

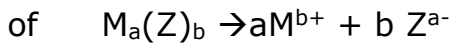
Hoofdstuk: zuren en basen	3
1. Inleiding / herhaling.....	3
2. Zuren en basen volgens Arrhenius.....	3
2.1. Zuren.....	3
2.2. Basen.....	4
3. Protolyse.....	4
4. Zuur-base theorie volgens Brønsted	5
5. Protolysereacties	7
6. De waterconstante – ionisatie-evenwicht in water	8
7. De ionisatiegraad van elektrolyten.....	10
7.1. De ionisatiegraad – het ionisatieprocent.....	10
7.2. De verdunningswet van Ostwald.....	11
8. De zuurtegraad	12
9. De zuurconstante	15
9.1. De zuurconstante van een sterk zuur	15
9.2. De zuurconstante van zwakke zuren.....	17
10. De baseconstante	19
10.1. De baseconstante van sterke basen	20
10.2. De baseconstante van zwakke basen.....	22
10.3. Opmerking	24
11. Zuur-base koppels.....	25
12. De pH van zure en basische oplossingen	28
12.1. Zure oplossingen.....	28
12.2. De pH van een oplossing van een sterk (éénwaardig) zuur.....	28
12.3. De pH van een oplossing van een zwak zuur.....	30
12.4. De pH van een randgeval –zuur.....	32
12.5. De pH van alkalische oplossingen	35
12.6. De pH van oplossingen van sterke basen	35
12.7. Sterke eenwaardige basen.....	35
12.8. Sterke tweewaardige basen	36
12.9. De pH van oplossingen van zwakke basen.....	36
12.10. De pH van meerwaardige zuren.....	38
12.11. Meerwaardige zuren	38
12.12. pH berekening	39
13. De pH van zoutoplossingen	43
13.1. Zouten afgeleid van een sterk zuur en een sterke base.	44
13.2. De pH afgeleid van een sterk zuur en zwakke base.....	44
13.3. De pH afgeleid van een zwak zuur en een sterke base.....	45
13.4. Zouten afgeleid van een zwak zuur en zwakke base.....	46
14. Zuur-base indicatoren	49
15. Richting van een Z-B reactie	50
16. Buffers.....	51
17. Zuur-base titraties & Neutralisatie	59
17.1. Titratie van een sterke base met een sterk zuur.	59
17.2. Titraties met zwakke zuren/basen.....	62
17.3. Uitgewerkt voorbeeld: titratie van een sterke base met een zwak zuur. 63	

LEERPLANDOELSTELLINGEN 2014/007 De leerlingen kunnen		LEERINHOUDEN
27	zuren en basen volgens Brønsted definiëren.	Protondonor, protonacceptor Arrhenius versus Brønsted
28	zuur-basereacties volgens Brønsted schrijven.	Protonoverdracht Zuur-base koppels, geconjugeerd systeem Amfolyten, polyprotische zuren
29	de protonoverdracht tussen watermoleculen beschrijven en herkennen als een interactie tussen deeltjes die leidt tot een chemisch evenwicht.	Waterconstante K_w
30	de pH van oplossingen in verband brengen met de concentratie hydroxonium- en hydroxide-ionen.	pH, pOH hydroxonium-ion = oxonium-ion [H_3O^+]
31	de uitdrukking van de zuurconstante K_z en de baseconstante K_b schrijven en hun waarde in verband brengen met de relatieve sterkte van de betrokken zuren en basen.	Zuurconstante, baseconstante Sterke zuren en zwakke zuren Sterke basen en zwakke basen Verband K_z (zuur) en K_b (geconjugeerde base) pK_z en pK_b
32	een tabel met zuur- en baseconstanten raadplegen en de waarden van de zuur- en baseconstanten interpreteren.	Tabel met zuur- en baseconstanten De relatieve waarden van zuur- en baseconstanten Zuur-base-reacties
33	de pH van een oplossing experimenteel bepalen.	Leerlingenpracticum
34	de pH van waterige oplossingen berekenen.	pH van een oplossing van: sterk zuur, zwak zuur, sterke base, zwakke base en zout
35	een buffermengsel definiëren als een mengsel van een zwak zuur en zijn geconjugeerde base en de werking ervan verwoorden.	Bufferende werking
36	het belang van buffers illustreren.	Voorbeelden van buffers
37	de pH van een buffermengsel berekenen en de verandering ervan na toevoegen van kleine hoeveelheden van een sterk zuur of sterke base.	pH van een buffermengsel
38	een bufferoplossing bereiden en de werking onderzoeken.	Leerlingenpracticum
39	het pH-verloop tijdens een zuur-base titratie beschrijven en verklaren.	Titratiecurve van een neutralisatiereactie Omslaggebied van een zuur-base indicator
40	Een eenvoudige titratie uitvoeren.	Leerlingenpracticum

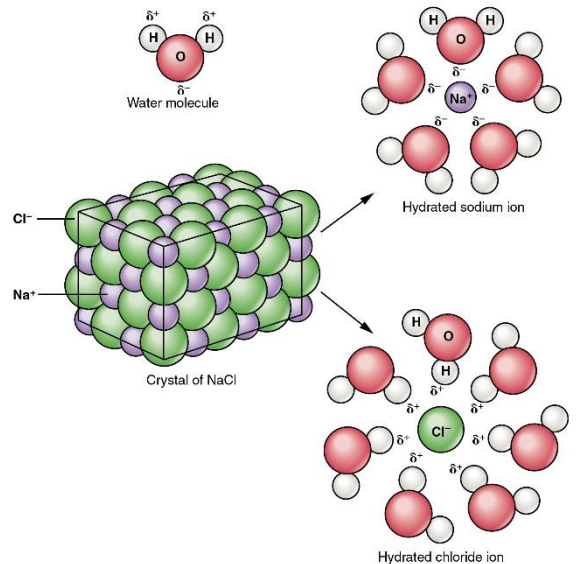
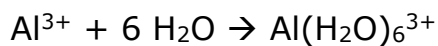
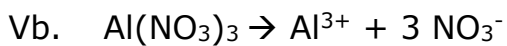
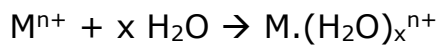
Hoofdstuk: zuren en basen

1. Inleiding / herhaling

Zouten zijn ionverbindingen en **dissociëren** in water.



De ionen worden hierbij gehydrateerd.



(Hoeveel watermoleculen rond het kation komen te zitten, hangt af van onder meer de grootte van het ion. Dit kan niet zonder meer worden afgeleid).

2. Zuren en basen volgens Arrhenius

2.1. Zuren

Volgens Arrhenius is een zuur een verbinding tussen waterstof en een zuurrest. In water treedt een **ionisatie** op.



Een Arrheniuszuur is aldus een stof die H^+ (een proton) overdraagt aan H_2O , zoals bijvoorbeeld HCl en H_2SO_4 .

2.2. Basen

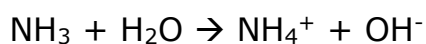
Een Arrheniusbase is een stof die, opgelost in water, de concentratie aan hydroxide-ionen in water doet toenemen, zoals hydroxiden en ammonium.

Een hydroxide is een verbinding tussen een metaalion en het hydroxide-ion. Bij oplossen treedt er dissociatie op:



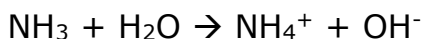
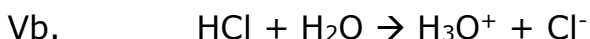
Voorbeelden hiervan zijn NaOH, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, etc...

Ammoniak ioniseert in water tot ammonium en hydroxide-ionen:

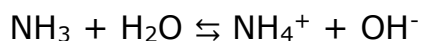
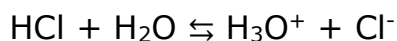


3. Protolyse

Een reactie waarbij een proton wordt overgedragen van één molecuule naar een andere is een protolyse (letterlijk: loskomen van proton).

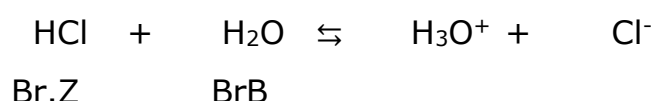


De omgekeerde reactie kan ook verlopen. De protolysereactie is dus een **evenwichtsreactie**, er ontstaat een dynamisch evenwicht.

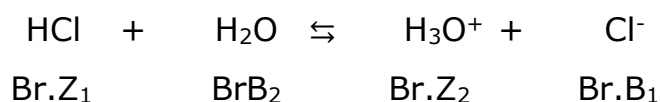


4. Zuur-base theorie volgens Brønsted

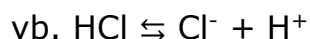
Een reactie tussen zuren en basen gaat steeds gepaard met overdracht van protonen. Brønsted voerde daarom nieuwe begrippen in: een **Brønsted-zuur** is een protondonor, een **Brønsted-base** is een protonacceptor. Een zuur-base reactie is een reactie tussen een Brønsted-zuur en een Brønsted-base, waarbij een proton wordt overgedragen van het zuur naar de base (protolyse!).



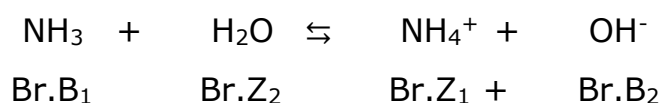
Omdat de reactie ook in omgekeerde zin verloopt, kunnen we de termen Brønsted-zuur en Brønsted-base ook toepassen op de reactieproducten.



De indexen duiden aan dat de deeltjes van elkaar zijn afgeleid. We zien dus dat bij elk Brønsted-zuur een Brønsted-base hoort en omgekeerd. We spreken van het **geconjugeerd** zuur/de geconjugeerde base. Beide vormen een **zuur-base koppel**



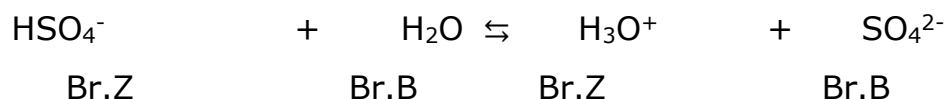
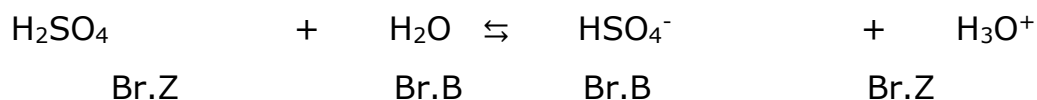
Evenzo



Merk op: **water** is noch een zuurvormende stof, noch een basevormende stof. Toch fungeert ze soms als Brønsted-zuur en als Brønsted-base !

Water (niet alleen water, maar ook sommige andere stoffen) kan naargelang zijn omgeving als Brønsted-zuur of als Brønsted-base optreden. Dergelijke stoffen hebben een **amfolyt** of **amfoteer** karakter.

Vb.



We stellen vast dat waterstofsulfaat (HSO_4^-) ook een amfoliet is.

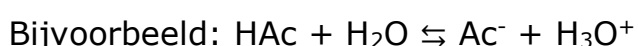
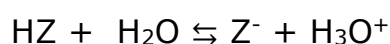
Oefening: vul het geconjugeerde zuur of de geconjugeerde base in van de gegeven stoffen.

Zuur	Geconjugeerde base	Base	Geconjugeerd zuur
HNO ₃		HPO ₄ ²⁻	
NH ₄ ⁺		H ₂ O	
H ₂ O		CO ₃ ²⁻	
H ₂ S		HCO ₃ ⁻	
HClO ₄		S ²⁻	

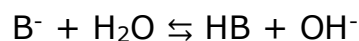
5. Protolysereacties

Een zuur kan slechts protonen afgeven als een stof aanwezig is die protonen wil/kan opnemen. Een base kan slechts protonen opnemen als een stof aanwezig is (een zuur) die protonen afstaat. Een reactie waarbij een proton wordt overgedragen van een molecule naar een andere, noemen we een protolysereactie (zie eerder). In de meeste gevallen fungeert water als protonacceptor of protondonor.

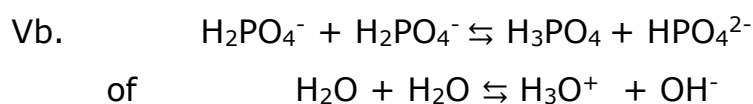
Protolyse van een zuur:



Protolyse van een base:



Wanneer een proton wordt uitgewisseld tussen dezelfde moleculen, spreekt men van **autoprotolyse**.



Oefeningen

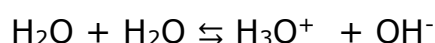
Schrijf de protolyse van HNO_3 , H_2CO_3 , HCO_3^- , HClO_4 , HCN , CO_3^{2-} .

Schrijf de protolysereactie van HNO_3 waarbij HNO_3 enerzijds als Brønsted-zuur en anderzijds als Brønsted-base optreedt.

6. De waterconstante – ionisatie-evenwicht in water

Wanneer we de twee elektroden van een open stroomkring waarin een lamp is geschakeld, in zuiver water dompelen, zien we dat de lamp niet brandt. Hieruit kunnen we afleiden dat zuiver water de elektrische stroom niet geleidt en er aldus geen ionen in aanwezig zijn. Gebruik makend van zeer fijne meetapparatuur (sensoren) kan men vaststellen dat het water de stroom wél, maar in uiterste beperkte mate geleidt, onvoldoende om een lamp te doen branden. Dit betekent echter dat er wel degelijk ionen aanwezig zijn in zuiver water.

Door botsing van twee H_2O – moleculen, springt een proton over, waarbij H_3O^+ en OH^- - ionen ontstaan. De omgekeerde reactie is ook mogelijk.



Water treedt hier op als zowel Brønsted-zuur en Brønsted-base: het is een amfolyt. Dit is tevens een autoprotolyse.

Mits de reactie omkeerbaar is, komt een **chemisch evenwicht** tot stand. Het evenwicht van deze autoprotolyse ligt volledig aan de kant met water.

De evenwichtsconstante van deze reactie is:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]}$$

De concentratie van H₂O in H₂O is:

$$1 \text{ L} = 1000\text{g}$$

$$1 \text{ mol} = 18\text{g}$$

$$\text{aantal mol / L} = \frac{1000\text{g}}{18\text{g/mol}} = 55,555 \text{ mol}$$

De concentratie van OH⁻ en H₃O⁺ is zó klein dat de concentratie aan H₂O er niet noemenswaardig wordt door gewijzigd¹: de concentratie van H₂O in H₂O kan daarom altijd als constant worden beschouwd. Mits de evenwichtsconstante ook een constante is, kunnen we de twee constanten vervangen door een nieuwe, namelijk de waterconstante, K_w:

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

Nauwkeurige metingen leveren voor de **waterconstante** **K_w = 10⁻¹⁴** .

Vermits in zuiver water [H₃O⁺] = [OH⁻]

volgt daaruit dat **[H₃O⁺] = [OH⁻] = 10⁻⁷ mol /L**.

De evenwichtsconstante van water is dus ook gelijk aan

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{10^{-7} \times 10^{-7}}{55,555 \times 55,555} = 3,25 \cdot 10^{-18}$$

Een dergelijk kleine evenwichtsconstante betekent dat het evenwicht volledig is verschoven naar de kant met water, en er dus nauwelijks H₃O⁺ en OH⁻ ionen voorkomen in water.

¹ Stel dat de concentratie van H₃O⁺ gelijk is aan 10⁻⁵ dan is de concentratie van H₂O = 55,555-55, 55499. Dit zal in de berekening geen verschil uitmaken (mits toch steeds wordt afgerond op 2 cijfers na de komma).

Men kan ook uitrekenen dat er slechts 1 H_3O^+ en OH^- ion aanwezig zijn per 555×10^6 moleculen water:

$$1 \text{ L} \rightarrow 10^{-7} \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

$$55,555 \text{ mol H}_2\text{O} \rightarrow 10^{-7} \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

$$55,555 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ moleculen H}_2\text{O} \rightarrow 10^{-7} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ H}_3\text{O}^+ \text{ ionen}$$

$$55,555 \times 10^{23} \text{ moleculen H}_2\text{O} \rightarrow 10^{-7} \times 10^{23} \text{ H}_3\text{O}^+ \text{ ionen}$$

$$55,555 \times 10^{23} \text{ moleculen H}_2\text{O} \rightarrow 10^{16} \text{ H}_3\text{O}^+ \text{ ionen}$$

$$55,555 \times 10^7 \text{ moleculen H}_2\text{O} \rightarrow 1 \text{ H}_3\text{O}^+ \text{ ion}$$

$$555,55 \times 10^6 \text{ moleculen H}_2\text{O} \rightarrow 1 \text{ H}_3\text{O}^+ \text{ ion}$$

7. De ionisatiegraad van elektrolyten

7.1. De ionisatiegraad – het ionisatieprocent

De **ionisatiegraad** is de verhouding van het aantal gesplitste deeltjes op het totaal aantal opgeloste deeltjes:

$$\alpha = \frac{x}{N}, \quad \text{waarbij} \quad \begin{array}{l} x = \text{het aantal gesplitste deeltjes,} \\ N \text{ het totaal aantal opgeloste deeltjes.} \end{array}$$

De ionisatiegraad schommelt noodzakelijkerwijze tussen 0 en 1.

$$0 \leq \alpha \leq 1$$

Is de dissociatie/ionisatie volledig dan is $\alpha = 1$, als de stof niet ioniseert of dissocieert dan is $\alpha = 0$ (de stof is dan een niet-elektrolyt). Zwakke elektrolyten hebben een kleine α , sterke elektrolyten hebben een $\alpha \approx 1$.

Het **ionisatieprocent** is een onbenoemd getal ($\alpha \times 100$) en drukt de ionisatiegraad in procent uit.

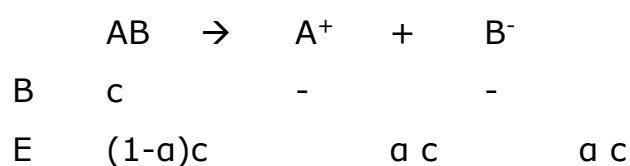
De ionisatiegraad is afhankelijk van temperatuur en concentratie, maar niet van de oplosbaarheid: een stof kan slecht oplosbaar zijn en zeer goed ioniseren, of omgekeerd: een stof kan zeer goed oplosbaar zijn maar bijna niet ioniseren (zoals bijvoorbeeld suiker).

7.2. De verdunningswet van Ostwald

Door middel van een proef wordt aangetoond dat de ionisatiegraad stijgt met toenemende verdunning. Dit kunnen we ook mathematisch aantonen.



De beginconcentratie van stof AB is c mol/L, de ionisatiegraad bedraagt α . Dit betekent dat de evenwichtsconcentraties van de ionen A^+ en B^- αc zijn.



De evenwichtsconstante K_i kan dus geschreven worden als

$$K_i = \frac{\alpha c \cdot \alpha c}{(1 - \alpha)c} = \frac{\alpha^2 c}{(1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{(1 - \alpha)K}{c}}$$

Indien het een zwak elektrolyt betreft, dan is $\alpha \approx 0$ en kunnen we stellen dat $1 - \alpha \approx 1$

Zo kunnen we α berekenen als

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$$

Hieruit blijkt duidelijk dat

- als de concentratie stijgt, dan daalt de ionisatiegraad;
- als de concentratie daalt, dan stijgt de ionisatiegraad.

Dit is de **verdunningswet van Ostwald**: bij het verdunnen van een zwak elektrolyt verhoogt de ionisatiegraad.

Oefeningen

Bereken de concentratie van CH_3COOH dat voor 2 % geïoniseerd is.

Bereken de ionisatieprocent van een 1M HCN oplossing, waarbij geldt dat de $K_i = 4,8 \times 10^{-10}$ (K_i = ionisatieconstante = evenwichtsconstante van een ionisatie)

8. De zuurtegraad

In zuiver water is $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ mol/L.

Sørensen voerde het begrip zuurtegraad of pH (potentio hydrogenii: macht van waterstof) in. De waterstofexponent of pH van een oplossing is de negatieve logaritme van de oxoniumconcentratie:

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

In zuiver water is $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$, waaruit volgt dat de $\text{pH} = 7$

Een oplossing met $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$ M is een neutrale oplossing.

Een **zure oplossing** is een oplossing waarvan $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ M, waaruit volgt dat de **pH < 7**.

Vermits $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ volgt daaruit dat $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ en $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$.

Een **basische** of alkalische oplossing is een oplossing met $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$
→ **pH > 7.**

Vermits $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ volgt daaruit dat $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ en $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$.

Net zoals pH bestaat er ook pOH:

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

Uit de betrekking $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

volgt dat

$$-\log([\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]) = -\log(10^{-14})$$

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] = 14$$

$$\rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Oefening: vul in

$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
		2,4	
			3,8
$1,9 \times 10^{-9} \text{ M}$			
	$8,2 \times 10^{-6} \text{ M}$		

De pH wordt licht beïnvloed door de **temperatuur**.

Temperatuur	pH	[H ₃ O ⁺]
24°C	7	10 ⁻⁷
34°C	6.85	10 ^{-6.85}
44°C	6.7	2x10 ⁻⁷

Bij 44°C is de concentratie aan H₃O⁺ en OH⁻ verdubbeld². Hoewel de concentratie aan oxonium- en hydroxide-ionen is verdubbeld, blijft de concentratie van water nagenoeg ongewijzigd. Bij 24°C is dit 55,555-0.0000001=55,5549999 ≈ 55,555 ; bij 44°C 55,555-0.0000002 = 55,549998 ≈ 55,555. Zelfs indien de concentratie aan oxoniumionen 10⁵ keer zo groot zou zijn, dan is de concentratie aan water 55,555-0.01=55,545≈55,555 niet noemenswaardig veranderd.

Overzicht

Oplossing	Concentratie H ₃ O ⁺ in mol/L	pH	pOH	Concentratie OH ⁻ in mol/L
zuur	1	0	14	10 ⁻¹⁴
zuur	10 ⁻¹	1	13	10 ⁻¹³
zuur	10 ⁻²	2	12	10 ⁻¹²
zuur	10 ⁻³	3	11	10 ⁻¹¹
zuur	10 ⁻⁴	4	10	10 ⁻¹⁰
zuur	10 ⁻⁵	5	9	10 ⁻⁹
zuur	10 ⁻⁶	6	8	10 ⁻⁸
neutraal	10 ⁻⁷	7	7	10 ⁻⁷
alkalisch	10 ⁻⁸	8	6	10 ⁻⁶
alkalisch	10 ⁻⁹	9	5	10 ⁻⁵
alkalisch	10 ⁻¹⁰	10	4	10 ⁻⁴
alkalisch	10 ⁻¹¹	11	3	10 ⁻³
alkalisch	10 ⁻¹²	12	2	10 ⁻²
alkalisch	10 ⁻¹³	13	1	10 ⁻¹
alkalisch	10 ⁻¹⁴	14	0	10 ⁰

² Let erop dat [H₃O⁺]=[OH⁻] en het product [H₃O⁺][OH⁻]= 10⁻¹⁴. Dit lijkt vreemd, maar men mag niet vergeten dat een evenwichtsconstante, en dus ook K_w, geldt voor een welbepaalde temperatuur. Een andere temperatuur levert dus een andere evenwichtsconstante.

9. De zuurconstante

Kunnen we de theorie van chemisch evenwicht gebruiken om meer te weten over de pH van een oplossing? Hoe kunnen we weten of een zuur een sterk of een zwak zuur is?

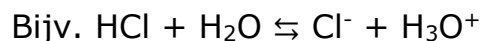
De pH is op zich niet voldoende: een geconcentreerde oplossing van een zwak zuur kan immers een lagere pH hebben dan een sterk verdunde oplossing van een sterk zuur.

De **pH** van een oplossing zal **afhangen** van:

- de sterkte van het zuur;
- de concentratie van het zuur (zie verder);
- (de temperatuur)³.

9.1. De zuurconstante van een sterk zuur

Sterke zuren, zoals bijvoorbeeld zoutzuur (HCl), ioniseren zeer gemakkelijk in water. De ionisatie is bijna volledig.



Als voorbeeld gaan we uit van een oplossing waarbij de $[\text{HCl}] = 0.1 \text{ mol/L}$.

De ionisatie (hier de reactie naar rechts) verloopt zeer snel terwijl de omgekeerde reactie (hier de reactie naar links) vrij traag verloopt. Vrijwel alle HCl moleculen zijn geïoniseerd. De concentratie van oxoniumionen benadert of is gelijk aan de beginconcentratie van HCl:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{HCl}]_b = 0.1 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 1$$

³ we beschouwen dezelfde temperatuur voor alle reacties, zodat we de invloed van de temperatuur buiten beschouwing kunnen laten.

Nauwkeurige metingen leveren op dat evenwicht wordt bereikt als de concentratie $[H_3O^+] = 0.099999999$ en $[HCl] = 0.000000001 = 10^{-9}$.

De ionisatiegraad $\alpha = 0.099999999 \text{ M} / 0.1 \text{ M} \approx 0.1 / 0.1 = 1$

We kunnen dus stellen dat vrijwel alle moleculen ioniseren, het is een sterk zuur.

$$K = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[H_2O][HCl]}$$

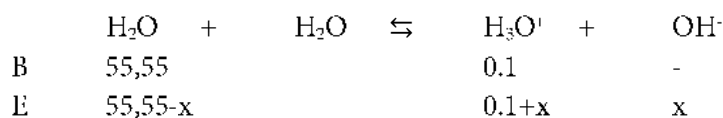
Vermits de concentratie aan H_2O nauwelijks wordt gewijzigd (en 55,555 blijft), kunnen we ze samen met de evenwichtsconstante integreren in een nieuwe constante: de **zuurconstante K_z** .

$$K_z = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl]}$$

of algemeen $K_z = \frac{[Br.B][H_3O^+]}{[Br.Z]}$

In voorgaande berekeningen hielden we geen rekening met de oxoniumionen die afkomstig zijn van de ionisatie van water. We berekenen even hoeveel oxoniumionen afkomstig zijn van water in een 0.1M oplossing zoutzuur.

$[H_3O^+]$ afkomstig van HCl is 0.1 mol/L (zie hoger)



$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = (0.1+x)(x) = 10^{-14}$$

We kunnen veronderstellen dat x klein is, dus dat $0.1+x \approx 0.1$
 $(0.1)(x) = 10^{-14} \rightarrow x = 10^{-13}$

In een zure oplossing verschuift het ionisatie-evenwicht van water naar links (een gevolg van het principe van Le Chatelier – van 't Hoff), waardoor er veel minder oxoniumionen aanwezig zijn afkomstig van de ionisatie van water.

De concentratie aan water wordt hier

$$55,55 \text{ mol/L} - 10^{-13} \text{ mol/L} \approx 55,55$$

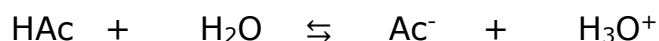
De zuurconstante van deze reactie $K_z = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl]} = \frac{10^{-1} \times 10^{-1}}{10^{-9}} = 10^7$. We merken dus op dat de **zuurconstante** van een **sterk zuur zeer groot** is, het evenwicht ligt dan ook volledig verschoven naar de rechterzijde.

Wanneer we de oplossing 10x verdunnen, wordt de concentratie 10x kleiner: $[H_3O^+] = 10^{-2} \rightarrow \text{pH} = 2$.

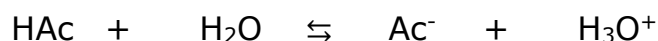
De zuurconstante van een sterk zuur is groot. Wanneer we een oplossing van een sterk zuur 10x verdunnen, stijgt de pH met 1 eenheid.

9.2. De zuurconstante van zwakke zuren

Een voorbeeld van een zwak zuur is azijnzuur. Zwakke zuren hebben een lage ionisatiegraad, dat wil zeggen dat slechts een klein deel van de opgeloste moleculen ioniseren. Het evenwicht van de ionisatie is links gelegen.



Bij deze reactie verloopt de ionisatie behoorlijk traag, de omgekeerde reactie verloopt vrij snel. Als vertrokken wordt van een oplossing azijnzuur met concentratie 0.1M, leveren metingen op dat 0.00133 mol azijnzuur is geïoniseerd.



B 0.1 M

E 0.09867 M 0.001333M 0.001333M

De ionisatiegraad bedraagt $\alpha = \frac{0.00133}{0.1} = 0.0133$.

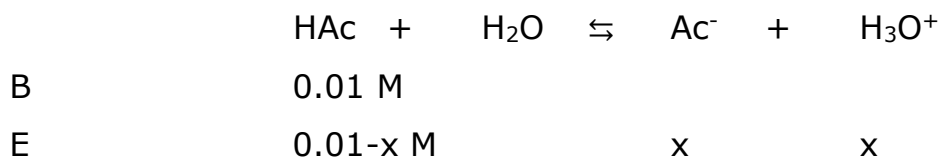
De zuurtegraad kunnen we berekenen op basis van de concentratie aan oxoniumionen.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0.00133) = 2.88$$

$$K_z = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} = \frac{(0.00133)^2}{(0.09867)} = 1.79 \times 10^{-5}$$

De zuurconstante van een zwak zuur is klein.

Als we de oplossing 10x verdunnen, dan kunnen we niet zonder meer stellen dat $[\text{HAc}] = 0.009867$. Azijnzuur is immers een zwak zuur en de ionisatiegraad van zwakke zuren stijgt bij verdunning (verdunningswet van Ostwald) !! We kunnen echter de concentratie aan oxoniumionen wel berekenen.



$$K_z = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} = \frac{x^2}{0.01 - x} = 1.79 \times 10^{-5}$$

$$\rightarrow x^2 + 1.79 \times 10^{-5} x - 1.79 \times 10^{-7} = 0 \rightarrow x = 0.000415$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.000415 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.38$$

De ionisatiegraad is bij de verdunning toegenomen :

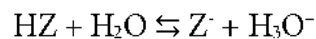
$$\alpha = \frac{0.000415}{0.01} = 0.0415 = 4.15\%$$

De zuurconstante van een zwak zuur is klein. Als we een oplossing van een zwak zuur 10x verdunnen dan stijgt de pH met een halve eenheid.

Naar analogie met pH en pOH introduceren we het begrip pK_z:

$$pK_z = - \log K_z$$

Algemeen:



$$K_z = \frac{[Br. B][H_3O^+]}{[Br. Z]}$$

- de **zuurconstante** is de **evenwichtsconstante** van de protolysereactie van een zuur met water;
- sterke zuren worden gekenmerkt door een grote K_z (K_z >> 1; K_z > 10²) en bijgevolg een kleine pK_z klein (< 0); α ≈ 1; evenwicht verschoven naar zijde met het zuurrest;
- zwakke zuren worden gekenmerkt door een kleine K_z (K_z << 1; K_z < 10⁻²) en bijgevolg een grote pK_z (> 0); α << 1; evenwicht verschoven naar zijde met het zuur.

10. De baseconstante

Analoog met oplossingen van zuren kunnen we stellen dat de pH van een oplossing van een base zal afhangen van:

- de concentratie
- de basesterkte
- (de temperatuur)

De pH van een alkalische oplossing is altijd > 7, de concentratie aan [H₃O⁺] < 10⁻⁷ M en [OH⁻] > 10⁻⁷ M.

Proef: we meten de pH van verschillende oplossingen:

NaOH	0.1M	→ pH=
	0.01 M	→ pH=
NH ₃	0.1M	→ pH=
	0.01 M	→ pH=

10.1. De baseconstante van sterke basen

Een sterke base dissocieert volledig. Een klassiek voorbeeld is natriumhydroxide. We veronderstellen een oplossing NaOH met een concentratie van 0.1 mol per liter.

	NaOH	+	H ₂ O	⇌	Na(H ₂ O) ⁺	+	OH ⁻
B	0.1M				0		0
E	-				0.1M		0.1M

Mits NaOH een sterke base is, dissocieert het zout volledig. De concentratie aan hydroxide-ionen benadert of is gelijk aan de beginconcentratie van het zout.

De evenwichtsconstante van deze reactie is

$$K = \frac{[Na^+][OH^-]}{[H_2O][NaOH]} \rightarrow K_b = \frac{[Na^+][OH^-]}{[NaOH]}$$

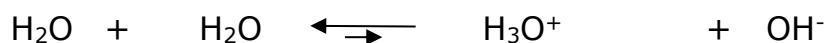
$$\text{of algemeen } K_b = \frac{[Br.Z][OH^-]}{[Br.B]}$$

Volledig analoog aan de zuurconstante, kunnen we de concentratie van water als constant beschouwen. We bekomen een nieuwe constante, de baseconstante. Bij **een sterke base is deze baseconstante groot**.

Evenzo analoog aan de pKz, kunnen we het begrip pKb definiëren:

$$pKb = - \log Kb$$

De concentratie aan OH^- afkomstig van natriumhydroxide verstoort het evenwicht van water (principe van le Châtelier-t'Hoff⁴), waar de ionisatie van water volledig verschuift naar links (analoog aan een zure oplossing).



Het nieuwe evenwicht wordt bereikt als

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = [H_3O^+]0.1 \text{ M} = 10^{-14} \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-13} \text{ M}$$

$$\rightarrow pH = -\log[H_3O^+] = 13$$

of anders

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 10^{-1} = 1$$
$$pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$$

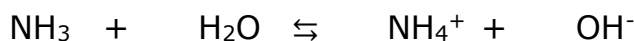
Door de oplossing tien maal te verdunnen wordt de concentratie aan hydroxide ionen tien maal kleiner:

$$[OH^-] = 10^{-2} \text{ M} \rightarrow pOH = -\log[OH^-] = 2 \rightarrow pH = 12$$

⁴ Zie hoofdstuk chemisch evenwicht: toevoegen van een component zorgt dat een deel van het toegevoegde component verdwijnt omdat het evenwicht naar de andere zijde verschuift.

10.2. De baseconstante van zwakke basen

Een klassiek voorbeeld van een zwakke base is ammoniak.



Wanneer 0.1 mol NH_3 gas in water wordt opgelost, blijkt uit metingen dat het chemisch evenwicht bereikt wordt als 0.00133 mol omgezet is in OH^- ionen. Daardoor blijven er nog 0.09867 mol NH_3 -moleculen over. De ionisatiegraad α is dan ook gelijk aan

$$\alpha = \frac{0.00133}{0.1} = 0.0133.$$

Ammoniak is een zwakke base, het evenwicht ligt links. In een 0.1 M oplossing NH_3 is de concentratie aan hydroxide-ionen=0.00133 M

$$[\text{OH}^-] = 0.00133 \text{ M} = 10^{-2.88} \rightarrow \text{pOH} = 2.88 \rightarrow \text{pH} = 11.12$$

De evenwichtsconstante van dit ionisatie-evenwicht is

$$K = \frac{(\text{NH}_4^+)(\text{OH}^-)}{(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})}$$

Omdat de concentratie aan water constant is kunnen we een nieuwe formule invoeren, nl. de baseconstante (analoog aan de zuurconstante):

$$K = \frac{(\text{NH}_4^+)(\text{OH}^-)}{(\text{NH}_3)} = 1.78 \times 10^{-5}$$

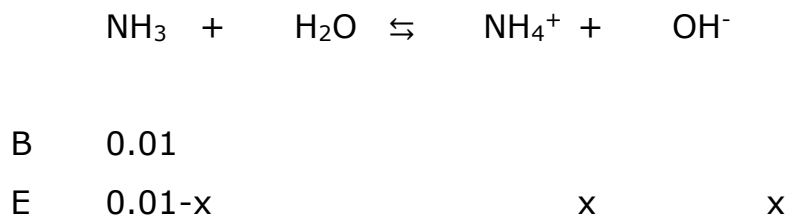
Dit getal is klein, dit stemt overeen met de ligging van het evenwicht naar links.

De pK_b waarde is (analoog aan de pK_z) gelijk aan het negatief logaritme van de baseconstante:

$$pK_b = -\log K_b$$

$$pK_b = -\log 1.78 \times 10^{-5} = 4.75$$

Volledig analoog aan een zwak zuur, kunnen we de concentraties van de verschillende ionen gaan berekenen wanneer we de oplossing 10x verdunnen.



$$K_b = \frac{(NH_4^+)(OH^-)}{(NH_3)} = 1.78 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0.01 - x} \rightarrow x = 0.000415 = [OH^-]$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - \log(0.000415) = 10.62$$

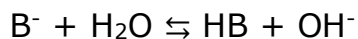
Net zoals bij een zwak zuur, stijgt de ionisatiegraad met toenemende verdunning:

$$\alpha = \frac{0,000415}{0,01} = 0,0415 = 4,15\%$$

De baseconstante van een zwakke base is klein.

Wanneer we een oplossing van een zwakke base 10x verdunnen daalt de pH met een halve eenheid.

Algemeen:

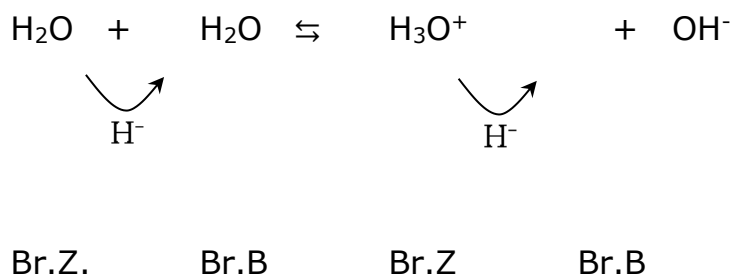


$$K_b = \frac{(Br.Z)(OH^-)}{(Br.B)}$$

- de baseconstante is de evenwichtsconstante van de protolysereactie van een base met water
- sterke basen: K_b groot ($K_b \gg 1$; $K_b > 10^2$); pK_b klein (< 0); $\alpha \approx 1$; evenwicht verschoven naar zijde met het hydroxide-ion.
- zwakke basen: K_b klein ($K_b \ll 1$; $K_b < 10^{-2}$); pK_b groot (> 0); $\alpha \ll 1$; evenwicht verschoven naar zijde met de base

10.3. Opmerking

Water ondergaat autoprotolyse.



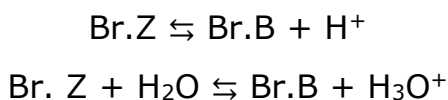
Wanneer we water als een Brønsted-zuur beschouwen, dan is de $K_z = [H_3O^+][OH] = 10^{-14}$.

Wanneer we water als een Brønsted-base beschouwen, dan is de $K_b = [H_3O^+][OH] = 10^{-14}$.

Met andere woorden, voor water is $K_z = K_b = K_w$.

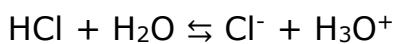
11. Zuur-base koppels

Een zuur-base koppel bestaat uit een Brønstedzuur en de ermee overeenstemmende (geconjugeerde) Brønstedbase.



Het Brønstedzuur heeft een zuurconstante die het evenwicht van de protolysereactie tussen het zuur en water beschrijft. De Brønstedbase heeft een baseconstante die het evenwicht van de protolysereacties tussen de base en water beschrijft.

We onderzoeken het verband tussen beide constanten. Als voorbeeld nemen we opnieuw zoutzuur.

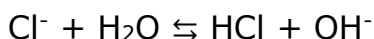


Het zuur-base koppel is $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}^+$

De zuurconstante die het evenwicht van de protolyse tussen HCl en H₂O beschrijft is

$$K_z = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{Cl}^-)}{(\text{HCl})} = 10^7$$

De baseconstante beschrijft het evenwicht van de protolyse tussen H₂O en de Bronstedbase:



$$K_b = \frac{(\text{HCl})(\text{OH}^-)}{(\text{Cl}^-)}$$

We zien dat een aantal concentraties in beide breuken voorkomen, maar wat in de noemer voorkomt van de K_z , komt in de teller voor bij de K_b . We maken het product van de zuur- en de baseconstante:

$$K_z \cdot K_b = \frac{(H_3O^+)(Cl^-)(HCl)(OH^-)}{(HCl)(Cl^-)} = (H_3O^+)(OH^-) = K_w = 10^{-14}$$

$$K_z \times K_b = K_w = 10^{-14}$$

Verder kunnen we berekenen dat

$$K_z \times K_b = K_w = 10^{-14}$$

$$-\log(K_z \times K_b) = -\log K_w = -\log 10^{-14}$$

$$-\log K_z - \log K_b = 14$$

$$pK_z + pK_b = 14$$

Uitgaande van de zuurconstante kun je de baseconstante berekenen van de geconjugeerde base in een zuur-base koppel.

Voorbeeld 1: $HCl \rightleftharpoons Cl^- + H^+$

$$K_z = 10^7 \rightarrow pK_z = -7$$

$$pK_z + pK_b = 14$$

$$-7 + pK_b = 14$$

$$pK_b = 21 \rightarrow K_b = 10^{-21}$$

Zoutzuur is een zeer sterk zuur. De geconjugeerde base van zoutzuur is bijgevolg een zeer zwakke Brønstedbase.

Uit de vergelijking $K_z \times K_b = 10^{-14}$ volgt dus: bij een sterk Brønsted-zuur hoort een zwakke geconjugeerde Brønsted-base en omgekeerd.

Voorbeeld 2: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

De baseconstante beschrijft het evenwicht van de protolyse tussen NH_3 en H_2O .

$$K_b = \frac{(\text{NH}_4^+)(\text{OH}^-)}{(\text{NH}_3)} = 1.78 \times 10^{-5}$$

$$\text{p}K_b = -\log K_b = 4.75$$

Dit is relatief klein, ammoniak is dus zwakke base.

Het zuur-base koppel is: $\text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}^+$

De zuurconstante beschrijft het evenwicht tussen het Brønsted-zuur en water:

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

$$K_z = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{NH}_3)}{(\text{NH}_4^+)}$$

Opnieuw volgt hieruit dat $K_z \times K_b = K_w = 10^{-14}$ en $\text{p}K_z + \text{p}K_b = 14$

We kunnen dus berekenen dat $\text{p}K_z = 14 - \text{p}K_b = 14 - 4.75 = 9.25$ en $K_z = 10^{-9.25} = 5.62 \times 10^{-10}$

Het Brønsted-zuur NH_4^+ is zwakker zuur dan de geconjugeerde base (NH_3) basisch is.

Wanneer men de zuur-base koppels rangschikt volgens dalende zuurconstante (toenemende pK_z), dan ontstaat een tabel met bovenaan de sterke zuren (met geconjugeerde zwakke basen), onderaan de uiterst zwakke zuren (met geconjugeerde sterke basen). Deze tabel is een belangrijk werkinstrument en bevindt zich op de laatste pagina van deze nota's.

12. De pH van zure en basische oplossingen

12.1. Zure oplossingen

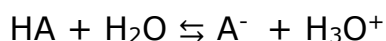
De pH van een zure oplossing hangt af van

- de sterkte van het zuur
- de concentratie van de oplossing.

Merk op, bij het verdunnen van een zure oplossing kan men nooit een alkalische oplossing bekomen (bv. een 1 M HCl-oplossing 10^8 x verdunnen). Wanneer de concentratie kleiner wordt dan 10^{-7} mol/L, dan overheerst de ionisatie van water.

We gaan na hoe we de zuurtegraad van een oplossing kunnen berekenen uitgaande van de zuurconstante en de concentratie van de oplossing.

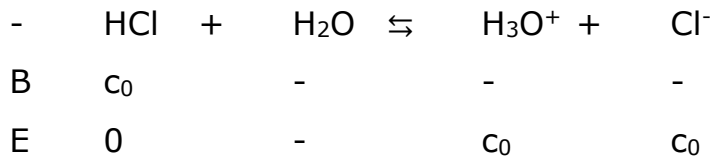
12.2. De pH van een oplossing van een sterk (éénwaardig) zuur⁵



Vb. een oplossing van HCl.

De oxoniumionen zijn afkomstig van de ionisatie van het zoutzuur en water.

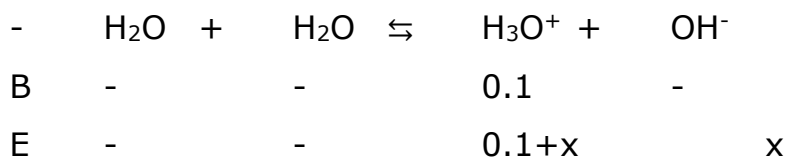
⁵ De pH van meerwaardige zuren komt later aan bod in deze cursus



De evenwichtsconstante is groot ($K_z=10^7$), wat betekent dat het evenwicht van deze reactie rechts ligt. Vrijwel alle HCl moleculen zijn geïoniseerd, de concentratie aan H₃O⁺ (afkomstig van HCl) is dan ook gelijk aan de beginconcentratie van het zuur.

De concentratie aan oxoniumionen afkomstig van de ionisatie van water is compleet verwaarloosbaar.

Immers:



Waarbij $[H_3O^+][OH^-]=K_w=(0.1+x)x$.

In een neutrale oplossing zijn de concentraties van oxoniumionen en hydroxide-ionen gelijk aan 10^{-7} M. Door het principe van Le Châtelier-'t Hoff zal door toevoeging van oxoniumionen (afkomstig van HCl), de ionisatie van water afnemen (met andere woorden, x zal nog kleiner zijn dan 10^{-7}).

We kunnen dus zeker stellen dat $0.1+x \approx 0.1$.

Hieruit volgt dat $K_w=0.1x \rightarrow x = 10^{-13}$ M = $[OH^-] = [H_3O^+_{\text{afkomstig van ionisatie van water}}]$.

De totale concentratie aan H₃O⁺ = de oxoniumionen afkomstig van de ionisatie van het zuur én van water. Alleen is dit laatste verwaarloosbaar ($0.1\text{M} + 10^{-13}$ M \approx 0.1M).

Dus:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0 \text{ zuur} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log c_0 \text{ zuur}$$

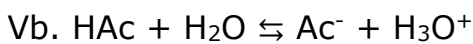
De pH van een

$$0.1 \text{ M HCl oplossing} = 1$$

$$0.01 \text{ M HCl oplossing} = 2$$

Wanneer we de oplossing van een sterk zuur 10x verdunnen stijgt de pH met 1 eenheid.

12.3. De pH van een oplossing van een zwak zuur



$K_z = 1.78 \times 10^{-5} \rightarrow$ het evenwicht ligt naar links.

De oxoniumionen zijn afkomstig van de ionisatie van water en deze van het zuur.

	HAc	+	H ₂ O	⇌	Ac ⁻	+	H ₃ O ⁺
B	c ₀				-		-
E	c ₀ -x				x		x

$$K_z = \frac{(\text{Br. B})(\text{H}_3\text{O}^+)}{(\text{Br. Z})} = \frac{x \cdot x}{c_0 - x}$$

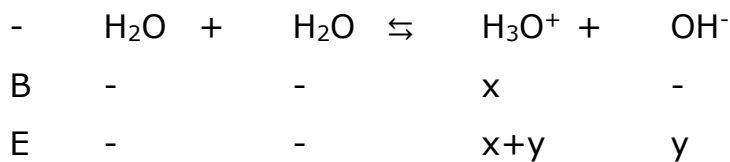
De concentratie aan azijnzuur dat niet ioniseert benadert de beginconcentratie (lage ionisatie van azijnzuur omwille van de lage K_z -waarde). We veronderstellen dus dat $c_0 - x \approx c_0$.

De vergelijking wordt dan $K_z = \frac{(Br.B)(H_3O^+)}{(Br.Z)} = \frac{x \cdot x}{c_0 - x} \approx \frac{x^2}{c_0} \rightarrow x = (H_3O^+) = \sqrt{c_0 \cdot K_z}$

Door te veronderstellen dat $c_0 - x \approx c_0$ maken we echter een fout. Als deze fout kleiner is dan 5%, dan is deze aanvaardbaar (want op de K_z -waarde zit zelf een fout van ca. 5%). Zoniet, moeten we daadwerkelijk de tweedegraadsvergelijking volledig uitrekenen.

Indien $\frac{x}{c_0} = \frac{\sqrt{c_0 \cdot K_z}}{c_0} < 0.05$ dan is de fout die we maken aanvaardbaar en is de veronderstelling gerechtvaardigd.

De oxoniumionen zijn echter ook deels afkomstig van de ionisatie van water:



Opnieuw zal door het principe van Le Châtelier 't Hoff het ionisatie-evenwicht van water verschuiven naar de linkerzijde; de concentratie aan hydroxide- en oxoniumionen afkomstig van water zal dus veel kleiner zijn dan 10^{-7} M (cfr. sterke zuren). Deze hoeveelheid is dus – behalve in zeer verdunde concentraties – verwaarloosbaar ($x+y \approx x$).

$$[H_3O^+] = \sqrt{c_0 \cdot K_z}$$

$$pH = -\log \sqrt{c_0 \cdot K_z} = -\frac{1}{2} \log(c_0 \cdot K_z) = -\frac{1}{2} \log c_0 - \frac{1}{2} \log K_z = \frac{1}{2} pK_z - \frac{1}{2} \log c_0 \text{ zuur}$$

Toegepast op azijnzuur:

$$[HAc] = 0.1 \text{ M} \rightarrow x/c_0 = 0.00133/0.1 < 5\% \rightarrow pH = \frac{1}{2} \times 4.75 - \frac{1}{2} \times (-1) = 2.88$$

$$[HAc] = 0.01 \text{ M} \rightarrow x/c_0 = 0.000415/0.01 < 5\% \rightarrow pH = \frac{1}{2} \times 4.75 - \frac{1}{2} \times (-2) = 3.38$$

Bemerk: wanneer we een oplossing van een zwak zuur 10x verdunnen stijgt de pH met een halve eenheid.

Merk ook op:

$$K_z = \frac{(Br.B)(H_3O^+)}{(Br.Z)} = \frac{(Ac^-)(H_3O^+)}{(HAc)} = \frac{(H_3O^+)^2}{c_0}$$
$$\alpha = \frac{(H_3O^+)}{c_0} = \frac{K_z}{(H_3O^+)}$$

$$[HAc]=0.1 \rightarrow \alpha = 1.78 \times 10^{-5} / 0.00133 = 0.0133$$

$$[HAc]=0.01 \rightarrow \alpha = 1.78 \times 10^{-5} / 0.000415 = 0.042$$

→ Door de oplossing van een zwak zuur (zwak elektrolyt) te verdunnen vergroot de ionisatiegraad.

Oefeningen

Bereken de pH van een oplossing HBr met concentratie 0.015 M.

Bereken de pH van een oplossing die 12.6 g HNO₃ per liter bevat.

Bereken de pH van een oplossing HNO₂ met een concentratie van 0.025 M.

Bereken de zuurtegraad van een HBrO-oplossing met een concentratie van 0.06M.

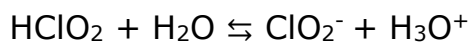
De pH van 1 liter HCl oplossing bedraagt 1.5. Bereken de nieuwe pH nadat de oplossing verdund werd met 500mL water.

12.4. De pH van een randgeval –zuur

Sommige zuren en basen hebben de zuur-/baseconstante zodanig dat we ze noch als sterk(e) noch als zwak(ke) zuur/base kunnen beschouwen. Dit betekent dat we een fout maken wanneer we de reeds geziene formules

gebruiken voor de berekening van de pH. Hoe kunnen we de pH dan berekenen ? Is de fout groot ?

Vb. HClO_2 0.1M ($K_z = 10^{-2}$; $\text{p}K_z = 2$)



1) benadering met formule van zwak zuur:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_z - \frac{1}{2} \log c_0 = \frac{1}{2} \times 2 - \frac{1}{2} \log 0.1 = 1.5$$

2) benadering met formule van een sterk zuur:

$$\text{pH} = -\log c_0 = 1$$

3) exacte pH (de concentratie aan H_3O^+ berekenen door gebruik te maken van de K_z)

	HClO_2	+	H_2O	\rightleftharpoons	ClO_2^-	+	H_3O^+
B	0.1				-		-
E	0.1-x				x		x

$$K_z = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{ClO}_2^-)}{(\text{HClO}_2)} = 0.01$$

$$K_z = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{ClO}_2^-)}{(\text{HClO}_2)} = \frac{x \cdot x}{0.1-x} \rightarrow x^2 + 0.01x - 0.001 = 0 \rightarrow x = 0.027$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.027 \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 1.57$ (dit is de exacte pH)

De fout die we maken door de formule van een zwak zuur te gebruiken is $(1.57 - 1.5) / 1.57 = 0.045 = 4.5\%$. Deze fout is klein en aanvaardbaar.

De fout die we maken door de formule voor een sterk zuur te gebruiken is $(1.57 - 1) / 1.57 = 0.365 = 36.5\%$. Deze fout is niet meer aanvaardbaar.

Vul hier in

Wordt automatisch aangepast

pKz = 2 Kz = 1,00E-02

pH berekend met formule voor sterk zuur

pH berekend met formule voor sterk zuur, maar rekening gehouden met de protonen afkomstig van water

pH berekend met formule voor zwak zuur. Er werd geen rekening gehouden met de protonen afkomstig van water

Berekend via evenwichtsconstante, rekening gehouden met protonen van water

c	form st.z.	form st.z.	form zw.z.	exact*	D	Wortel	x	[H+]
1	0,00	0,00	1,00	1,02	4,01E-02	0,20025	0,095125	0,095125
0,1	1,00	1,00	1,50	1,57	4,10E-03	0,064031	0,027016	0,027016
0,01	2,00	2,00	2,00	2,21	5,00E-04	0,022361	0,00618	0,00618
0,001	3,00	3,00	2,50	3,04	1,40E-04	0,011832	0,000916	0,000916
0,0001	4,00	4,00	3,00	4,00	1,04E-04	0,010198	9,9E-05	9,91E-05
0,00001	5,00	5,00	3,50	5,00	1,00E-04	0,01002	9,99E-06	1,01E-05
0,000001	6,00	5,96	4,00	5,96	1,00E-04	0,010002	1E-06	1,1E-06
0,0000001	7,00	6,70	4,50	6,70	1,00E-04	0,01	1E-07	2E-07
0,00000001	8,00	6,96	5,00	6,96	1,00E-04	0,01	1E-08	1,1E-07
0,000000001	9,00	7,00	5,50	7,00	1,00E-04	0,01	1E-09	1,01E-07
1E-10	10,00	7,00	6,00	7,00	1,00E-04	0,01	1E-10	1E-07

Rode pH's zijn onmogelijk (zuur milieu!)

Enkel dit concentratiegebied is van belang!

Het lijkt er dus op dat de formule voor een zwak zuur meestal een aanvaardbare benadering geeft. Echter, wanneer we de berekeningen opnieuw uitvoeren voor andere beginconcentraties, dan zien we dat de formule voor de sterke zuren in de meeste gevallen een betere benadering is.

Het lijkt er in ieder geval op dat men voor randgevallen beter de pH altijd berekend vanuit de berekende concentratie aan oxoniumionen.

12.5. De pH van alkalische oplossingen

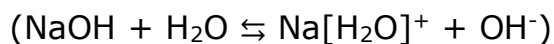
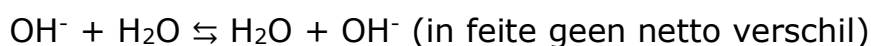
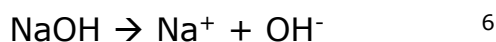
De pH van een alkalische oplossing wordt (volledig analoog aan zure oplossingen) bepaald door:

- de basesterkte,
- de concentratie van de oplossing.

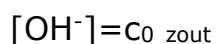
12.6. De pH van oplossingen van sterke basen

12.7. Sterke eenwaardige basen

Hydroxiden van alkalimetalen dissociëren in water:



De concentratie aan hydroxide-ionen is gelijk aan de beginconcentratie van het zout.



De ionisatie van water draagt ook bij tot een hoeveelheid van hydroxide-ionen, maar volledig analoog aan oxoniumionen bij zure oplossingen, is deze hoeveelheid te verwaarlozen bij geconcentreerde oplossingen van de base (let op: dit is *niet* het geval bij verdunde oplossingen, i.e. 10^{-5} en kleiner!).

⁶ let op het feit dat NaOH een Arrhenius-, maar geen Brønsted-base is

Bijgevolg:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log C_0 \text{ zout}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log C_0 \text{ zout}$$

Bijvoorbeeld:

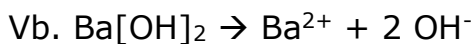
$$NaOH \ 0.1M \rightarrow [OH^-] = 0.1M \rightarrow pOH=1 \rightarrow pH=13$$

$$NaOH \ 0.01 \ M \rightarrow [OH^-] = 0.01M \rightarrow pOH=2 \rightarrow pH=12$$

Bij het verdunnen van een oplossing van een sterke base daalt de pH met één eenheid.

12.8. Sterke tweewaardige basen

Hydroxiden van aardalkalimetalen zijn redelijk sterke basen.

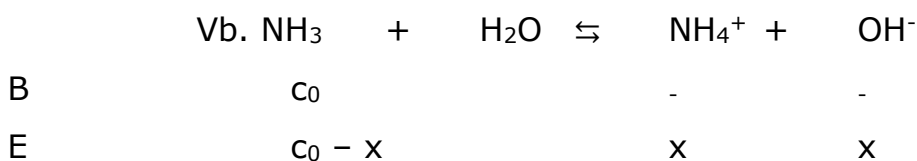


Elke formuleenheid die dissocieert levert, twee hydroxide ionen op. De evenwichtsconcentratie van de hydroxide-ionen, zal dan ook tweemaal zo groot zijn als de beginconcentratie van het zout.



$$[OH^-] = n C_0 \text{ zout} \rightarrow pOH = -\log n C_0 \text{ zout} \rightarrow pH = 14 + \log n C_0 \text{ zout}$$

12.9. De pH van oplossingen van zwakke basen



Mits het een zwakke base betreft, is het evenwicht gelegen aan de linkerzijde. De evenwichtsconcentratie van ammoniak benadert de beginconcentratie van ammoniak ($c_0 - x \approx c_0$).

$$K_b = \frac{(Br.Z)(OH^-)}{(Br.B)} = \frac{x.x}{c_0-x} \approx \frac{x^2}{c_0}$$

$$x = \sqrt{c_0 K_b} = (OH^-)$$

$$pOH = -\log(OH^-) = -\log \sqrt{c_0 K_b} = -\frac{1}{2} \log K_b - \frac{1}{2} \log c_0$$

$$pOH = \frac{1}{2} pK_b - \frac{1}{2} \log c_0$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - \frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} \log c_0$$

Vermits $pK_z + pK_b = 14 \Rightarrow \frac{1}{2} pK_z + \frac{1}{2} pK_b = 7 \Rightarrow \frac{1}{2} pK_b = 7 - \frac{1}{2} pK_z$; geldt ook:

$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_z + \frac{1}{2} \log c_0$$

Vb. NH_3 0.1 M \rightarrow pH = 11.125
 0.01M \rightarrow pH = 10.625

Bij verdunnen van een oplossing van een zwak zuur daalt de pH met een halve eenheid.

De verdunningswet van Ostwald geldt ook voor zwakke basen.

$$K_b = \frac{(Br.Z)(OH^-)}{(Br.B)} = \frac{(OH^-)(NH_4^+)}{(NH_3)} = \frac{(OH^-)^2}{c_{0base}}$$

$$\alpha = \frac{(OH^-)}{c_{0base}} \Rightarrow \alpha = \frac{K_b}{(OH^-)} \text{ vermits } [NH_3]_e \approx c_0 \text{ base}$$

vb. NH₃ 0.1 M

$$\text{pH}=11.125 \rightarrow \text{pOH}=2.875 \rightarrow [\text{OH}^-]=1.33 \times 10^{-3}$$

$$\alpha = (1.78 \times 10^{-5}) / (1.33 \times 10^{-3}) = 0.0134$$

0.01 M

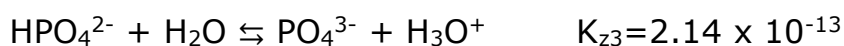
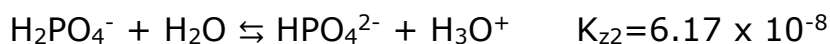
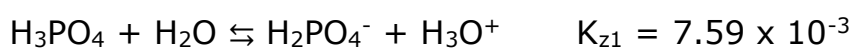
$$\text{pH}=10.625 \rightarrow \text{pOH}=3.375 \rightarrow [\text{OH}^-]=4.22 \times 10^{-4}$$

$$\alpha = (1.78 \times 10^{-5}) / (4.22 \times 10^{-4}) = 0.0422$$

12.10. De pH van meerwaardige zuren

12.11. Meerwaardige zuren

Meerwaardige zuren zijn zuren die meer dan één proton kunnen overdragen naar water. De ionisatie gebeurt in sprongen (trapsgewijze ionisatie), elk met een eigen evenwichtsconstante (en dus ook zuurconstante).



Merk op : de 2de en 3de zuurconstanten zijn zo klein (omwille van de negatieve lading wordt niet zo snel een tweede of derde proton afgestaan), dat de 2de en 3de ionisatie (behalve bij zwavelzuur in lage concentraties, zie verder) geen noemenswaardige bijdrage zullen leveren aan de concentratie oxoniumionen. De verhouding van de eerste tot de tweede, en van de tweede tot de derde zuurconstante, is immers ca. 10^5 .

$$\frac{K_{z1}}{K_{z2}} \approx 10^5 \text{ en } \frac{K_{z2}}{K_{z3}} \approx 10^5$$

12.12. pH berekening

vb1. H_3PO_4 $K_{z1}=7.59 \times 10^{-3}$; $K_{z2}=6.2 \times 10^{-8}$; $K_{z3}=4.8 \times 10^{-13}$

Fosforzuur is een meerwaardig zuur waarbij de verschillende zuurconstante als volgt zijn:

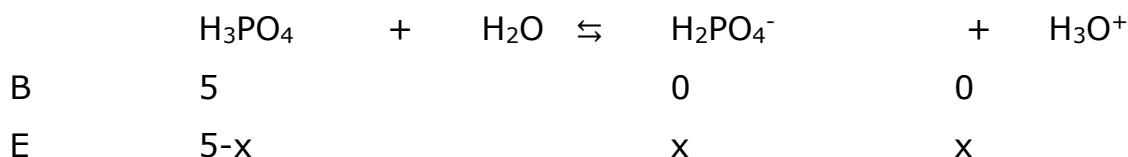
$$K_{z1}=7.59 \times 10^{-3} ; K_{z2}=6.2 \times 10^{-8} ; K_{z3}=4.8 \times 10^{-13}$$

De relatieve zuursterktes van de zuren zijn



H_3PO_4 zelf is een zwak zuur. De tweede en derde ionisatie verlopen veel minder vlot (zie zuurconstante), waardoor enkel de eerste ionisatie noemenswaardig bijdraagt tot de concentratie aan oxoniumionen. Dit vergemakkelijkt de pH berekening voor oplossingen van fosforzuur.

Vb. Bereken de pH van een 5 M H_3PO_4 - oplossing en bepaal de evenwichtsconcentratie van de andere ionen in oplossing.



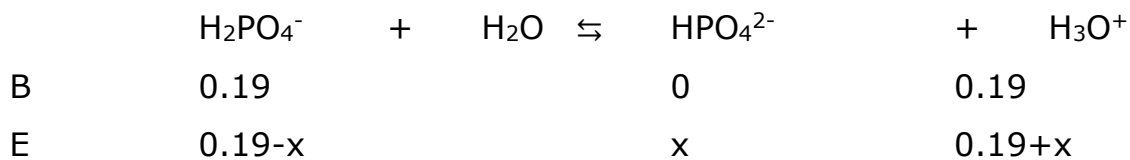
$$K_{z1} = 7.5 \times 10^{-3} = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}{(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{x \cdot x}{5-x} \approx \frac{x^2}{5} \rightarrow x = 1.9 \times 10^{-1}$$

Vermits $0.19/5 < 0.05$, is de benadering $5-x \approx 5$ aanvaardbaar.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.19\text{M} \rightarrow \text{pH} = 0.72$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0.19\text{M}$$

$$[\text{H}_3\text{PO}_4] = 5-x = 4.8\text{M}$$

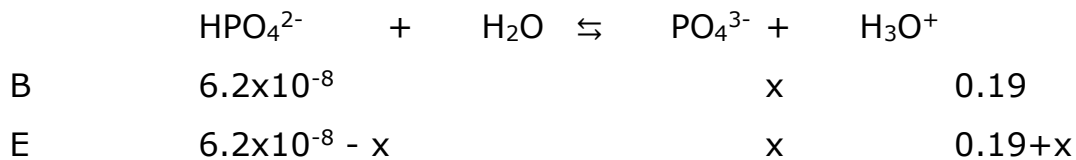


$$K_{z2} = 6.2 \times 10^{-8} = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{HPO}_4^{2-})}{(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} = \frac{(0.19+x)x}{(0.19-x)} \approx x \rightarrow x = 6.2 \times 10^{-8}$$

Vermits $6.2 \times 10^{-8} / 0.19 < 0.05$ is de veronderstelling $0.19 \pm x \approx 0.19$ gerechtvaardigd.

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 6.2 \times 10^{-8}$$

De concentratie aan (PO_4^{3-}) berekenen we op basis van



$$K_{z3} = 4.8 \times 10^{-13} = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{PO}_4^{3-})}{(\text{HPO}_4^{2-})} = \frac{(0.19+x)x}{(6.2 \cdot 10^{-8} - x)} \approx \frac{(0.19)x}{(6.2 \cdot 10^{-8})} \rightarrow x = 1.6 \times 10^{-19} \text{ M}$$

Vermits $1.6 \times 10^{-19} / 6.2 \times 10^{-8} < 0.05$ zijn de veronderstellingen $0.19+x \approx 0.19$ en $6.2 \times 10^{-8} - x \approx 6.2 \times 10^{-8}$ gerechtvaardigd.

$$(\text{PO}_4^{3-}) = 1.6 \times 10^{-19} \text{ M}$$

De concentratie aan hydroxide ionen halen we uit $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = 5.26 \times 10^{-14}$.

We merken op dat de tweede en derde ionisatie geen noemenswaardige bijdrage leveren tot de concentratie van oxoniumionen.

Vb.2 H₂SO₄

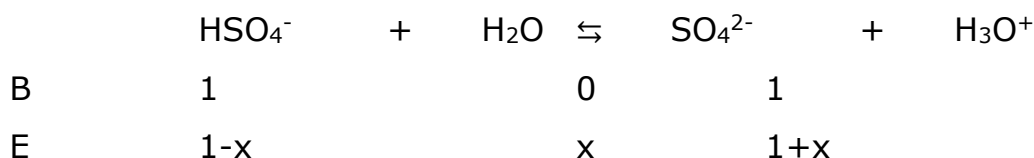
Van de 'gewone' zure is zwavelzuur vrij uniek door het feit dat het een sterk zuur is in de eerste ionisatie, maar een zwak zuur in de tweede ionisatie.

$$K_{z1} = 10^3 ; K_{z2} = 1.2 \times 10^{-2}$$

Dit heeft een invloed op de pH berekeningen, wat we aantonen met volgende twee voorbeelden.

A. Bereken de pH van een H₂SO₄ 1 M oplossing:

Vermits zwavelzuur een sterk zuur is, en de eerste ionisatie volledig verloopt, zal de concentratie aan H₃O⁺ zeker 1M bedragen. Draagt de tweede ionisatie noemenswaardig bij tot de finale concentratie aan oxoniumionen ? Deze vraag kunnen we beantwoorden door de evenwichtsconcentraties te berekenen van de ionisatie van het waterstofsulfaation.



$$K_{z2} = 1.2 \times 10^{-2} = \frac{(H_3O^+)(SO_4^{2-})}{(HSO_4^-)} = \frac{(1+x)(x)}{(1-x)} \approx x \rightarrow x = 1.2 \times 10^{-2}$$

Vermits $0.012 / 1 < 0.05$, is de veronderstelling $1 \pm x \approx 1$ aanvaardbaar.

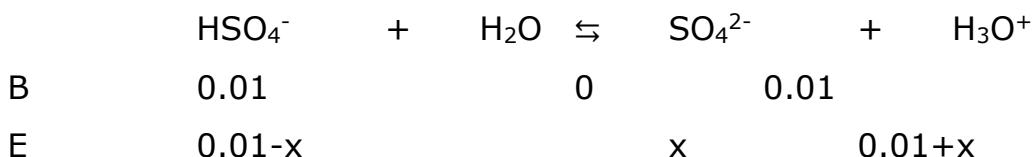
De concentratie aan oxoniumionen $[H_3O^+] = 1 \text{ M} + x = 1.012 \text{ M} \approx 1 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 0.00$.

We stellen vast dat de tweede ionisatie van zwavelzuur geen significante bijdrage levert aan de concentratie aan oxoniumionen.

Bij oplossingen van zwavelzuur met een concentratie kleiner dan 1 M, is dit meestal niet het geval, en moet de tweede ionisatie wel in rekening worden gebracht:

B. Bereken de pH van een 0.01 M H₂SO₄ oplossing.

De concentratie aan H₃O⁺ bedraagt zeker 0.01M tengevolge van de eerste ionisatie. Wat de tweede ionisatie betreft:



$$K_{z2} = 1.2 \times 10^{-2} = \frac{(H_3O^+)(SO_4^{2-})}{(HSO_4^-)} = \frac{(0.01+x)(x)}{(0.01-x)} \approx x \rightarrow x = 1.2 \times 10^{-2}$$

Vermits $0.012 / 0.01 = 1.2$, of, met andere woorden, de gemaakte fout gelijk is aan 120 %, is de veronderstelling $0.01 \pm x \approx 0.01$ niet gerechtvaardigd. De tweedegraadsvergelijking

$$K_{z2} = 1.2 \times 10^{-2} = \frac{(H_3O^+)(SO_4^{2-})}{(HSO_4^-)} = \frac{(0.01+x)(x)}{(0.01-x)}$$

$$x^2 + 2.2 \times 10^{-2}x - 1.2 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \quad \text{waarbij} \quad a = 1; b = 2.2 \times 10^{-2}; c = 1.2 \times 10^{-4}$$

$$x = 4.5 \times 10^{-3}$$

De concentratie aan oxoniumionen bedraagt dus

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.01 \text{ M} + 0.0045 \text{ M} = 0.0145 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 1.84$$

Tijdens de tweede ionisatie worden maar half zoveel oxoniumionen gevormd in vergelijking tot de eerste ionisatie.

Bij de meeste meerwaardige zuren zijn de volgende K_z -waarden zoveel kleiner dan de eerste waarde, dat enkel de eerste ionisatie een significante bijdrage levert aan de concentratie H_3O^+ . Dit betekent dat voor de berekening van de zuurtegraad men meerwaardige zwakke zuren als eenwaardige zwakke zuren kan beschouwen.

Zwavelzuur is – van de algemene zuren – uniek door het feit dat het een sterk zuur is voor de eerste ionisatie, een zwak zuur in zijn tweede ionisatie. In hoge concentraties (1.0 M of hoger) zullen de oxoniumionen van de eerste ionisatie de tweede ionisatie tegenwerken, zodat deze geen significante bijdrage leveren tot de finale concentratie aan H_3O^+ . In een verdunde oplossing van zwavelzuur mag men de hoeveelheid oxoniumionen afkomstig van de tweede ionisatie niet verwaarlozen.

13. De pH van zoutoplossingen

Sommige zouten blijken een invloed te hebben op de pH, andere blijkbaar niet. Sommige zouten gedragen zich als een zuur, andere als een base.

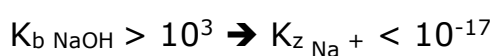
Een zout is opgebouwd uit positieve en negatieve ionen die samen in een ionrooster zitten. Bij oplossen in water komen de ionen vrij. Het positieve ion gedraagt zich als een zuur, het anion als een base. Afhankelijk van de relatieve sterkte van de ionen, zullen ze de zuurtegraad van de oplossing beïnvloeden (of niet).

13.1. Zouten afgeleid van een sterk zuur en een sterke base.

Vb. NaCl, afgeleid van de sterke base NaOH en het sterk zuur HCl



Het positieve ion $\text{Na}(\text{H}_2\text{O})^+$ is een zuur. De K_b van de geconjugeerde base is zeer groot, de K_z van het Brønsted-zuur bijgevolg zeer klein.



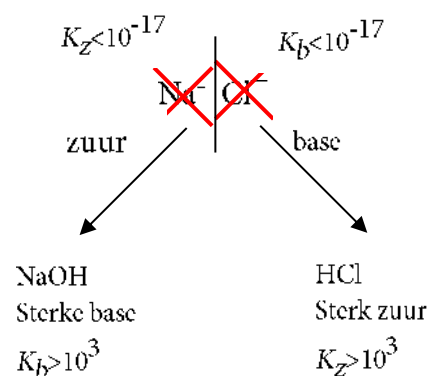
Hieruit volgt dat de zuurconstante kleiner is dan deze van water en dus als zuur te verwaarlozen is.

Het anion Cl^- is de geconjugeerde base van het sterke zuur HCl.



Hieruit volgt dat de baseconstante kleiner is dan deze van water en dus als base te verwaarlozen is.

Beide ionen zijn als zuur en base te verwaarlozen naast water (amfolyt). Ze hebben dus geen invloed op de pH, de oplossing is neutraal.



13.2. De pH afgeleid van een sterk zuur en zwakke base

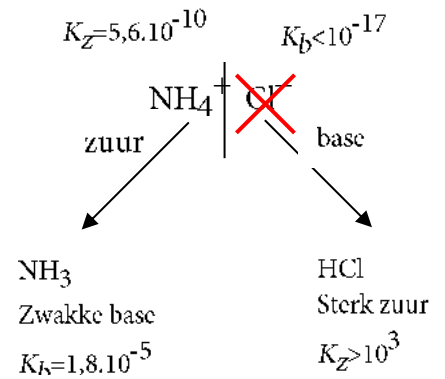
Vb. NH_4Cl afgeleid van de zwakke base NH_3 en het sterke zuur HCl.



Het positieve ion is het geconjugeerd zuur van de zwakke base NH₃.

De $K_z \text{ NH}_4^+ = 5.62 \times 10^{-10}$, dit is groter dan de zuurconstante van water, wat betekent dat het kation als zuur niet te verwaarlozen is ten opzichte van water.

Het anion Cl⁻ is de geconjugeerde base van het sterk zuur HCl.



$$K_z \text{ HCl} > 10^3 \rightarrow K_b \text{ Cl}^- < 10^{-17}$$

Hieruit volgt dat de baseconstante kleiner is dan deze van water en dus als base te verwaarlozen is.

Het positieve ion beïnvloedt de pH. De oplossing is zwak zuur en de pH berekenen we met de formule van een zwak zuur:

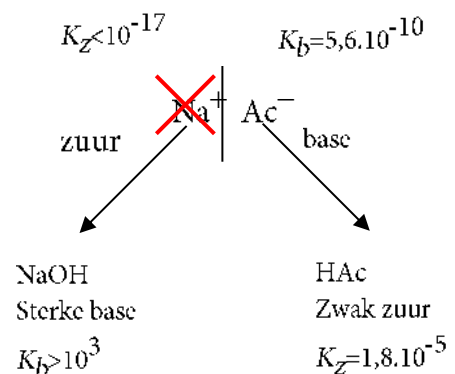
$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_{z+} - \frac{1}{2} \log c_{o+}$$

13.3. De pH afgeleid van een zwak zuur en een sterke base

Vb. NaAc, afgeleid van de sterke base NaOH en het zwak zuur azijnzuur.



Het positieve ion Na⁺ is een zuur. De K_b van de geconjugeerde base is zeer groot, de K_z van het Brønsted-zuur bijgevolg zeer klein.



$$K_b \text{ NaOH} > 10^3 \rightarrow K_z \text{ Na}^+ < 10^{-17}$$

Hieruit volgt dat de zuurconstante kleiner is dan deze van water en dus als zuur te verwaarlozen is.

Het anion Ac^- is de geconjugeerde base van het zwakke zuur HAc.

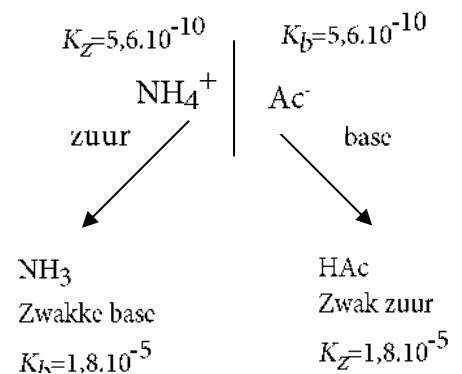
De $K_{b, \text{Ac}^-} = 5.62 \times 10^{-10}$. De K_b -waarde is groter dan de K_b waarde van water, wat betekent dat het anion als base niet te verwaarlozen is ten opzichte van water.

Het negatieve ion zal een invloed hebben op de pH. De oplossing is zwak alkalisch en de pH kan berekend worden met de formule voor een zwakke base:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_{b^-} + \frac{1}{2} \log c_{o^-}$$

13.4. Zouten afgeleid van een zwak zuur en zwakke base

Vb. NH_4Ac , afgeleid van de zwakke base NH_3 en het zwakke zuur HAc.



Het positieve ion NH_4^+ is het geconjugeerd zuur van de zwakke base NH_3 .

De $K_{z, \text{NH}_4^+} = 5.62 \times 10^{-10}$, dit is groter dan de zuurconstante van water, wat betekent dat het kation als zuur niet te verwaarlozen is ten opzichte van water.

Het anion Ac^- is de geconjugeerde base van het zwakke zuur HAc.

De $K_{b,Ac^-} = 5.62 \times 10^{-10}$. De K_b -waarde is groter dan de K_b waarde van water, wat betekent dat het anion als base niet te verwaarlozen is ten opzichte van water.

Zowel het anion als het kation hebben een invloed op de pH.

Het positieve ion geeft H^+ af:



Het anion neemt H^+ op:



Het totale aantal protonen is gelijk aan het aantal protonen afgesplitst door het kation verminderd met het aantal opgenomen door het anion.

$$\begin{aligned} [H^+]_{tot} &= [H^+]_+ - [H^+]_- \\ [H^+]_{tot} &= [NH_3] - [HAc] \\ [H^+]_{tot} &= \frac{K_{z+} \cdot [NH_4^+]}{[H^+]} - \frac{K_{b-} \cdot [Ac^-]}{[OH^-]} \end{aligned}$$

Vermits het zout volledig splitst in ionen en dus $[NH_4^+] = [Ac^-] = c_{zout}$ en vermits :

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

kunnen we schrijven:

$$[H^+]_{tot} = \frac{K_{z+} \cdot c_{zout}}{[H^+]} - \frac{K_{b-} \cdot c_{zout} \cdot [H^+]}{K_w}$$

Hierna volgt, na enkele omzettingen:

$$[H^+]_{tot}^2 = \frac{K_{z+} \cdot K_w \cdot c_{zout}}{K_w + K_{b-} \cdot c_{zout}}$$

Hieruit kan de pH berekend worden.

Doorgaans echter is in de noemer $K_w \ll K_{b-} \cdot c_{zout}$ zodat bovenstaande betrekking wordt:

$$[H^+]_{tot}^2 = \frac{K_{z+} \cdot K_w \cdot c_{zout}}{K_w + K_{b-} \cdot c_{zout}}$$

$$[H^+]_{tot}^2 = \frac{K_{z+} \cdot K_w \cdot c_{zout}}{K_{b-} \cdot c_{zout}}$$

$$[H^+]_{tot}^2 = \frac{K_{z+} \cdot K_w}{K_{b-}}$$

en daaruit volgt:

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_{z+} - pK_{b-})$$

Bovenstaande bewijsvoering kan ook gebruikt worden voor amfolyten (Bijv. $H_2PO_4^-$, HCO_3^- , HPO_4^- , ...). De formule wordt dan:

$$[H^+]_{tot}^2 = \frac{K_z \cdot K_w \cdot c_{amfolyt}}{K_w + K_b \cdot c_{amfolyt}}$$

en meestal te herleiden tot:

$$pH_{amfolyt} = 7 + \frac{1}{2}(pK_z - pK_b)$$

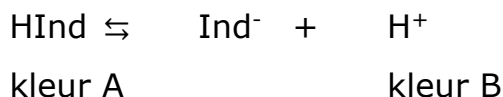
Oefeningen

Bereken de pH van volgende oplossingen.

- NH_4Cl 0,025 mol/L
- K_2CO_3 1,500 g / 100 mL
- NH_4Ac 0,100 mol/L
- C_6H_5COONa 0,080 mol/L
- $NaHCO_3$ 0,010 mol/L
- NH_4F 0,100 mol/L

14. Zuur-base indicatoren

Om na te gaan of een oplossing zuur of alkalisch is, kunnen we gebruik maken van indicatoren. Indicatoren zijn (vaak organische) stoffen, die zelf een zuurbase systeem vormen.



$$K_{zind} = \frac{(H^+)(Ind^-)}{(HInd)}$$

De kleur die we waarnemen zal afhangen van de samenstelling van het mengsel, van de ligging van het evenwicht. Ligt het hoger evenwicht rechts, dan nemen we kleur B waar, ligt dit links, dan nemen we kleur A waar. Die samenstelling hangt af van de $[H^+]$, en dus van de pH:

$$\frac{(HInd)}{(Ind^-)} = \frac{(kleurA)}{(kleurB)} = \frac{(H^+)}{K_{zind}}$$

Als de verhouding van het aantal deeltjes met kleur A op kleur B >10 , dan nemen we kleur A waar, en omgekeerd.

$$\frac{(kleurA)}{(kleurB)} > 10 \Rightarrow \frac{(H^+)}{K_{zind}} > 10 \Rightarrow pH < -1 - \log K_{zind} \Rightarrow pH < pK_{zind} - 1$$

We nemen kleur B waar als 10x meer deeltjes met kleur B aanwezig zijn dan kleur A. Analooq:

$$\frac{(kleurA)}{(kleurB)} < \frac{1}{10} \Rightarrow \frac{(H^+)}{K_{zind}} < \frac{1}{10} \Rightarrow pH > 1 - \log K_{zind} \Rightarrow pH > pK_{zind} + 1$$

Bij en $pK_{zind} - 1 < pH < pK_{zind} + 1$ vertoont de indicator een mengkleur (vaak 2 pH eenheden). $pK_{zind} - 1 \rightarrow pK_{zind} + 1$ noemen we het omslaggebied [Het

deel van pH schaal waar de kleur verandert); $pK_{z \text{ ind}}$ het omslagpunt. Buiten het omslaggebied vertoont de indicator 2 kenmerkende kleuren.

Vb.

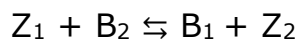
Indicator	Kleur HInd	omslaggebied	Kleur Ind ⁻
Lakmoes	Rood	5-8	Blauw
Fenolftaleine	Kleurloos	8-9.38	Rood
Methyloranje	Rood	3.1-4.4	Oranje
Broomfenolblauw	Geel	3-4	Paars
Broomthymolblauw	Geel	6-7.5	Blauw
Thymolblauw	Geel	1.2-2.8	Blauw

15. Richting van een Z-B reactie

Met elk zuur komt een geconjugeerde base overeen, en omgekeerd. Protolyse is overdracht van protonen van een Brønsted-zuur naar een Brønsted-base.

In welke richting zal een zuur-base reactie verlopen ?

Stel:

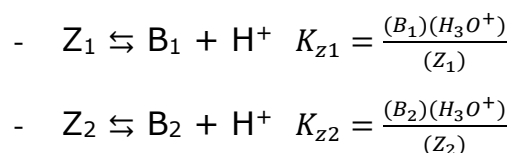


De evenwichtsconstante voor deze reactie is

$$K = \frac{(Z_2)(B_1)}{(Z_1)(B_2)}$$

Indien deze evenwichtsconstante groot is, ligt het evenwicht naar rechts; indien klein, naar links.

De twee zuurbasenkoppels van deze reactie zijn:



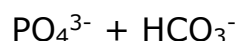
Nu stellen we vast dat $K = \frac{(Z_2)(B_1)}{(Z_1)(B_2)} = \frac{K_{Z1}}{K_{Z2}}$

Met andere woorden: als $K_{Z1} \gg K_{Z2}$ dan ligt het evenwicht aan de rechterzijde, als $K_{Z1} \ll K_{Z2}$ dan ligt het evenwicht aan de linkerzijde. Of anders: het evenwicht ligt verschoven naar de zijde waarvan het zuur de kleinste K_z / grootste pK_z heeft.



Oefening:

Vervolledig onderstaande zuur-base reactie. In welke zin verloopt ze ?



Schrijf de autoprotolyse van HPO_4^{2-} . Gaat deze autoprotolyse door ?

Bereken de evenwichtsconstante van de reactie tussen ClO^- en HAc .

16. Buffers

Proef: we voegen HCl (1 mol/L) bij water (100mL) en meten de pH.

Water	# mL HCl 1M	pH
100 mL	0	7
	0.1	3
	1	2
	2	1.71
	3	1.54
	4	1.41
	5	1.32
	10	1.04

De pH daalt initieel zeer snel, maar de daling zwakt geleidelijk af. Dit leiden we af uit de berekeningen van de pH.

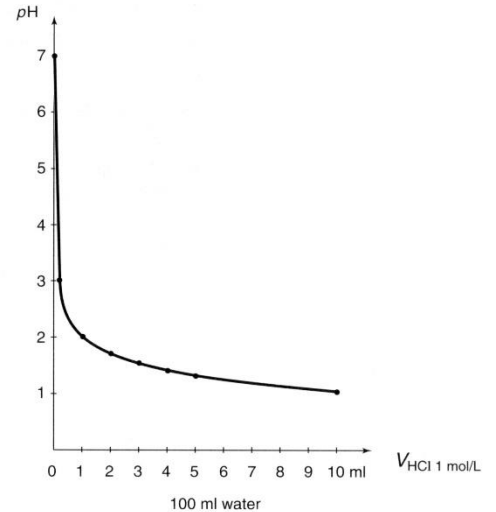
0.1 mL HCl

→ 0.0001 mol HCl

volume=100mL + 0.1mL=100.1 mL

$[H_3O^+] = 0.0001 \text{ mol} / 0.1001 \text{ L} = 10^{-3} \text{ M} \rightarrow$

pH = 3



1 mL HCl

→ 0.001 mol HCl

volume=100mL + 1mL=101 mL

$[H_3O^+] = 0.001 \text{ mol} / 0.101 \text{ L} = 10^{-2} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 2$

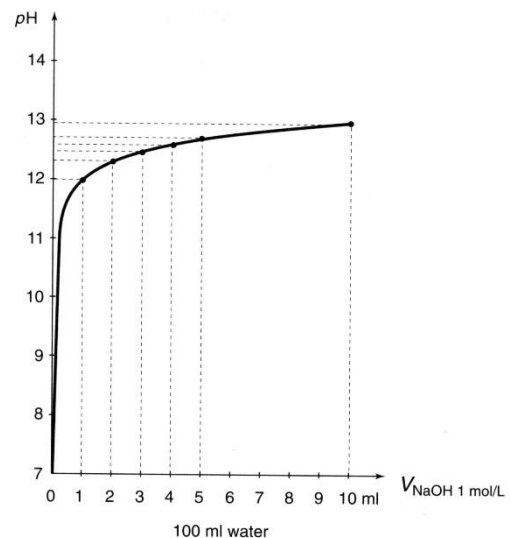
10mL HCl

→ 0.01 mol HCl

volume=100mL + 10mL=110 mL

$[H_3O^+] = 0.01 \text{ mol} / 0.110 \text{ L} = 0.09 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 1.041$

Wanneer we NaOH 1M toevoegen aan 100mL water, verloopt de pH-wijziging gelijkaardig:



Proef:

We voegen in een beker water en meten de pH. Vervolgens voegen we (122mL) HAc 0.1 M toe en meten de pH opnieuw. Na toevoeging van 1g NaAc meten we de pH opnieuw. We verdelen de hoeveelheid over 3 maatbekers, voegen er respectievelijk 1mL van een sterk zuur [HCl, 1M), 1mL van een sterke base (NaOH, 1M) en water bij (verdunnen). Telkens wordt de pH opnieuw gemeten. We voegen vervolgens een overmaat NaOH of HCl toe.

We stellen vast dat in de drie gevallen de zuurtegraad van de oplossing nauwelijks wijzigt. Een mengsel waarvan de pH niet noemenswaardig wijzigt bij het toevoegen van een sterke base of zuur zijn buffermengsels (buffers).

Wanneer we azijnzuur aan het mengsel toevoegen, daalt de zuurtegraad. Azijnzuur is een zwak zuur, bij het toevoegen aan een oplossing worden oxoniumionen vrijgesteld waardoor de pH daalt.



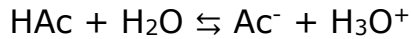
$$pH = \frac{1}{2}pK_z - \frac{1}{2}\log c_{0\text{ zuur}} = \frac{1}{2} * 4.75 - \frac{1}{2}\log 0.1 = 2.875$$

Azijnzuur is een zwak zuur, zodat de concentratie aan oxoniumionen en acetaat-ionen vrij laag ligt.

Bij toevoegen van NaAc stijgt de pH.



Wegens het principe van Le Châtelier, zal de toename aan (Ac⁻) het evenwicht



verschuiven naar links. Acetaationen reageren met oxoniumionen, de concentratie aan H_3O^+ daalt waardoor de pH stijgt.

$$K_z = \frac{\overset{\textit{kleiner}}{(\text{H}_3\text{O}^+)} \overset{\textit{groter}}{(\text{Ac}^-)}}{\underset{\textit{groter}}{(\text{HAc})}}$$

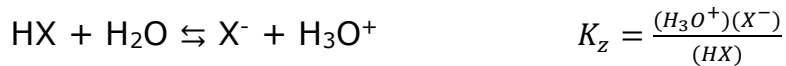
Het nieuwe mengsel bevat:

- veel HAc, de concentratie is ongeveer zo groot als C_0 zuur, zeker in aanwezigheid van de Ac^- van NaAc,
- veel Ac^- , de concentratie is ongeveer zo groot als C_0 zout, vermits het zout volledig dissocieert,
- veel Na^+ , evenveel als toegevoegd, maar verder speelt dit ion geen rol.

Algemeen: een buffer is een mengsel van een zwak Brønsted-zuur [HX) met zijn geconjugeerde Brønsted-base (X^-), of een zwakke Brønsted-base met een geconjugeerd Brønsted-zuur. Het zuur en het zout moeten wel voldoende geconcentreerd zijn.

Voorbeelden van buffermengsels zijn: $\text{HCN} + \text{KCN}$; $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$; $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4$; $\text{NaAc} + \text{HAc}$.

De pH van een buffer-mengsel wordt als volgt berekend:



$$[\text{HX}] \approx c_{0 \text{ zuur}}$$

$$[\text{X}^-] \approx c_{0 \text{ zout}}$$

$$K_z = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{X}^-)}{(\text{HX})} = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)c_{0 \text{ zout}}}{c_{0 \text{ zuur}}}$$

$$(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{K_z c_{0 \text{ zuur}}}{c_{0 \text{ zout}}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_z - \log \frac{c_{0 \text{ zuur}}}{c_{0 \text{ zout}}}$$

Indien men werkt met een buffermengsel bereid op basis van een zwakke Brønsted-base en zijn geconjugeerd Brønsted-zuur, dan wordt de formule:

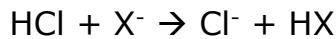
$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{c_{0 \text{ base}}}{c_{0 \text{ zout}}}$$

Vermits in de breuk een verhouding van concentraties staat, heeft het toevoegen van water geen effect (beide concentraties worden evenzeer verdund).

$$\text{pH} = \text{p}K_z - \log \frac{c_{0 \text{ zuur}}}{c_{0 \text{ zout}}} = \text{p}K_z - \log \frac{n_{0 \text{ zuur}}}{n_{0 \text{ zout}}}$$

Verklaring bufferwerking

Bij toevoegen van een sterk zuur $[H_3O^+]$ zal de pH nauwelijks veranderen. De oxoniumionen reageren immers met de zwakke base (X^- , Ac^-) tot het overeenstemmende *bufferzuur*.



Het aantal mol X^- vermindert dus met het aantal mol toegevoegd zuur:

$$[X^-] = n_{0zout} - n_{sterk\ zuur}$$

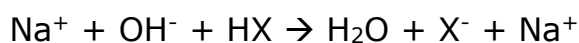
De concentratie van het bufferzuur is toegenomen met het aantal mol toegevoegd zuur:

$$[HX] = n_{0zuur} + n_{sterk\ zuur}$$

De pH na toevoegen van een sterk zuur wordt dus als volgt berekend:

$$pH_{toevoegensterkzuur} = pK_z - \log \frac{n_{0zuur} + n_{sterkzuur}}{n_{0zout} - n_{sterkzuur}}$$

Bij toevoegen van een sterke base (OH^-) zal de pH nauwelijks veranderen. De hydroxide-ionen reageren immers met het zwakke zuur (HX) tot de overeenstemmende *bufferbase*.



Het aantal mol X^- zal vermeerderd zijn met het aantal mol toegevoegde hydroxide-ionen:

$$[X^-] = n_{0zout} + n_{sterke\ base}$$

Het aantal mol HX zal verminderd zijn met het aantal mol toegevoegde hydroxide-ionen:

$$[HX] = n_{0zuur} - n_{sterke\ base}$$

De pH na toevoegen van een sterke base wordt dus als volgt berekend:

$$pH_{toevoegensterkebase} = pK_z - \log \frac{n_{0zuur} - n_{sterkebase}}{n_{0zout} + n_{sterkebase}}$$

Voorbeeld

In een maatkolf van 500 mL doen we 2,456 g NaAc. Hierbij voegen we 25 mL HAC 1,00 mol/L. We lengen aan tot de ijkstreep met water. Bereken de pH .

2,456 g NaAc = 0,030 mol NaAc

25 mL HAC 1,00 mol/L bevat 0,025 mol HAC.

$$\begin{aligned} pH_{\text{buffer}} &= pK_z - \log \frac{c_{O_z}}{c_{Ob}} = pK_z - \log \frac{n_{O_z}}{n_{Ob}} \\ &= 4,75 - \log \frac{\frac{0,025 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}}}{\frac{0,030 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}}} = 4,75 - \log \frac{0,025}{0,030} = \mathbf{4,83} \end{aligned}$$

We nemen 100 mL buffer en we voegen hieraan 10 mL HCl 0,1 mol/L (= niet weinig) toe.

Bereken de pH .

100 mL buffer bevat 0,006 mol NaAc en 0,005 mol HAC.

10 mL HCl 0,1 mol/L bevat 0,001 mol HCl.

$$pH = 4,75 - \log \frac{0,005 + 0,001}{0,006 - 0,001} = 4,75 - \log \frac{0,006}{0,005} = 4,67$$

We nemen 300 mL buffer en we voegen hieraan 100 mg NaOH toe.

Bereken de pH .

300 mL buffer bevat 0,018 mol NaAc en 0,015 mol HAC.

100 mg NaOH = 0,0025 mol NaOH.

$$pH = 4,75 - \log \frac{0,015 - 0,0025}{0,018 + 0,0025} = 4,75 - \log \frac{0,0125}{0,0205} = 4,96$$

Oefeningen

- Bereken de pH van volgende buffers:
 - 24,560 g HCN en 32,816 g KCN in 500 mL oplossing
 - 0,125 mol NaH_2PO_4 en 0,210 mol K_2HPO_4 in 1 L oplossing
 - mengsel van 250 mL NH_3 2,12 mol/L en 500 mL NH_4Cl 1,78 mol/L
- Hoeveel gram ammoniumchloride moet je bij een halve liter NH_3 0,1 mol/L voegen om een buffer met pH 9,00 te bekommen?
- Je wenst 2 L $\text{HCOOH}/\text{HCOONa}$ -buffermengsel te maken met $pH = 4$. Je beschikt over 30,000 g HCOONa . Hoeveel mL HCOOH -oplossing 2 mol/L heb je nodig?
- Bereken de pH als je aan de buffer uit oefening 2 toevoegt:
 - 25 druppels HNO_3 0,5 mol/L (1 druppel = 0,05 mL)
 - een korreltje KOH met massa 0,612 g
- Bereken de pH als je aan de buffer uit oefening 3 toevoegt:
 - 12 mL H_2SO_4 0,20 mol/L
 - 1 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 - 10,000 g HCOONa

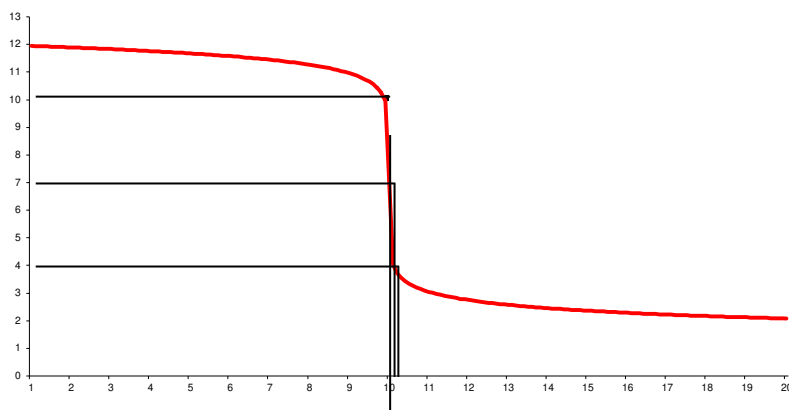
17. Zuur-base titraties & Neutralisatie

Met behulp van een titratie kan men de (ongekende) concentratie van een stof in een bepaalde oplossing bepalen. Uit de concentratie van de titreervloeistof (ook wel titrant of titrans genoemd) en het volume dat moet worden toegevoegd om al het aanwezig product in het monster te laten reageren, kan men de concentratie van de stof in het monster berekenen. Bij een titratie zoekt men steeds het **equivalentiepunt** op. Bij het equivalentiepunt (EP) is de stechiometrische verhouding tussen het titrant en het monster bereikt. Bij een neutralisatiereactie is bij het EP een hoeveelheid titrant toegevoegd die precies voldoende zuur bevat om met al het base in het monster te reageren (of omgekeerd). Het grote probleem is echter de bepaling van het equivalentiepunt. Dit kan echter grafisch worden bepaald door de pH uit te zetten in functie van het aantal toegevoegde volume titrans, of via een indica

Een **neutralisatie** is een reactie waarbij een zuur met een base reageert. In sommige gevallen ontstaat een neutrale oplossing ($\text{pH}=7$), maar in sommige gevallen levert dit ook een zure of basische oplossing op. Op basis van het verloop van de curve kan men ook de aard van zowel het monster als de titrans bepalen (sterk/zwak zuur/base).

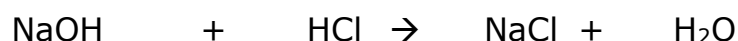
17.1. Titratie van een sterke base met een sterk zuur.

Vb. Titratie van een monster van 100mL NaOH 10^{-2} mol/L (10mL 10^{-1} M + 90mL H₂O) met als titrans een oplossing van 0,1mol/L HCl. Als indicator kan broomthymolblauw worden gebruikt, omdat het EP in het omslaggebied valt (zie verder).



Grafiek die het verloop van de pH verloopt bij titratie van 100mL NaOH met 0.1M HCl. Verticaal: pH, horizontaal: aantal mL toegevoegde 0.1 M HCl.

Het aantal mol NaOH bedraagt $0.1\text{L} * 0.01\text{ M} = 10^{-3}\text{ M}$. Het equivalentiepunt wordt bereikt bij toevoegen van 10^{-3} M HCl.



B	0.001 mol	0.001mol	
E	-	-	0.001 mol

De $\text{pH} = 7$ bij dit equivalentiepunt. Er is immers geen NaOH en HCl meer in de oplossing en NaCl is een zout dat geen invloed heeft op de pH.

Vóór het EP is een deel van de NaOH niet geneutraliseerd en bepaalt deze sterke base de pH.

Vb.

- 0ml HCl toegevoegd: $\text{pOH} = -\log 10^{-2} = 2 \rightarrow \text{pH} = 12$
- 9mL HCl toegevoegd $\rightarrow 0.009\text{ L} * 0.1\text{ mol/L} = 0.0009\text{ mol}$.
 - van de 0.001 mol NaOH blijft bijgevolg 10^{-4} mol over, op een totaalvolume van $100\text{mL} + 9\text{ mL} = 109\text{mL}$.
 - de concentratie aan OH^- bedraagt dus $10^{-4}\text{ mol} / 0,109\text{L} = 0.92 \times 10^{-3}\text{ M}$

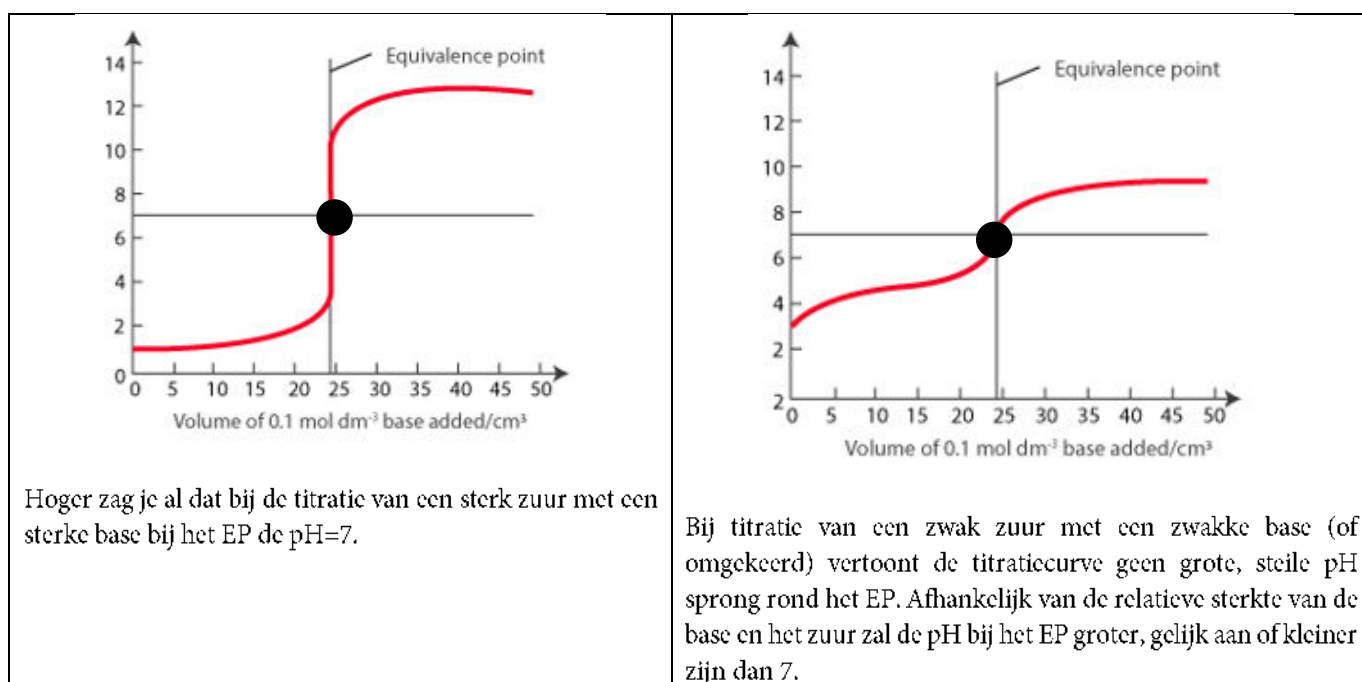
- $\text{pOH} = 3.04 \rightarrow \text{pH} = 10.96$
- 9.9mL HCl toegevoegd $\rightarrow 0.0099 \text{ L} * 0.1 \text{ mol/L} = 0.00099 \text{ mol}$.
 - van de 0.001 mol NaOH blijft er 10^{-5} mol over, op een volume van $100\text{mL} + 9 \text{ mL} = 109,9\text{mL}$.
 - de concentratie aan OH^- bedraagt dus $10^{-5} \text{ mol} / 0,1099 \text{ L} = 0.91 \times 10^{-4} \text{ M}$
 - $\text{pOH} = 4.04 \rightarrow \text{pH} = 9.96$
- 10mL HCl toegevoegd: **het EP is bereikt.**
 - De pH wordt bepaald door water, $\text{pH}=7$. De pH maakt een sprong van 3 eenheden.
- 10.1 mL HCl toegevoegd: er is een overmaat aan HCl, de pH wordt vanaf nu bepaald door het sterke zuur.
 - er is een overschot van $0.1\text{mL} * 0.1 \text{ M} = 10^{-5} \text{ M HCl}$ op een volume van 110,1mL
 - de concentratie aan H_3O^+ bedraagt dus $10^{-5} \text{ M} / 0.1101 \text{ L} = 0.91 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 4.04$
 - de pH maakt opnieuw een sprong van 3 eenheden.
- 11 mL HCl
 - er is een overschot van $1\text{mL} * 0.1 \text{ M} = 10^{-4} \text{ M HCl}$, op een volume van 110,1mL
 - de concentratie aan H_3O^+ bedraagt dus $10^{-4} \text{ M} / 0.110 \text{ L} = 9,009 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 3.05$
- 19 mL HCl
 - er is een overschot van $9\text{mL} * 0.1 \text{ M} = 9 \times 10^{-4} \text{ M HCl}$, op een volume van 119mL
 - de concentratie aan H_3O^+ bedraagt dus $9 \times 10^{-4} \text{ M} / 0.119 \text{ L} = 7.56 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 2.12$

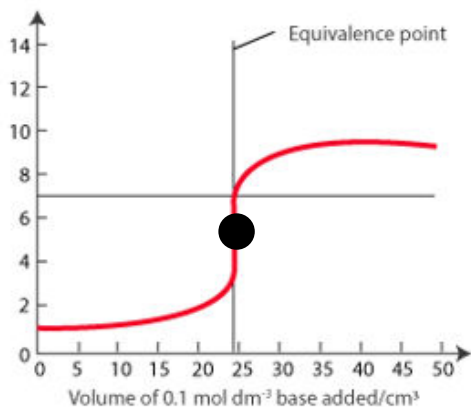
We zien dat bij titratie van een sterk zuur met een sterke base, of omgekeerd, de pH bij het **equivalentiepunt gelijk is aan 7**. In de buurt van het equivalentiepunt maakt de pH een **grote sprong**. Het equivalentiepunt kan dus grafisch worden bepaald (pH-sprong op curve) of via de juiste keuze van een indicator worden aangetoond (equivalentiepunt toont snelle wijziging van pH aan).

17.2. Titraties met zwakke zuren/basen

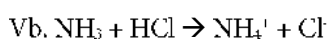
De zuren en basen die gebruikt worden bij titraties kunnen zowel sterk als zwak zijn. Naargelang de titratie zal het monster of de titrant het zuur bevatten. Wanneer het monster een zuur is, dan is de titrant een base, en omgekeerd. Uit een titratiecurve kan je afleiden of het monster een zuur of een base bevat, en of die sterk of zwak is. Ook de aard van de titrant (sterk/zwak zuur/base) kan je achterhalen.

Als de pH bij de start van de titratie kleiner is dan 7, bevat het monster het zuur en de titrant de base.

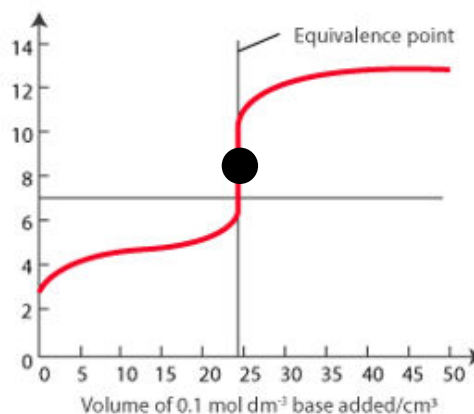
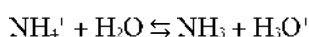




Als de titrant een zwakke base is, ontstaat door reactie met het sterke zuur van het monster een zwak zuur. Daarom is de $pH < 7$ bij het EP.



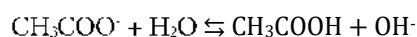
Bij het EP zijn enkel ammoniumionen en chloride-ionen aanwezig. Ionisatie van het zwak zuur NH_4^+ verhoogt de concentratie aan H_3O^+ .



Als de titrant een sterke base is, ontstaat door reactie met het zwakke zuur een zwakke base. Daarom is de $pH > 7$ bij het EP.



Bij het EP zijn hier alleen natriumionen en acetaationen aanwezig in de oplossing. CH_3COO^- is een zwakke base en verhoogt de concentratie aan OH^- .



Als het monster de base bevat, is de pH bij de aanvang van de titratie > 7 . Op een analoge manier kan op basis van de pH bij het EP en het verloop van de curve afgeleid worden of de base en het zuur sterk of zwak zijn.

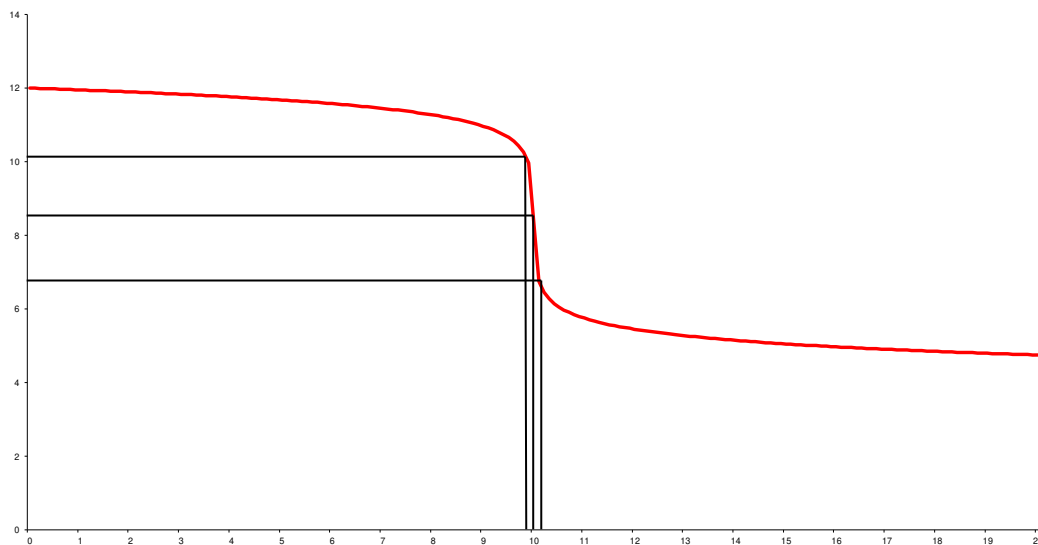
17.3. Uitgewerkt voorbeeld: titratie van een sterke base met een zwak zuur.

De pH berekening bij een titratie van een sterk zuur met een sterke base is relatief eenvoudig vermits de dissociatie/ionisatie van sterke zuren en basen volledig is. Wanneer het zuur een zwak zuur is, ligt de zaak iets moeilijker.⁷ In elk geval zal de ionisatie van het zwak zuur **volledig** zijn in aanwezigheid van de sterke base (mits alle hydroxoniumionen met de hydroxide-ionen reageren tot water wordt de ionisatie van het zwakke zuur een aflopende

⁷ Vooral wanneer men een sterke base bij een zwak zuur voegt.

reactie). De berekening van de pH komt deels neer op de pH van bufferoplossingen, wegens het bestaan van een zwak zuur en de geconjugeerde base naast elkaar in oplossing.

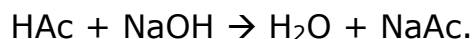
Voorbeeld: titratie van een monster van 100ml NaOH oplossing met concentratie 10^{-2} mol/L met als titrant een oplossing HAc 10^{-1} mol/L, Als indicator wordt fenolftaleïne gebruikt.



Grafiek die het verloop van de pH verloopt bij titratie van 100mL NaOH met 0.1M HAc. Verticaal: pH, horizontaal: aantal mL toegevoegde 0.1 M HAc.

Vóór het EP (0-9,9 mL HAc toegevoegd)

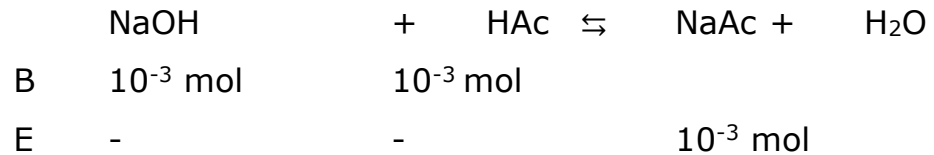
- het monster bevat 10^{-3} mol NaOH
- bij de start van het experiment wordt de pH bepaald door de sterke base NaOH. In dit voorbeeld is de pH=12. Wanneer HAc wordt toegevoegd, reageert dit met NaOH volgens



Zolang het EP niet is bereikt, wordt de pH vooral door de sterke base bepaald. De curve verloopt aanvankelijk op dezelfde manier zoals titratie van sterk zuur met sterke base.

Bij het EP:

- er stechiometrische verhoudingen zuur en base bij elkaar. In dit voorbeeld is er dus 10^{-3} mol HAc bijgevoegd.



- In tegenstelling tot de titratie van een sterk zuur met sterke base, is de pH bij het equivalentiepunt niet neutraal. NaAc is immers een waarvan het negatieve acetaation een zwakke base is. De pH van de oplossing zal daarom groter zijn dan 7 (alkalische oplossing). De pH wordt bepaald door de zwakke Brønsted-base (Ac^-) van het gevormde zout.

$$c_{\text{zout}} = 10^{-3} \text{ mol} / 0.110 \text{ L} = 0.909 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_{b-} + \frac{1}{2} \log c_{o-} = 14 - 0.5 * 9.25 - \log 0.909 \times 10^{-3} = 8.35$$

Na het EP

- na toevoegen van 10,1mL HAc: 0.1 mL 0.1mol/L overmaat HAc. De pH wordt nu beïnvloedt door zowel de overmaat van het zwak zuur als de geconjugeerde zwakke Brønsted-base. Dit is een buffermengsel.

$$\text{volume} = 100\text{mL} + 10.1 \text{ mL} = 0.1101 \text{ L}$$

$$n_{\text{zuur}} = 0.1\text{mL} * 10^{-1} \text{ M} = 10^{-5} \text{ mol}$$

$$c_{\text{zuur}} = 10^{-5} / 0.1101 \text{ L} = 9.08 * 10^{-5} \text{ M}$$

$$n_{\text{zout}} = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c_{\text{zout}} = 10^{-3} \text{ mol} / 0.1101 \text{ L} = 9.08 * 10^{-3} \text{ M}$$

$$\begin{aligned}
 pH &= pK_z - \log \frac{c_{0\text{zuur}}}{c_{0\text{zout}}} = pK_z - \log \frac{n_{0\text{zuur}}}{n_{0\text{zout}}} = 4.75 - \log \frac{9.08 \times 10^{-5}}{9.08 \times 10^{-3}} \\
 &= 4.75 - \log \frac{10^{-5}}{10^{-3}} = 4.75 - \log 10^{-2} = 6.75
 \end{aligned}$$

- 11mL HAc: er is 1mL 0.1 mol/L overmaat HAc. De pH wordt nu beïnvloedt door zowel de overmaat van het zwak zuur als de geconjugeerde zwakke Brønsted-base. Dit is een buffermengsel.

$$\text{volume} = 100\text{mL} + 11 \text{ mL} = 0.110 \text{ L}$$

$$n_{\text{zuur}} = 1\text{mL} * 10^{-1} \text{ M} = 10^{-4} \text{ mol}$$

$$c_{\text{zuur}} = 10^{-4} / 0.110\text{L} = 9.09 * 10^{-4} \text{ M}$$

$$n_{\text{zout}} = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c_{\text{zout}} = 10^{-3} \text{ mol} / 0.110\text{L} = 9.09 * 10^{-3} \text{ M}$$

$$\begin{aligned}
 pH &= pK_z - \log \frac{c_{0\text{zuur}}}{c_{0\text{zout}}} = pK_z - \log \frac{n_{0\text{zuur}}}{n_{0\text{zout}}} = 4.75 - \log \frac{9.09 \times 10^{-4}}{9.09 \times 10^{-3}} \\
 &= 4.75 - \log \frac{10^{-4}}{10^{-3}} = 4.75 - \log 10^{-1} = 5.75
 \end{aligned}$$

- 20mL HAc → 10mL 0.1 mol/L overmaat HAc. De pH wordt nu beïnvloedt door zowel de overmaat van het zwak zuur als de geconjugeerde zwakke Brønsted-base. Dit is een buffermengsel.

$$\text{volume} = 100\text{mL} + 20 \text{ mL} = 0.120 \text{ L}$$

$$n_{\text{zuur}} = 10\text{mL} * 10^{-1} \text{ M} = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c_{\text{zuur}} = 10^{-3} / 0.120\text{L} = 8.3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$n_{\text{zout}} = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c_{\text{zout}} = 10^{-3} \text{ mol} / 0.120\text{L} = 8.3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\begin{aligned}
 pH &= pK_z - \log \frac{c_{0\text{zuur}}}{c_{0\text{zout}}} = pK_z - \log \frac{n_{0\text{zuur}}}{n_{0\text{zout}}} = 4.75 - \log \frac{8.33 \times 10^{-3}}{8.33 \times 10^{-3}} \\
 &= 4.75 - \log \frac{10^{-3}}{10^{-3}} = 4.75 - \log 1 = 4.75
 \end{aligned}$$

Wanneer een monster van een sterke base getitreerd worden met een zwak zuur, treedt opnieuw een pH sprong op bij het EP. Bij het EP is $\text{pH} > 7$. Tijdens de titratie ontstaat ook een buffer.

Tabel : Zuur-basekoppels

pK_2	K_2	brønstedzuur	geconjugeerde brønstedbase	K_b	pK_b
-11	10^{11}	HI	I ⁻	10^{-25}	25
-9	10^9	HBr	Br ⁻	10^{-23}	23
-8	10^8	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	10^{-22}	22
-7	10^7	HCl	Cl ⁻	10^{-21}	21
-3	10^3	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	10^{-17}	17
-2	10^2	HNO ₃	NO ₃ ⁻	10^{-16}	16
-1	10^1	H ₂ CrO ₄	HCrO ₄ ⁻	10^{-15}	15
-1	10^1	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	10^{-15}	15
	10⁰	H₂O⁺ sterk zuur	H₂O heel zwakke base	$K_w = 10^{-14}$	$pK_w = 14$
0,70	$2,0 \cdot 10^{-1}$	HBrO ₃	BrO ₃ ⁻	$5,0 \cdot 10^{-14}$	13,30
0,77	$1,7 \cdot 10^{-1}$	HIO ₃	IO ₃ ⁻	$5,9 \cdot 10^{-14}$	13,23
1,81	$1,55 \cdot 10^{-2}$	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	$6,46 \cdot 10^{-13}$	12,19
1,92	$1,20 \cdot 10^{-2}$	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	$8,32 \cdot 10^{-13}$	12,08
2,00	$1,0 \cdot 10^{-2}$	HClO ₂	ClO ₂ ⁻	$1,0 \cdot 10^{-12}$	12,00
2,12	$7,59 \cdot 10^{-3}$	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	$1,32 \cdot 10^{-12}$	11,88
2,7	$2,0 \cdot 10^{-3}$	Hg(H ₂ O) ₄ ²⁺	Hg(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$5,0 \cdot 10^{-12}$	11,3
3,1	$7,94 \cdot 10^{-4}$	Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺	Fe(H ₂ O) ₅ OH ²⁺	$1,26 \cdot 10^{-11}$	10,9
3,37	$4,27 \cdot 10^{-4}$	HNO ₂	NO ₂ ⁻	$2,34 \cdot 10^{-11}$	10,63
3,48	$3,31 \cdot 10^{-4}$	CH ₃ COOC ₆ H ₄ COOH	CH ₃ COOC ₆ H ₄ COO ⁻	$3,02 \cdot 10^{-11}$	10,52
3,75	$1,78 \cdot 10^{-4}$	HCOOH	HCOO ⁻	$5,62 \cdot 10^{-11}$	10,25
3,9	$1,26 \cdot 10^{-4}$	Sn(H ₂ O) ₄ ²⁺	Sn(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$7,94 \cdot 10^{-11}$	10,1
4,75	$1,78 \cdot 10^{-5}$	CH ₃ COOH (= HAC)	CH ₃ COO ⁻ (= Ac ⁻)	$5,62 \cdot 10^{-10}$	9,25
5,0	$1,0 \cdot 10^{-5}$	Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	Al(H ₂ O) ₅ OH ²⁺	$1,0 \cdot 10^{-9}$	9,0
6,37	$4,27 \cdot 10^{-7}$	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	$2,34 \cdot 10^{-8}$	7,63
6,49	$3,24 \cdot 10^{-7}$	HCrO ₄ ⁻	CrO ₄ ²⁻	$3,09 \cdot 10^{-8}$	7,51
7,04	$9,12 \cdot 10^{-8}$	H ₂ S	HS ⁻	$1,10 \cdot 10^{-7}$	6,96
7,18	$6,61 \cdot 10^{-8}$	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	$1,51 \cdot 10^{-7}$	6,82
7,21	$6,17 \cdot 10^{-8}$	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	$1,62 \cdot 10^{-7}$	6,79
7,53	$2,95 \cdot 10^{-8}$	HClO	ClO ⁻	$3,39 \cdot 10^{-7}$	6,47
7,6	$2,5 \cdot 10^{-8}$	Zn(H ₂ O) ₄ ²⁺	Zn(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$4,0 \cdot 10^{-7}$	6,4
8,69	$2,04 \cdot 10^{-9}$	HBrO	BrO ⁻	$4,9 \cdot 10^{-6}$	5,31
8,7	$2,0 \cdot 10^{-9}$	Cu(H ₂ O) ₄ ²⁺	Cu(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$5,0 \cdot 10^{-6}$	5,3
8,9	$1,26 \cdot 10^{-9}$	Co(H ₂ O) ₆ ²⁺	Co(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$7,94 \cdot 10^{-6}$	5,1
9,0	$1,0 \cdot 10^{-9}$	Pb(H ₂ O) ₄ ²⁺	Pb(H ₂ O) ₃ OH ⁺	$1,0 \cdot 10^{-5}$	5,0
9,25	$5,62 \cdot 10^{-10}$	NH ₄ ⁺	NH ₃	$1,78 \cdot 10^{-5}$	4,75
9,31	$4,90 \cdot 10^{-10}$	HCN	CN ⁻	$2,04 \cdot 10^{-5}$	4,69
9,4	$4,0 \cdot 10^{-10}$	Ni(H ₂ O) ₆ ²⁺	Ni(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,6
9,5	$3,16 \cdot 10^{-10}$	Fe(H ₂ O) ₆ ²⁺	Fe(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$3,16 \cdot 10^{-5}$	4,5
10,25	$5,62 \cdot 10^{-11}$	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	$1,78 \cdot 10^{-4}$	3,75
10,64	$2,29 \cdot 10^{-11}$	HIO	IO ⁻	$4,37 \cdot 10^{-4}$	3,36
11,4	$4,0 \cdot 10^{-12}$	Mg(H ₂ O) ₆ ²⁺	Mg(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
11,7	$2,0 \cdot 10^{-12}$	Ag(H ₂ O) ₂ ⁺	Ag(H ₂ O)OH	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,3
11,96	$1,1 \cdot 10^{-12}$	HS ⁻	S ²⁻	$9,12 \cdot 10^{-3}$	2,04
12,6	$2,5 \cdot 10^{-13}$	Ca(H ₂ O) ₆ ²⁺	Ca(H ₂ O) ₅ OH ⁺	$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,4
12,67	$2,14 \cdot 10^{-13}$	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	$4,68 \cdot 10^{-2}$	1,33
13,2	$6,3 \cdot 10^{-14}$	Ba(H ₂ O) ₈ ²⁺	Ba(H ₂ O) ₇ OH ⁺	$1,6 \cdot 10^{-1}$	0,8
13,8	$1,6 \cdot 10^{-14}$	Li(H ₂ O) ₄ ⁺	Li(H ₂ O) ₃ OH	$6,3 \cdot 10^{-1}$	0,2
$pK_w = 14$	$K_w = 10^{-14}$	H₂O heel zwak zuur	OH⁻ sterke base	10^0	
14,7	$2,0 \cdot 10^{-15}$	Na(H ₂ O) ₆ ⁺	Na(H ₂ O) ₅ OH	$5,0 \cdot 10^0$	-0,3
15,0	$1,0 \cdot 10^{-15}$	K(H ₂ O) ₈ ⁺	K(H ₂ O) ₇ OH	$1,0 \cdot 10^1$	-1,0
29	10^{-29}	OH ⁻	O ²⁻	10^{15}	-15

pK_2 bij 25°C Let op: K_2 is berekend uit pK_2 , waardoor fout op laatste decimaal t.o.v. exacte waarde