnzuur met ammonia:

Azijnzuur is een zwak zuur en ammonia een zwakke base, dat betekent dat er een zuur-base reactie kan plaatsvinden, maar dat deze niet volledig zal verlopen.

Eerst kunnen de afzonderlijke reacties opgeschreven worden:



Dit is ook samen te vatten in één reactievergelijking:



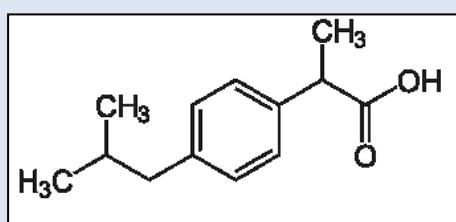
Het water staat nu aan beide kanten van de pijl en kan tegen elkaar weg worden gestreept:



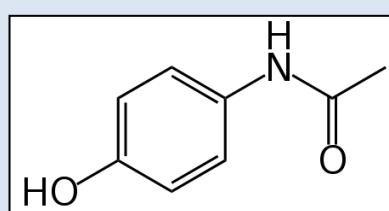
Oefeningen

1. Geef de reactievergelijking van de reactie van kaliloog (KOH) met zoutzuur (HCl).
2. **Geef de reactievergelijking van de reactie van kaliloog met het zwakke zuur aspirine ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$).**
3. Geef de reactievergelijking van het zwakke zuur ibuprofen (zie figuur) met de zwakke base paracetamol.

Ibuprofen



Paracetamol



16. Meerwaardige zuren

Meerwaardige zuren zijn zuren die **meer dan 1 proton** af kunnen staan. Zij staan deze meerdere protonen **één voor één af**. Elke proton die afgestaan wordt is een afzonderlijke reactie, met zijn eigen reactievergelijking. Een voorbeeld van een meerwaardig zuur is fosforzuur (ook wel triwaterstoffsmaat, H_3PO_4). Dit is een driewaardig zwak zuur. Wanneer je fosforzuur oplost in water, is de eerste reactie die er plaats vindt het afstaan van het eerste proton. De reactievergelijking van deze reactie stel je net zo op als hierboven beschreven voor 'gewone' zuren en basen.

- Schrijf de reactanten links van de pijl op: dit zijn dus het H_3PO_4 en H_2O .



- Schrijf de producten rechts van de pijl op.

- H_3PO_4 is een zuur en zal dus in de eerste reactie **1 proton** afstaan, dus zal 1 H verliezen en de lading zal met 1 afnemen. Het product is dus H_2PO_4^- (let op de lading!)



- Het proton wordt opgenomen door het water, dus er ontstaat **een hydronium ion** (H_3O^+)



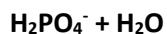
- Omdat fosforzuur een zwak zuur is, schrijven we in de reactie een **dubbele pijl**. Er is dus sprake van een evenwichtssituatie.



Wat we nu hebben geschreven is de dissociatie van het **eerste proton** van het meerwaardig zuur. Wat er nu is ontstaan is diwaterstoffsmaat (H_2PO_4^-). H_2PO_4^- is de geconjugeerde base van H_3PO_4 . Het kan een proton opnemen, waardoor weer triwaterstoffsmaat ontstaat, maar het kan ook reageren als zuur. Om de reactievergelijking van de dissociatie van dit tweede zuur op te schrijven, volgen we dezelfde tactiek als voor triwaterstoffsmaat, alleen gebruiken we als reactant niet H_3PO_4 , maar H_2PO_4^- .

Om de reactievergelijking van de dissociatie van H_2PO_4^- op te stellen, volgen we weer dezelfde strategie:

- Schrijf de reactanten links van de pijl op. In dit geval zijn dit H_2PO_4^- en H_2O .



- Schrijf de producten die ontstaan rechts van de pijl op.

- H_2PO_4^- zal in deze reactie het 2^e proton afstaan, dus er zal nog 1 H af gaan en de lading zal weer met 1 afnemen. Het product dat je nu krijgt is HPO_4^{2-} . (1 H minder en de lading ook 1 minder).



- Het proton dat wordt afgestaan wordt opgenomen door het water, dus er ontstaat **een hydronium ion** (H_3O^+)



- Bij meerwaardige zuren is het tweede zuur altijd zwakker dan het eerste zuur, dus aangezien triwaterstoffsmaat al een zwak zuur is, zal diwaterstoffsmaat dat zeker ook zijn. Dus schrijven we wederom een **dubbele pijl** in de reactievergelijking.



We hebben nu dus de reactievergelijkingen van het afstaan van het eerste proton en het tweede proton. Fosforzuur is een driewaardig zuur, dus ook de geconjugeerde base HPO_4^{2-} die is ontstaan bij de tweede reactie kan als zuur reageren. Om voor deze **derde reactie** de reactievergelijking op te stellen, volgen we wederom dezelfde strategie als bij de eerste twee stappen, maar beginnen we nu met HPO_4^{2-} als reactant.

De derde reactievergelijking ziet er dus als volgt uit:



Het product in deze derde reactie heeft dus wederom een H minder en een lading die 1 meer negatief is.

Wanneer we de drie reacties van het driewaardige zuur H_3PO_4 opstellen:



Hierbij zie je dus dat de geconjugeerde base die ontstaat bij de eerste reactie als zuur dient in de tweede reactie. En de geconjugeerde base van de tweede reactie dient weer als zuur in de derde reactie:



Evenwichtsvoorwaarden

Voor elke reactie is een afzonderlijke evenwichtsvoorwaarde op te stellen. Elke reactie heeft ook een eigen K_a waarde:

$$\text{Evenwichtsvoorwaarde 1: } K_a1 = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$$

$$\text{Evenwichtsvoorwaarde 2: } K_a2 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$\text{Evenwichtsvoorwaarde 3: } K_a3 = \frac{[\text{PO}_4^{3-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

De K_a1 geeft aan **hoe zuur** H_3PO_4 is, de K_a2 geeft aan **hoe zuur** H_2PO_4^- is en de K_a3 geeft aan **hoe zuur** PO_4^{3-} is. Het tweewaardige zuur (H_2PO_4^-) is altijd en zwakker zuur dan het driewaardige zuur (H_3PO_4).

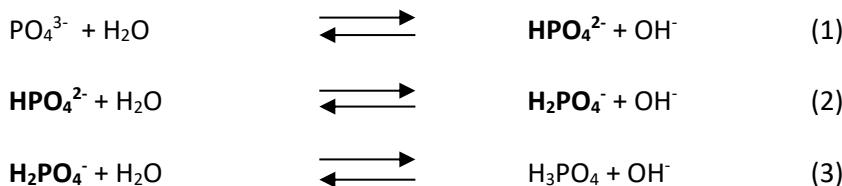
Het enkelwaardige zuur (HPO_4^{2-}) is altijd een zwakker zuur dan het tweewaardige zuur (H_2PO_4^-). De sterkte van de zuren loopt dus af: $K_a1 > K_a2 > K_a3$.

De 3 geconjugeerde zuur-base paren die er zijn in dit voorbeeld zijn:

1. H_3PO_4 (zuur) en H_2PO_4^- (geconjugeerde base)
2. H_2PO_4^- (zuur) en HPO_4^{2-} (geconjugeerde base)
3. HPO_4^{2-} (zuur) en PO_4^{3-} (geconjugeerde base).

Meerwaardige basen

PO_4^{3-} is een driewaardige zwakke base. Op dezelfde wijze als de zuren kun je voor meerwaardige basen voor elk proton dat wordt opgenomen (in dit geval dus 3) een reactievergelijking opstellen:



Voor elk van deze reactievergelijkingen kun je weer een evenwichtsvoorwaarde opstellen:

$$\text{Evenwichtsvoorwaarde 1: } K_b1 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{OH}^-]}{[\text{PO}_4^{3-}]}$$

$$\text{Evenwichtsvoorwaarde 2: } K_b2 = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{OH}^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

$$\text{Evenwichtsvoorwaarde 3: } K_b3 = \frac{[\text{H}_3\text{PO}_4][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Ook voor basen geldt dat de driewaardige base (PO_4^{3-}) een sterkere base is dan de tweewaardige base (HPO_4^{2-}) en dat de eenwaardige base (H_2PO_4^-) de zwakste base is. Dus er geldt: $K_b1 > K_b2 > K_b3$. Dus de driewaardige base is de sterkste base en het geconjugeerde zuur (HPO_4^{2-}) is het zwakste zuur in de serie. Dit klopt met het feit dat hoe sterker een base is, hoe zwakker het geconjugeerde zuur.

Wanneer je kijkt naar het voorbeeld van het meerwaardige zuur en de meerwaardige base, dan zie je dat in beide gevallen dezelfde chemicaliën voorkomen. De base (HPO_4^{2-}) is de tweede base (reactievergelijking 2 bij de basen), maar is ook het derde zuur (reactievergelijking 3 bij de zuren). Bij de stof HPO_4^{2-} hoort dus de K_b2 wanneer de stof als base reageert, maar bij HPO_4^{2-} hoort ook K_a3 , wanneer de stof als zuur reageert. In het volgende hoofdstuk zullen we hier verder op gaan.

TABLE C.1 Acid-Dissociation Constants at 25°C

Acid	Formula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Acetic	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	1.8×10^{-5}		
Acetylsalicylic	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	3.0×10^{-4}		
Arsenic	H_3AsO_4	5.6×10^{-3}	1.7×10^{-7}	4.0×10^{-12}
Arsenious	H_3AsO_3	6×10^{-10}		
Ascorbic	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$	8.0×10^{-5}		
Benzoic	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$	6.5×10^{-5}		
Boric	H_3BO_3	5.8×10^{-10}		
Carbonic	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
Chloroacetic	$\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$	1.4×10^{-3}		
Citric	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$	7.1×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.1×10^{-7}
Formic	HCO_2H	1.8×10^{-4}		
Hydrazoic	HN_3	1.9×10^{-5}		
Hydrocyanic	HCN	4.9×10^{-10}		
Hydrofluoric	HF	3.5×10^{-4}		
Hydrogen peroxide	H_2O_2	2.4×10^{-12}		
Hydrosulfuric	H_2S	1.0×10^{-7}	$\approx 10^{-19}$	
Hypobromous	HOBr	2.0×10^{-9}		
Hypochlorous	HOCl	3.5×10^{-8}		
Hypoiodous	HOI	2.3×10^{-11}		
Iodic	HIO_3	1.7×10^{-1}		
Lactic	$\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$	1.4×10^{-4}		
Nitrous	HNO_2	4.5×10^{-4}		
Oxalic	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
Phenol	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	1.3×10^{-10}		
Phosphoric	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.8×10^{-13}
Phosphorous	H_3PO_3	1.0×10^{-2}	2.6×10^{-7}	
Saccharin	$\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3\text{S}$	2.1×10^{-12}		
Selenic	H_2SeO_4	Very large	1.2×10^{-2}	
Selenious	H_2SeO_3	3.5×10^{-2}	5×10^{-8}	
Sulfuric	H_2SO_4	Very large	1.2×10^{-2}	
Sulfurous	H_2SO_3	1.5×10^{-2}	6.3×10^{-8}	
Tartaric	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	
Water	H_2O	1.8×10^{-16}		

Tabel 1. Overzicht van de zuurconstanten van enkelwaardige en meerwaardige zuren.

In tabel 1 is een overzicht weergegeven van de zuurconstanten van veel verschillende zuren. Voor de meerwaardige zuren zie je meerdere K_a waarden staan. Deze komen qua nummering overeen met wat er in dit hoofdstuk is uitgelegd (dus voor de K_a altijd het sterkste zuur eerst). Je kunt in deze tabel dus bij fosforzuur (H_3PO_4) inderdaad zien dat fosforzuur 3 K_a waarden heeft. De K_a die hoort bij het derde zuur (HPO_4^{2-}) kun je aflezen in deze tabel: $4.8 \cdot 10^{-13}$.

Oefeningen

1. Citroenzuur ($C_6H_8O_7$) is een driewaardig zwak zuur.
 - a. Geef de drie reactievergelijkingen voor de dissociatie van citroenzuur in water
 - b. Geef de evenwichtsvoorwaarden die horen bij deze reacties
 - c. Welke geconjugeerd zuur-base paren zijn er?
 - d. Geef de reactievergelijkingen van de reacties van de drie geconjugeerde basen met water.
 - e. Geef de evenwichtsvoorwaarden die horen bij de reacties geschreven bij d.

We gaan in het volgende hoofdstuk rekenen met de getallen in tabel 1. Eerst gaan we oefenen met het kiezen van de juiste K_a en K_b .

 - f. Welke K_a en K_b horen er bij $C_6H_8O_7^{2-}$? Kies uit K_a1 , K_a2 , K_a3 , K_b1 , K_b2 en K_b3 .
2. Zwavelzuur (H_2SO_4) is een tweewaardig zuur.
 - a. Geef de reactievergelijkingen van de dissociatie van zwavelzuur in water
 - b. Geef de evenwichtsvoorwaarden bij deze reacties
 - c. Welke geconjugeerd zuur-base paren zijn er?
 - d. Geef de reactievergelijkingen van de reacties van de twee geconjugeerde basen met water.
 - e. Geef de evenwichtsvoorwaarden die horen bij de reacties geschreven bij d.
 - f. Welke K_a en welke K_b horen er bij HSO_4^- ? Kies uit K_a1 , K_a2 , K_b1 en K_b2 .
 - g. In tabel 1 zie je bij H_2SO_4 bij de K_a1 staan dat deze 'very large' is, wat betekent dat?
3. Dinatriumcarbonaat (Na_2CO_3) is het zout van een tweewaardige base.
 - a. Geef de reactievergelijkingen van de reactie van carbonaat met water
 - b. Geef de evenwichtsvoorwaarden bij deze reacties
 - c. Welke geconjugeerd zuur-base paren zijn er?
 - d. Geef de reactievergelijkingen van de reacties van de twee geconjugeerde zuren met water.
 - e. Geef de evenwichtsvoorwaarden die horen bij de reacties geschreven bij d.
 - f. Welke K_a en welke K_b horen er bij HCO_3^- ? Kies uit K_a1 , K_a2 , K_b1 en K_b2
4. Oxaalzuur is een stof die voorkomt in sommige nierstenen. $C_2O_4^{2-}$ is de tweewaardige geconjugeerde base van oxaalzuur.
 - a. Geef de reactievergelijkingen van de reactie van $C_2O_4^{2-}$ met water
 - b. Geef de evenwichtsvoorwaarden bij deze reacties
 - c. Welke geconjugeerd zuur-baseparen zijn er?
 - d. Geef de reactievergelijkingen van de reacties van de twee geconjugeerde zuren met water.
 - e. Geef de evenwichtsvoorwaarden die horen bij de reacties geschreven bij d.
 - f. Welke K_a en welke K_b horen er bij $C_2O_4^-$? Kies uit K_a1 , K_a2 , K_b1 en K_b2

17. Amfolieten

Bij elk van de reacties ontstaat een geconjugeerde base. Bij meerwaardige zuren is deze geconjugeerde base soms zelf ook een zuur. Als we kijken naar H_2PO_4^- , dan is dat de geconjugeerde base van H_3PO_4 , maar is tegelijkertijd zelf ook een zuur. Moleculen die zowel zuur als base zijn, noemen we amfoliet.

H_2PO_4^- kan reageren als zuur:



Maar H_2PO_4^- kan ook reageren als base:



Deze reactie (4) is exact het omgekeerde van reactie 1. De evenwichtsvoorwaarde voor deze reactie is:

$$K_b = \frac{[\text{H}_3\text{PO}_4][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

De K_b van H_2PO_4^- die bij deze reactie hoort kun je omrekenen uit de K_a1 zoals eerder beschreven. Om de K_b van H_2PO_4^- te berekenen reken je dus met de K_{a1} . De K_a van H_2PO_4^- is de K_{a2} . Ga goed na of je begrijpt hoe dit werkt!

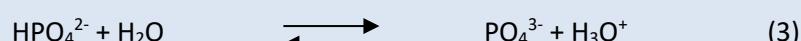
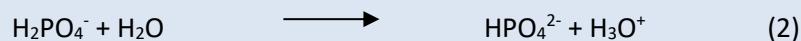
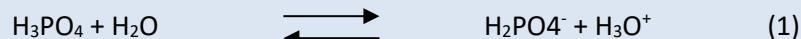
Een voorbeeld

HPO_4^{2-} is een amfolyt. Geef de pK_a en de K_b van HPO_4^{2-} .

1. Om de pK_a van HPO_4^{2-} te geven, moeten we HPO_4^{2-} als zuur beschouwen:



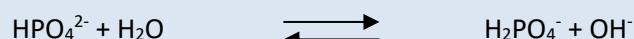
Zoals we eerder hebben gezien, is dit de derde reactie van het driewaardige zuur H_3PO_4 :



We moeten dus de K_{a3} van H_3PO_4 (zie tabel 1 in het vorige stukje) hebben: $4,8 \cdot 10^{-13}$. Om de pK_a te berekenen:

$$pK_a = -\log K_a = -\log 4,8 \cdot 10^{-13} = 12,3$$

2. Om de K_b te bepalen moeten we HPO_4^{2-} beschouwen als base:



Het geconjugeerde zuur van HPO_4^{2-} is dus H_2PO_4^- . De K_a van H_2PO_4^- kunnen we opzoeken in de tabel, dit is namelijk de K_{a2} van H_3PO_4 (zie reactievergelijking 2). De K_{a2} is $6,2 \cdot 10^{-8}$. Om hieruit de K_b te berekenen:

$$K_b = 10^{-14} / K_a = 10^{-14} / 6,2 \cdot 10^{-8} = 1,61 \cdot 10^{-7}$$

Bij deze tweede stap is het dus erg belangrijk om goed te kijken wat het geconjugeerde zuur is van de base, zodat je de juiste K_a kiest om de K_b mee te berekenen!

Als je een amfoliet oplaat in water, zal de pH dan stijgen of dalen? Voor het beantwoorden van deze vraag moet je weten hoe sterk de amfoliet basisch is en hoe sterk het amfoliet zuur is. Als de amfoliet een sterker zuur dan base is, dan zal de pH dalen. Als de amfoliet een sterkere base dan zuur is, dan zal de pH stijgen.

Om dit te kunnen bepalen dien je de K_a en de K_b van de amfoliet met elkaar te vergelijken. Voor het voorbeeld HPO_4^{2-} , is de $K_a 4,2 \cdot 10^{-13}$ en is de $K_b 1,6 \cdot 10^{-7}$. De K_b is veel groter dan de K_a , wat betekent dat HPO_4^{2-} zich zal gedragen als **base**. De pH zal dus stijgen wanneer je HPO_4^{2-} oplaat in water.

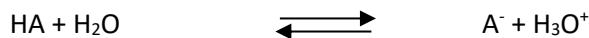
Oefeningen

1. HCO_3^- is een amfoliet.
 - a. Geef de reactievergelijking van de reactie van HCO_3^- als zuur
 - b. Geef de reactievergelijking van de reactie van HCO_3^- als base
 - c. Geef de evenwichtsvoorwaarden van de reacties beschreven bij a en b
 - d. Wat is de K_a van HCO_3^- ? (zie tabel 1)
 - e. Wat is de K_b van HCO_3^- ?
 - f. Zal HCO_3^- zich gedragen als zuur of als base?
2. H_2PO_4^- is een amfoliet.
 - a. Geef de reactievergelijkingen van H_2PO_4^- als zuur en als base
 - b. Geef de bijbehorende evenwichtsvoorwaarden
 - c. Wat zijn de K_a en de K_b van H_2PO_4^- ?
 - d. Zal H_2PO_4^- zich gedragen als zuur of als base?
3. $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_7^-$ is een amfoliet. Zal $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}^-$ zich gedragen als zuur of als base?

18. Buffers: Henderson Hasselbalch-vergelijking

De Henderson Hasselbalch-vergelijking is een gemakkelijke formule om **de verhouding** tussen een zuur en een base bij een bepaalde pH te berekenen zonder dat je de exacte concentraties hoeft te weten. De Henderson Hasselbalch vergelijking is afgeleid van de evenwichtsvoorwaarde:

reactievergelijking zwak zuur oplossen in water:



$$Ka = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{1} \cdot \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow pKa = pH - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow pKa + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = pH$$

Breuk opsplitsen Omzetten in p-waarden Beide kanten + $\log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

$$pH = pKa + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]}$$

Wanneer je de pH en de pKa weet, kun je de verhouding tussen A⁻ en HA dus heel eenvoudig bepalen door deze formule te gebruiken. Om dit duidelijk te maken staat hieronder een voorbeeld:

Voorbeeld

Je wilt een buffer maken met een pH van 4,3. Buffers worden meestal gemaakt door het mengen van een geschikt zwak zuur met een oplossing van het zout van de geconjugeerde base. Je besluit een azijnzuurbuffer te maken. Hiervoor zijn twee oplossingen beschikbaar: 0,1 M azijnzuur oplossing en 0,1 M natriumacetaat oplossing. pKa=4,77

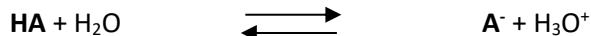
- a. Hoeveel ml van de 0,1 M azijnzuur oplossing (CH_3COOH) en hoeveel ml van de 0,1 M natriumacetaat oplossing (NaCH_3COO) moet je mengen om 350 ml 0,1 M buffer te maken met een pH van 4,3?

- 1) $pH = pKa + 10^{\log(b/z)}$
- 2) $4,3 = 4,77 + 10^{\log(b/z)}$
- 3) $4,3 - 4,77 = 10^{\log(b/z)}$
- 4) $10^{\log(b/z)} = -0,47 \rightarrow ^a\log b = c \rightarrow a^c = b \cdot 10^{-0,47} = b/z \rightarrow b/z = 0,34$
- 5) dus 0,34 base en 1 zuur: samen 1,34 delen
- 6) Zuur: $350 \text{ ml}/1,34 * 1,00 = 260,2 \text{ ml}$
- 7) Base: $350 \text{ ml}/1,34 * 0,34 = 88,8 \text{ ml}$
- 8) Samen: $260,2 + 88,8 = 350 \text{ ml}$

Met de Henderson Hasselbalch vergelijking kun je heel duidelijk zien wat de impact van pH-verandering is op de verhouding van een zwak zuur en zijn geconjugeerde base in een oplossing.

Buffers zijn oplossingen waarin de pH vrijwel stabiel blijft wanneer je een kleine hoeveelheid sterk zuur of sterk base toevoegt. Dit is bijvoorbeeld in het lichaam erg nuttig om te zorgen dat de pH niet sterk varieert. Veel enzymen zijn erg gevoelig voor pH-veranderingen en werken niet goed als de pH iets afwijkt.

Een buffer bevat hiervoor een zwak zuur (HA) en zijn geconjugeerde base (A^-):

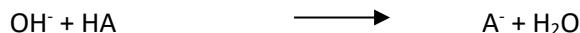


Wanneer je een sterk zuur toevoegt aan deze buffer, dan zal deze reageren met de geconjugeerde base in de oplossing:

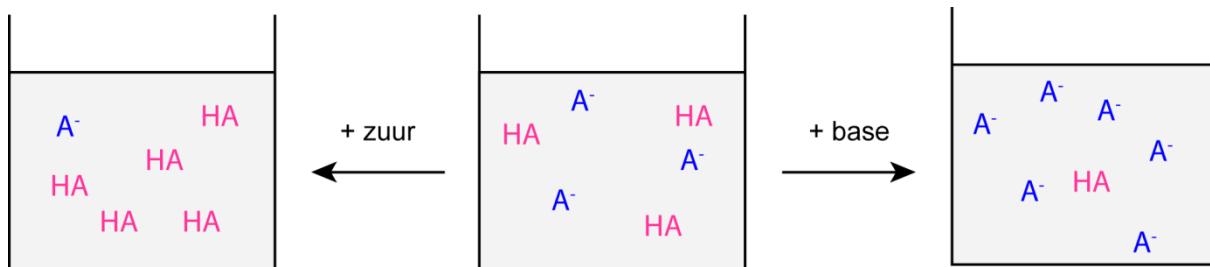


Deze reactie schrijven we met een enkele pijl, omdat er een **sterk zuur** met een zwakke base reageert. Het sterke zuur wordt door de zwakke base geneutraliseerd: **zolang er A^- in de oplossing aanwezig is, zal het toegevoegde sterke zuur direct reageren met de zwakke base tot water en het zuur**. Wanneer alle A^- op is wordt het zuur niet meer geneutraliseerd. Hierdoor daalt de pH ineens sterk zodra de geconjugeerde base op is (dit heet een pH sprong).

Wanneer je een sterke base toevoegt aan deze buffer, dan zal deze reageren met het zwakke zuur in de oplossing:



Ook deze reactie schrijven we met een enkele pijl, omdat er een **sterke base** met een zwak zuur reageert. De sterke base wordt door het zwakke zuur geneutraliseerd: zolang er HA in de oplossing aanwezig is, zal de toegevoegde base direct reageren met het zwakke zuur tot water en de geconjugeerde base. Wanneer alle HA op is, wordt het zuur niet meer geneutraliseerd. Hierdoor stijgt de pH ineens sterk (ook een pH sprong).



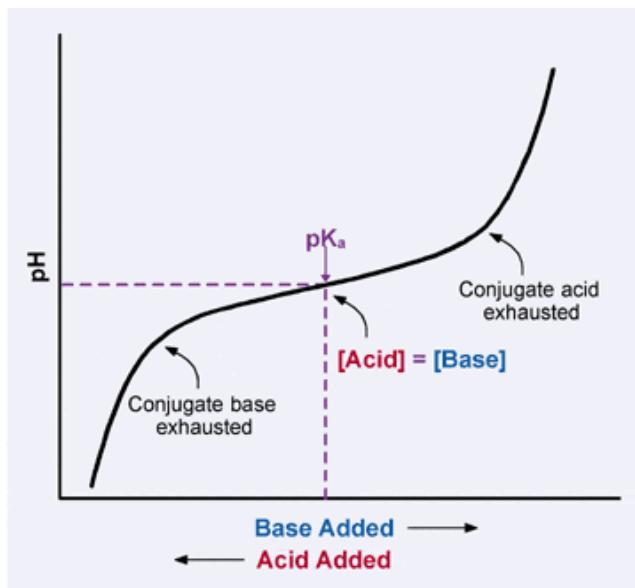
Figuur 10. De buffer (midden) waaraan zuur (links) of base (rechts) toevoegt.

Een buffer werkt dus goed zolang er voldoende van het zwakke zuur en de geconjugeerde base in de oplossing aanwezig is. De concentratie van het zwakke zuur + de geconjugeerde base noemen we de **buffersterkte**. Hoe groter de buffersterkte, des te meer zuur en geconjugeerde base er aanwezig is in de oplossing, en dus des te beter de buffer kan bufferen. Een buffer werkt het beste wanneer er evenveel van het zwakke zuur als van de zwakke base aanwezig is. Zoals we in het hoofdstuk over de Henderson Hasselbalch vergelijking hebben gezien, is dat het geval wanneer de pH overeenkomt met de pK_a . Bij het maken van een buffer is het dus belangrijk om een zuur-base paar te kiezen met een

pKa die in de buurt ligt van de gewenste pH. Een buffer met pH = 7 maak je dus het liefst niet met bijvoorbeeld acetaat of azijnzuur, omdat de pKa van azijnzuur 4,8 is.

Een bufferoplossing is bedoeld om de pH-waarde stabiel te houden, zelfs wanneer er kleine hoeveelheden zuur of base worden toegevoegd. De effectiviteit van een buffer hangt sterk af van de pKa-waarde van het zwakke zuur of de zwakke base die gebruikt wordt om de buffer te maken. Idealiter ligt de pH van de buffer dicht bij de pKa-waarde van het zwakke zuur of de zwakke base. De reden waarom acetaat of azijnzuur (met een pKa van ongeveer 4,8) niet ideaal is voor het maken van een buffer met een pH van 7, is omdat de pKa ver verwijderd is van de gewenste pH. De buffercapaciteit, oftewel het vermogen van de buffer om de pH-waarde stabiel te houden, is het grootst wanneer de pH van de oplossing gelijk is aan de pKa van het zuur/base paar. Dit komt omdat bij deze pH-waarde de concentraties van het zuur en zijn geconjugeerde base in evenwicht zijn, waardoor de oplossing effectief kan reageren op de toevoeging van zowel zuur als base. Wanneer de pH-waarde ver van de pKa ligt, zoals bij het gebruik van azijnzuur voor een buffer met pH 7, zal de buffercapaciteit aanzienlijk verminderd zijn. Dit betekent dat de buffer niet effectief zal zijn in het handhaven van de pH-waarde wanneer er zuren of basen worden toegevoegd. Voor een buffer met een pH van 7 zou je idealiter een zuur/base paar kiezen met een pKa dichtbij 7. Een veelgebruikt paar voor buffers rond pH 7 is het fosfaatbuffer systeem, met een pKa rond 7,2.

Wanneer er van het zwakke zuur veel meer aanwezig is dan van de geconjugeerde base, dan kan deze buffer wel veel base neutraliseren, maar weinig zuur. Wanneer er van het zwakke zuur veel minder aanwezig is dan van de geconjugeerde base (het rechter bekerglas), dan kan de base veel zuur neutraliseren, maar weinig base.



Figuur 11. Grafiek waarin de pH van een buffer oplossing wordt weergegeven (y-as) terwijl er base of zuur toegevoegd wordt (x-as)

In bovenstaande figuur kun je zien wat er gebeurt met de pH van een buffer wanneer je zuur of base toevoegt. Het beginpunt is wanneer de pH gelijk is aan de pKa (aangegeven met de paarse stippellijntjes). Op dat moment is er evenveel zuur als base aanwezig in de oplossing. Wanneer je nu wat zuur toevoegt, daalt de pH van de oplossing een klein beetje, maar niet sterk. Voeg je meer zuur toe, dan zal de oplossing wel gaan dalen. Er zit een soort knik in deze lijn. Op die knik is alle geconjugeerde base in de buffer op (conjugate base exhausted). Wanneer je nog meer zuur toevoegt zal de pH wel sterk gaan dalen, omdat het zuur niet langer geneutraliseerd wordt door de buffer. Wanneer je base toevoegt gebeurt er hetzelfde. Eerst verandert de pH van de buffer amper, maar op een gegeven moment is alle zuur in de oplossing op (conjugate acid exhausted). Wanneer je nog

meer base toevoegt aan de oplossing, wordt deze niet langer meer geneutraliseerd door de buffer en stijgt de pH dus sterk.

Met de **buffercapaciteit** geven we aan hoeveel zuur en hoeveel base (in mol) er toegevoegd moet worden aan een buffer om een pH verandering van 1 punt te krijgen. Bij een buffer met evenveel zwak zuur als geconjugeerde base zal de buffercapaciteit voor zuur en base gelijk zijn. Maar bij buffers waarin veel van het zwak zuur en weinig geconjugeerde base aanwezig is, zal de buffercapaciteit voor base erg goed zijn, maar voor zuur juist erg slecht.

19. Buffers in de praktijk

Roche

Lab FAQs
Find a Quick Solution

4th Edition

Desired pH ^a	0.2 M acetic acid solution (ml)	0.2 M sodium or potassium acetate solution (ml)	H ₂ O (ml)
3.6	46.3	3.7	50
3.8	44.0	6.0	50
4.0	41.0	9.0	50
4.2	36.8	13.2	50
4.4	30.5	19.5	50
4.6	25.5	24.5	50
4.8	20.0	30.0	50
5.0	14.8	35.2	50
5.2	10.5	39.5	50
5.4	8.8	41.2	50
5.6	4.8	45.2	50

In de tabel staat aangegeven hoe je een azijnzuur buffer kunt maken. Roche maakt gebruik van twee oplossingen: 0,2 M Acetic Acid en 0,2 M Sodium (or potasium) Acetate.

In onderstaand rekenvoorbeeld wordt een azijnzuurbuffer met pH 4,6 berekend.

^aIt is strongly recommended to check the final pH with a pH meter.

Aanwezig: 0,2 M Azijnzuur-oplossing en 0,2 M Natrium-Acetaat oplossing. De pKa van azijnzuur = 4,8. Bereken hoe je 200 ml 0,1 M azijnzuurbuffer maakt met pH=4,6.

Stap 1: bepaal welke oplossing het zuur is en welke de base en schrijf de reactievergelijking op

Stap 2: schrijf de formule van HH op, en vul in wat is gegeven

Stap 3: bereken de verhouding base:zuur die nodig is voor de gewenste pH

Stap 4: bereken op basis van de verhouding welk volume base en zuur je moet mengen

Stap 1: Azijnzuur-oplossing=zuur, Natrium-Acetaat=base



Stap 2: $pH = pka + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]}$; $4,6 = 4,8 + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]}$

Stap 3: $\log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]} = 4,6 - 4,8 = -0,2$ dus $\frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]} = 10^{-0,2} = 0,63$

Stap 4: $\frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]} = \frac{0,63}{1} = [\text{base}] = 0,63 * [\text{zuur}]$ en $\text{base} + \text{zuur} = 100 \text{ ml}$

Je hebt nu twee vergelijkingen met twee onbekenden en die kun je oplossen via de substitutie-methode:

(1) $[\text{base}] = 0,63 * [\text{zuur}]$

(2) $\text{base} + \text{zuur} = 100 \text{ ml}$

1) $0,63 * \text{zuur} + \text{zuur} = 100 \text{ ml}$

2) $1,63 * \text{zuur} = 100 \text{ ml}$

3) $\text{zuur} = \frac{100}{1,63} = 61,3 \text{ ml}$

4) $\text{base} + 61,3 = 100 \text{ ml}$,

5) $\text{base} = 38,7 \text{ ml}$

6) aanvullen met 100 ml H₂O

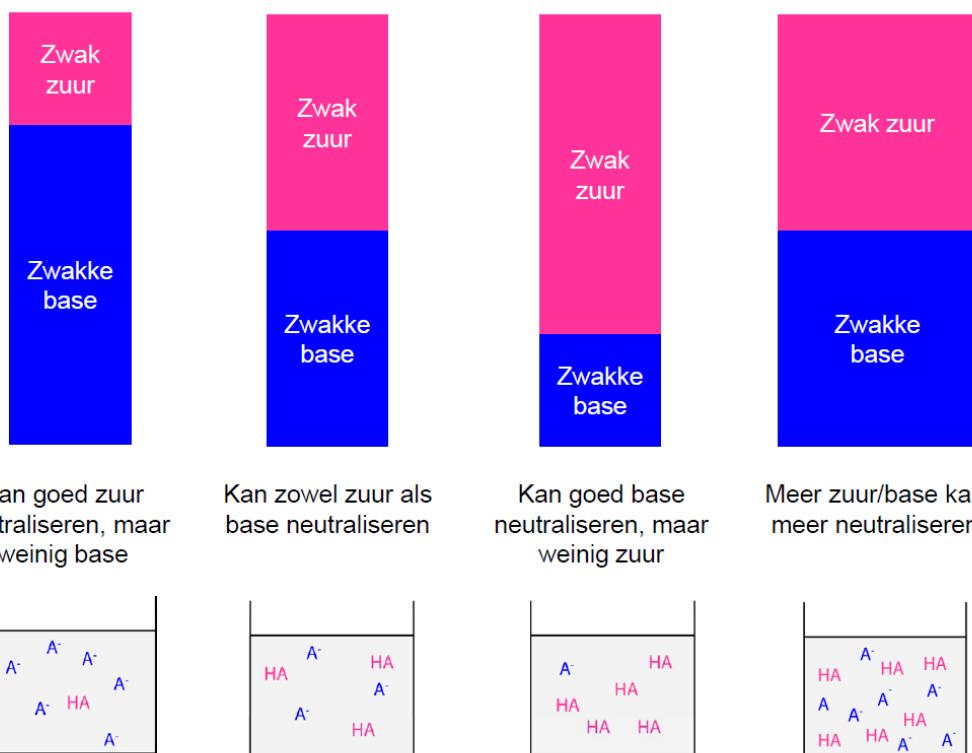
20. Buffers en buffercapaciteit

In figuur 12 staat een overzicht van situaties waarin een buffer zich kan bevinden. In de tweede situatie is er evenveel zuur als base aanwezig in de oplossing (zie het balkje en het onderstaande bekerglas). **Deze buffer kan evenveel zuur als base neutraliseren.** Deze situatie geldt **wanneer de pH gelijk is aan de pKa van het zuur**, zoals je in het hoofdstuk over de Henderson-Hasselbalch vergelijking geleerd hebt. Wanneer je de pH van deze buffer verandert, dan verandert de verhouding tussen de hoeveelheid van het zwakke zuur en de geconjugeerde base. In het meest linkse plaatje is de pH hoger dan de pKa. Hierdoor is er meer van de geconjugeerde base aanwezig in de oplossing en minder van het zuur (zie het bekerglas). Wanneer je nu een zuur aan deze buffer toevoegt, dan zijn er zeer veel moleculen A⁻ die het zuur kunnen neutraliseren. Wanneer je echter een base toevoegt aan deze oplossing, dan zijn er maar zeer weinig moleculen HA aanwezig die de base kunnen neutraliseren. Dat betekent dus dat deze buffer **goed tegen zuren kan bufferen**, maar **niet goed tegen basen buffert**. Dit geldt dus **wanneer de pH groter is dan de pKa van het geconjugeerde zuur-basepaar in de buffer**.

In het derde figuur zie je het omgekeerde: in deze oplossing is veel zuur aanwezig en weinig van de geconjugeerde base. Dat betekent dat wanneer je zuur aan deze buffer toevoegt, er maar zeer weinig moleculen A⁻ aanwezig zijn om het zuur te neutraliseren. Wanneer je echter base aan deze

oplossing toevoegt, zijn er veel moleculen HA aanwezig die de base kunnen neutraliseren. Dat betekent dus dat deze buffer **goed tegen zuren kan bufferen**, maar **niet goed tegen basen buffert**. Dit geldt dus wanneer de pH kleiner is dan de pKa van het geconjugeerde zuur-basepaar in de buffer.

In het meest rechtse plaatje in **Figuur 24** zie je wat er gebeurt wanneer er meer van het zwakke zuur en de zwakke base aanwezig zijn in de oplossing. In de afbeelding is de pH gelijk aan de pKa en is er dus evenveel van het zuur als de base aanwezig. Dat betekent dus dat deze buffer zowel zuren als basen goed kan bufferen. In deze buffer zit echter twee keer zoveel zuur en base, wat betekent dat deze oplossing ook twee keer zoveel zuur en base kan neutraliseren dan de tweede oplossing. Er zijn namelijk meer moleculen aanwezig in de oplossing om toegevoegd sterk zuur en base te neutraliseren. Dat betekent dat de **buffercapaciteit** van deze oplossing dus groter is dan van de drie andere oplossingen. Dit zal dus de beste buffer zijn.



Figuur 12. Overzicht van zuren en basen in buffers.

Het tweede deel van deze buffer is wat gebeurt er met de pH als je aan 200 ml van de buffer op 49 1 ml 1 M H₃O+ toekoegt?

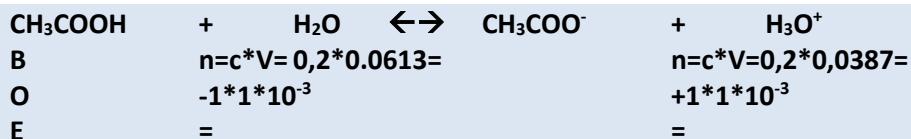
Stap 1: bepaal schrijf de reactievergelijking op

Stap 2: beschrijf de beginsituatie (heb je berekend in de buffervraag)

Stap 3: bereken het aantal mol (n) base en zuur

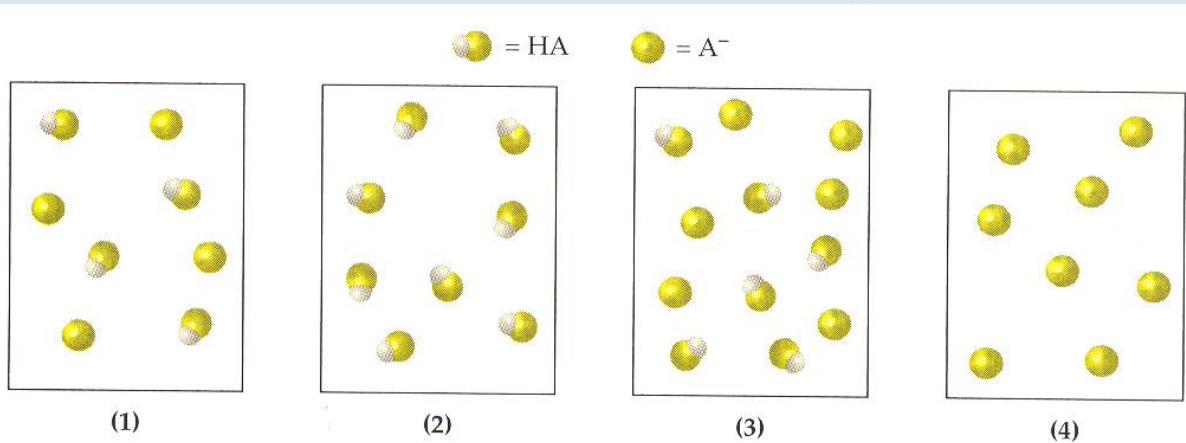
Stap 4: bereken hoeveel mol zuur of basje aan het systeem toevoegt en bedenk naar welke kant het evenwicht verschuift

Stap 5: bereken het aantal mol (n) in de nieuwe situatie E en vul die in in de HH formule



$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]} \quad pH = 4,8 + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{zuur}]} =$$

Oefeningen



1. a. Welke van de vier oplossingen in bovenstaande afbeelding zijn buffers?
b. Welke van deze oplossingen is de beste buffer? Leg uit waarom.
2. Een andere buffer in het bloed is de fosfaatbuffer. Deze is gebaseerd op het driewaardige zuur H_3PO_4 ($K_{a1} = 7,3 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_{a3} = 4,8 \cdot 10^{-13}$).
a. Geef de drie reactievergelijkingen op van de dissociatie van H_3PO_4 .
b. Geef de pK_a en K_b waarde van H_2PO_4^- .
c. H_2PO_4^- is een amfoliet. Als je H_2PO_4^- oplost in water, zal het zich dan als base of als zuur gedragen?
d. Bloed heeft een pH van 7,4. Welk geconjugeerde zuur-base paar is verantwoordelijk voor het bufferen van bloed?
e. Bereken de verhouding waarin dit zuur en de geconjugeerde base aanwezig zijn in bloed bij pH = 7,4.
f. Bij welke pH's zal deze fosfaatbuffer ook goed kunnen bufferen? Leg uit waarom.
3. Je wilt een carbonaat-buffer maken met pH = 10,40. Bereken in welke molverhouding je de stoffen NaHCO_3 en Na_2CO_3 moet oplossen om een bufferoplossing te krijgen met pH = 10,40. Gegeven: $K_a(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,4 \cdot 10^{-7}$ en $K_a(\text{HCO}_3^-) = 5,6 \cdot 10^{-11}$.
4. Citroenen bevatten het driewaardige zuur citroenzuur ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$). De pH van citroensap is 2,8. De K_a waarden van citroenzuur zijn $7,1 \cdot 10^{-4}$; $1,7 \cdot 10^{-5}$; $4,1 \cdot 10^{-7}$.
a. Welk zuur-base paar is verantwoordelijk voor de buffering van citroensap?
b. Bereken het percentage ongedissocieerd citroenzuur ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) in citroensap.
c. Geef de pK_a en de K_b van $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7^{2-}$.
d. $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7^{2-}$ is een amfoliet. Zal de pH > 7, < 7 of gelijk aan 7 zijn wanneer je $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7^{2-}$ oplost in water?

- e. Met citroenzuur wordt een buffer gemaakt met pH = 7,4. Welk zuur-base paar is verantwoordelijk voor de bufferwerking van deze oplossing?
- f. Zal de buffer bij vraag e meer geschikt zijn voor het bufferen van zuren of basen?
- g. Je hebt een oplossing van 1 deciliter 1,0 M citroenzuur bij pH = 2,8. Hieraan voeg je 15 ml 10 M NaOH toe. Wat zal de pH van de oplossing worden?

21. Buffers en nu oefenen oefenen oefenen

1. Buffers worden gemaakt door een mengsel van een zwak zuur en het zout van de geconjugeerde base. Voor het maken van een 0,05 M Fosfaatbuffer zijn twee potten vaste stof beschikbaar: KH_2PO_4 en K_2HPO_4 . De $K_a \text{ H}_2\text{PO}_4^- = 8.12 \times 10^{-8}$
 - a) Wat is het zuur? En welke de base?
 - b) Schrijf de reactievergelijking op.
 - c) Hoeveel gram KH_2PO_4 ($M_w=136$ gram/mol) en K_2HPO_4 ($M_w=174$ gram/mol) moet je afwegen en oplossen om 500 ml, 0,05 M buffer te maken met een pH van 6,8
 - d) Aan deze buffer wordt nu 2 ml, 1 M HCl, toegevoegd. Bereken de nieuwe pH.
2. Een voorbeeld van een buffer is een oplossing met Azijnzuur (CH_3COOH) en Natriumacetaat (NaCH_3COO). De pK_a van Azijnzuur = 4,77
 - a) Bereken de pH van een oplossing die per 750 ml 0,10 mol CH_3COOH en 0,2 mol NaCH_3COO bevat.
 - b) Bereken de verhouding zuur en base als je een $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}$ -buffer wilt maken met een pH van 4,3?

Op het lab zijn twee stockoplossingen aanwezig: een 0,2 M CH_3COOH en een 0,2 M NaCH_3COO oplossing. Bereken hoe je met behulp van deze 2 stockoplossingen 750 ml 0,2 M buffer met een pH van 4,3 maakt. (3 pt)

 - c) Wat wordt de pH van de bovenstaande buffer als we deze buffer 10 x verdunnen? Leg uit (en/of laat aan de hand van een berekening zien)
3. Voor het opzetten van een ‘lignine-assay’ heeft Jim een 0,2 M fosfaatbuffer nodig met pH 6,8. Hij heeft twee oplossingen gemaakt KH_2PO_4 en K_2HPO_4 . $K_a = 6.3 \times 10^{-8}$. Jim wil 600 ml fosfaatbuffer pH = 6,8 maken.
 - a) Hoeveel moet Jim van beide oplossingen mengen om 600 ml fosfaatbuffer met pH 6,8 te maken?
 - b) Jim is benieuwd hoe goed zijn buffer buffert. Hij neemt 300 ml fosfaatbuffer pH 6,8 en voegt daaraan 2 ml 1 M HCl-oplossing toe. Wat wordt de pH van deze oplossing?

22. Module 1.2.1. oefenopgaven Chemie 2_2023-24

pico(p)= 10^{-12} nano (n)= 10^{-9} ; micro(μ)= 10^{-6} ; mili(m)= 10^{-3}

C=12 gram/mol; H=1 gram/mol, O=16 gram/mol; N=14 gram/mol

1. Bereken de pH van onderstaande oplossingen

- a) 0,01 M HCl (Ka= ∞)
- b) 0,01M NaOH (Kb= ∞)
- c) 0,01M HAc (Ka= $1,7 \times 10^{-5}$)
- d) 0,01M NaAc (Ka= $1,7 \times 10^{-5}$)
- e) 0,01M HAc-buffer (Ka= $1,7 \times 10^{-5}$)
- f) 0,001M HAc-buffer (Kb= $5,9 \times 10^{-10}$)

2. Hoe maak je 375 ml buffer van onderstaande oplossingen:

- a) 0,01 M KH₂PO₄ en 0,01M K₂HPO₄ (pH=6,3; pKa=7,09)
- b) 0,1 M KH₂PO₄ en 0,1 M K₂HPO₄ (pH=7,3; Ka= $8,12 \times 10^{-8}$)
- c) 0,01 M NaH₂PO₄ en 0,01M Na₂HPO₄ (pH=6,7; pKb=6,91)

3. Bereken de [H₃O⁺] en [OH⁻] van onderstaande oplossingen in Mol*L⁻¹

- a) Een HCl oplossing met pH=2,7
- b) Een NaOH oplossing met pH=13,4
- c) Een 0,1 M azijnzuur-oplossing (HAc) (pKa=4,8)
- d) Een 0,01 M Azijnzuur-oplossing (HAc) (Ka= $1,7 \times 10^{-5}$)

4. Bereken de concentraties (in Mol*L⁻¹) van onderstaande oplossingen:

- a) 0,237 gram mierenzuur CH₂O₂ in 150 ml
- b) 875 mg propaanzuur C₃H₆O₂ in 75 ml
- c) 50 ppm mierenzuur CH₂O₂ in 150 ml
- d) 10% glucose
- e) 51 nmol primer in 275 μ l buffer

5. Bereken hoeveel buffer je toe moet voegen aan onderstaande cupjes om een concentratie van 100 μ M te krijgen:

- a) 21,5 nmol primer
- b) 1,0 μ l 100 mM probe oplossing
- c) 25 μ g NAB (Mw=199,2 g/mol)

6. ‘Maak’ onderstaande oplossingen:

- a) Maak 100 μ l 2 mM oplossing uit een 100 mM stock-oplosning
- b) Maak 10 ml 10% glucose
- c) Maak 10 ml $5,56 \times 10^{-3}$ M glucose oplossing (Mw=180 g/mol)
- d) Maak 100 μ l 4 x verdunde stockoplossing

7. Bereken de voedingswaarde van onderstaande voedingsstoffen uit :

- a) 0,05 mol stof (Mw=180) die in een bomcalorie meter 200 ml water 3 graden Celsius laat stijgen in (1) cal/mol, (2) Cal/mol, (3) KJ/mol, (4) J/mol, (5) KJ/gram en (6) cal/gram

- 8.** Clavulaanzuur (antibioticum) is een zwak zuur met een pKa van 2,7. Voor het bereiden van het infuus wordt 200 mg clavulaanzuur ($C_8H_9NO_5$, $M_w=199,2 \text{ gram} \cdot mol^{-1}$) opgelost in 1,00 ml steriel water.
- Geef de reactievergelijking van de dissociatie van clavulaanzuur ($C_8H_9NO_5$) in water.
 - Wat is de evenwichtsvoorwaarde die hoort bij de reactievergelijking van vraag a?
 - Bereken de molariteit van clavulaanzuur in de stockoplossing.
 - Bereken de pH van deze oplossing.
- 9.** Voor het maken van een fosfaatbuffer zijn twee oplossingen beschikbaar: $0.05 \text{ M } KH_2PO_4$ oplossing en $0.05 \text{ M } K_2HPO_4$ oplossing. De $K_a = 8.2 \times 10^{-8}$
- Hoeveel ml van de 0.05 M oplossing KH_2PO_4 en hoeveel ml van de $0.05 \text{ M } K_2HPO_4$ moet je mengen om 150 ml 0.05 M buffer te maken met een pH van 6,3? [LEP]
- 10. RV:** $Q(aq) + Z(aq) + \text{energie} \rightarrow V(aq) + X(g)$
- Naar welke kant verschuift het evenwicht als je de druk verlaagt?
 - Naar welke kant verschuift het evenwicht als je de temperatuur verhoogt?
 - Naar welke kant verschuift het evenwicht als je de concentratie van V verlaagt?
 - Wat gebeurt er met de ligging van het evenwicht als je een katalysator toevoegt?