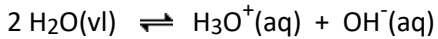


9. Zuren en basen

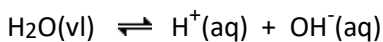
1. Auto-ionisatie van water

Op het eerste gezicht geleidt water de elektrische stroom niet.

Bij gebruik van meer gevoelige meetapparatuur blijkt water toch de elektrische stroom te geleiden, zij het in zeer kleine mate. Zuiver water bevat dus toch ionen, ontstaan door de auto-ionisatie van water.



Deze evenwichtsreactie wordt meestal eenvoudiger als volgt geschreven:



De evenwichtsconstante K van dit evenwicht is zeer klein. De evenwichtstoestand ligt dus volledig links. Deze evenwichtsconstante noemen we het ionenproduct of de dissociatieconstante van water en de waarde ervan is 10^{-14} bij 25°C :

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ev}} \times [\text{OH}^-]_{\text{ev}} = [\text{H}^+]_{\text{ev}} \times [\text{OH}^-]_{\text{ev}} = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Vermits beide ionen (H_3O^+ = oxoniumion / H^+ = waterstofion of proton en OH^- = hydroxide-ion) simultaan ontstaan, geldt:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ev}} = [\text{H}^+]_{\text{ev}} = [\text{OH}^-]_{\text{ev}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$[\text{H}^+]$ is niet altijd gelijk aan $[\text{OH}^-]$. Er zijn drie mogelijkheden:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{neutrale oplossing}$$

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{zure oplossing}$$

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{basische oplossing}$$

De aard van de oplossing kan men aantonen met behulp van indicatoren:

	broomthymolblauw	fenolftaleïne	lakmoes
zure oplossing	geel	kleurloos	blauw → rood
neutrale oplossing	groen	kleurloos	
basische oplossing	blauw	paars	rood → blauw

2. pH en pOH

Omdat $[\text{H}^+]$ en $[\text{OH}^-]$ meestal zeer klein zijn, voerde Sørensen de pH-schaal in.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \text{ en } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$[\text{H}^+]$	pH	$[\text{OH}^-]$	pOH
10^{-7}	7	10^{-7}	7
10^{-5}	5	10^{-9}	9
10^{-9}	9	10^{-5}	5

Hetzelfde p-begrip (exponent) wordt gebruikt voor evenwichtsconstanten:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ev}} \times [\text{OH}^-]_{\text{ev}} = [\text{H}^+]_{\text{ev}} \times [\text{OH}^-]_{\text{ev}} = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

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

Merk op dat de pH daalt als $[\text{H}^+]$ toeneemt en vice versa!

Oplossing	pH	pOH
neutraal	7	7
zuur	<7	>7
basisch/alkalisch	>7	<7

Merk ook op dat in gelijk welke waterige oplossing

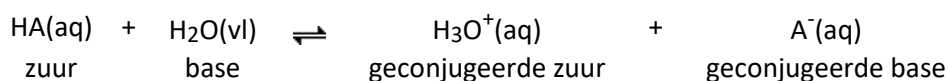
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

3. Dissociatieconstanten

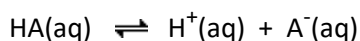
Volgens Arrhenius splitsen zuren waterstofionen en basen hydroxide-ionen af als ze opgelost worden in water. Deze theorie is uiteraard alleen geldig in waterige oplossingen.

Volgens de theorie van Brønsted en Lowry is een zuur een protondonor (H^+) en een base een protonacceptor.

De reactie die optreedt als een zuur (azijnzuur bijv.) opgelost wordt in water kan als volgt geschreven worden:



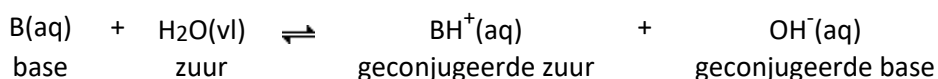
of meer eenvoudig:



De evenwichtsconstante van deze protolysereactie van het zuur wordt de zuurconstante K_z (of aciditeitsconstante K_a – We gebruiken voortaan K_a als symbool) genoemd:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

De reactie die optreedt als een base opgelost wordt in water kan als volgt geschreven worden:



De evenwichtsconstante van deze protolysereactie van de base wordt de baseconstante K_b genoemd:

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

Er is een belangrijk verband tussen K_a van een zuur en K_b van de geconjugeerde base:



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

$$K_{b\text{A}^-} = \frac{[\text{HA}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

$$K_{a\text{HA}} \times K_{b\text{A}^-} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \times \frac{[\text{HA}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14} \text{ (25}^\circ\text{C)}$$

$$K_{a\text{HA}} \times K_{b\text{A}^-} = K_w = 10^{-14}$$

4. Sterk en zwak

Een oplossing van HCl in water geleidt de elektrische stroom zeer goed, een oplossing van azijnzuur daarentegen geleidt de stroom veel minder goed.

Dit verschil kan ook bij basen vastgesteld worden: ammoniakoplossing (weinig geleidend) en natriumhydroxide-oplossing (goed geleidend).

<p>$\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$</p> <p>De evenwichtstoestand ligt helemaal rechts: aflopende reactie.</p> <p>Praktisch alle HCl-moleculen splitsen een proton af.</p> <p>De zuurconstante van HCl is zeer groot. HCl is een sterk zuur.</p> $K_{a\text{HCl}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]} \gg 1$	<p>$\text{NaOH(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Na}^+ \cdot \text{H}_2\text{O(aq)} + \text{OH}^-(\text{aq})$</p> <p>De evenwichtstoestand ligt helemaal rechts: aflopende reactie.</p> <p>Praktisch alle NaOH-eenheden nemen een proton (van water) op.</p> <p>De baseconstante van NaOH is zeer groot. NaOH is een sterke base.</p> $K_{b\text{NaOH}} = \frac{[\text{Na}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NaOH}]} \gg 1$
<p>$\text{HOAc(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{OAc}^-(\text{aq})$</p> <p>De evenwichtstoestand ligt links.</p> <p>Slechts enkele HOAc-moleculen splitsen een proton af.</p> <p>De zuurconstante van HOAc is klein. HOAc is een zwak zuur.</p> $K_{a\text{HOAc}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$	<p>$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$</p> <p>De evenwichtstoestand ligt links.</p> <p>Slechts enkele NH_3-moleculen nemen een proton op.</p> <p>De baseconstante van NH_3 is klein. NH_3 is een zwakke base.</p> $K_{b\text{NH}_3} = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

	Sterk	Zwak
Zuur		
Base		

5. Water: zuur of base

Als een zuur in water opgelost wordt, heeft volgende protolysereactie plaats:



In deze reactie gedraagt water zich als een base: water neemt een proton op dat afgesplitst werd door het zuur HA.

Als een base in water opgelost wordt, heeft volgende protolysereactie plaats:



In deze reactie gedraagt water zich als een zuur: water geeft een proton af dat opgenomen wordt door de base A⁻.

Water kan zich dus gedragen als een **zuur** (protondonor) en als een **base** (protonacceptor). Daarom noemen we het een **amfolyt**.

De **auto-ionisatiereactie** van water:



is dus tegelijk de protolysereactie van het zuur H₂O, als de protolysereactie van de base H₂O.

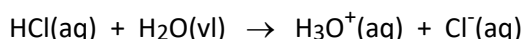
De evenwichtsconstante van deze reactie kan dus beschouwd worden als de zuurconstante van water, maar ook als de baseconstante van water:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = K_{\text{aH}_2\text{O}} = K_{\text{bH}_2\text{O}} = K_{\text{w}} = 1,0 \cdot 10^{-14} (25^\circ\text{C})$$

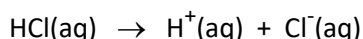
Deze evenwichtsconstanten zijn zeer klein. De evenwichtstoestand ligt dus volledig links. Water is dus slechts theoretisch een zuur/base, in de praktijk beschouwen wij het als een neutrale molecule.

6. pH van een oplossing van een sterk zuur

Als het sterke zuur HCl opgelost wordt in water, zullen bijna alle HCl-moleculen een proton afgeven:



of



Daardoor zal [H₃O⁺] of [H⁺] gelijk zijn aan de oorspronkelijke concentratie van het zuur HCl:

$$[\text{H}^+] = c_{\text{OHCl}}$$

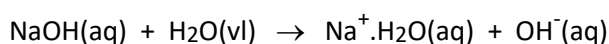
$$\text{Voorbeeld: } 0,1 \text{ mol/L HCl}(\text{aq}) \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = -\log 0,1 = 1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 13$$

In dit geval is de concentratie van de waterstofionen afkomstig van het water te verwaarlozen naast de 0,1 mol/L afkomstig van de ionisatie van HCl. In zuiver water is die concentratie slechts 10⁻⁷ mol/L. Door de aanwezigheid van een overvloed aan waterstofionen afkomstig van het sterke zuur HCl, zal het waterevenwicht helemaal naar links schuiven (Le Chatelier).

7. pH van een oplossing van een sterke base

Als de sterke base NaOH in water oplost, zullen bijna alle NaOH-eenheden een proton opnemen:



De $[\text{OH}^-]$ -concentratie zal dus gelijk zijn aan de oorspronkelijke concentratie van de base NaOH:

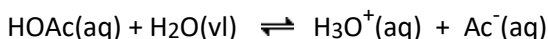
$$[\text{OH}^-] = c_{\text{NaOH}}$$

Voorbeeld: 0,1 mol/L NaOH(aq) \rightarrow $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$ \rightarrow $\text{pOH} = -\log 0,1 = 1$ \rightarrow $\text{pH} = 13$

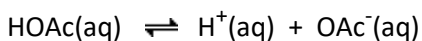
In dit geval is de concentratie van de hydroxide-ionen afkomstig van het water te verwaarlozen naast de 0,1 mol/L afkomstig van de dissociatie van NaOH. In zuiver water is die concentratie slechts 10^{-7} mol/L . Door de aanwezigheid van een overvloed aan hydroxide-ionen afkomstig van de sterke base NaOH, zal het waterevenwicht helemaal naar links schuiven (Le Chatelier).

8. pH van een oplossing van een zwak zuur

Als het zwakke zuur HOAc (azijnzuur) opgelost wordt in water, zullen slechts enkele HOAc-moleculen een proton afsplitsen:



of



$$K_{\text{aHOAc}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ of $[\text{H}^+]$ en de pH van de oplossing kunnen berekend worden uit K_{a} .

Voorbeeld: pH van 0,1 mol/L HOAc

	HOAc	H^+	OAc^-
Begin	0,1 mol/L	0 mol/L (*)	0 mol/L
Δ	- x mol/l	+x mol/L	+x mol/L
Evenwicht	(0,1 - x) mol/L	x mol/L	x mol/L

(*) De waterstofionen afkomstig van de ionisatie van water zijn te verwaarlozen. Het zwakke zuur HOAc ($K_{\text{a}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$) is veel sterker dan het zwakke zuur H_2O ($K_{\text{a}} = 1,0 \cdot 10^{-14}$).

$$K_{\text{aHOAc}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\Rightarrow x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5}x + 1,8 \cdot 10^{-6} = 0$$

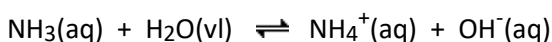
$$\Rightarrow x = 1,3 \cdot 10^{-3}$$

Bij evenwicht vinden we dus: $[\text{H}^+] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ \Rightarrow $\text{pH} = -\log 1,3 \cdot 10^{-3} = 2,88$

$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 11,12$

9. pH van een oplossing van een zwakke base

Als de zwakke base NH_3 (ammoniak) opgelost wordt in water, zullen slechts enkele NH_3 -moleculen een proton opnemen:



$$K_{\text{bNH}_3} = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$[\text{OH}^-]$, pOH en pH van de oplossing kunnen berekend worden uit K_{b} .

Voorbeeld: pH van 0,1 mol/L HOAc.

	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
Begin	0,1 mol/L	0 mol/L	0 mol/L (*)
Δ	- x mol/l	+x mol/L	+x mol/L
Evenwicht	(0,1 - x) mol/L	x mol/L	x mol/L

(*) De hydroxide-ionen afkomstig van de ionisatie van water zijn te verwaarlozen. De zwakke base NH₃ ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) is veel sterker dan de zwakke base H₂O ($K_b = 1,0 \times 10^{-14}$).

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

$$\Rightarrow x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5}x + 1,8 \cdot 10^{-6} = 0$$

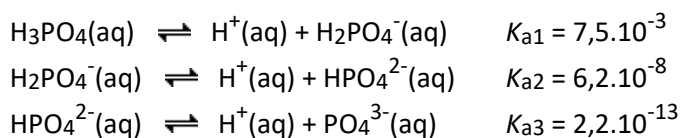
$$\Rightarrow x = 1,3 \cdot 10^{-3}$$

Bij evenwicht vinden we dus: $[\text{OH}^-] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = -\log 1,3 \cdot 10^{-3} = 2,88$.

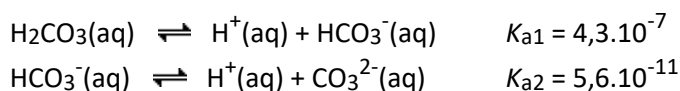
$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 11,12$.

10. Polyprotische zuren

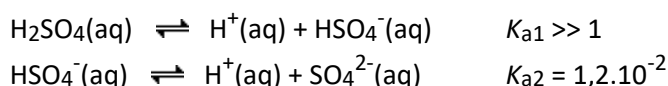
Zuren die meer dan één proton kunnen afsplitsen noemen we polyprotische zuren.



Merk op dat $K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$: dit betekent dat enkel de eerste ionisatiestap belangrijk is. Het aantal protonen dat afgesplitst wordt in de tweede en derde stap is te verwaarlozen.



Merk ook hier op dat $K_{a1} \gg K_{a2}$: dit betekent dat enkel de eerste ionisatiestap belangrijk is. Het aantal protonen dat afgesplitst wordt in de tweede stap is te verwaarlozen.



Zwavelzuur is een sterk zuur, maar enkel voor de eerste ionisatiestap. Voor de tweede stap ligt de evenwichtstoestand eerder links.

Als we de pH van een polyprotisch zuur willen berekenen, moeten we enkel met de eerste ionisatiestap rekening houden. Immers: $K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$. Elke volgende stap is te verwaarlozen.

11. pH van mengsels van zuren en/of basen

- **Mengsel van twee sterke zuren (basen)**

Beide zuren zijn volledig geïoniseerd. Beide zuren dragen onafhankelijk bij aan de H⁺-concentratie van de oplossing.

Beide basen zijn volledig gedissocieerd. Beide basen dragen onafhankelijk bij aan de OH⁻-concentratie van de oplossing.

- **Mengsel van een sterk zuur (base) en een zwak zuur (base)**

Het sterke zuur is volledig geïoniseerd. Het zwakkere zuur daarentegen splitst slechts enkele protonen af en kan dus verwaarloosd worden.

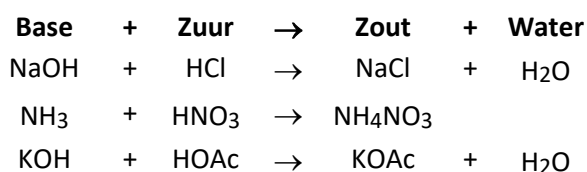
De sterke base is volledig gedissocieerd. De zwakke base daarentegen zal slechts enkele protonen opnemen en daarbij zullen dus slechts enkele OH^- -ionen ontstaan. De zwakke base mag daarom verwaarloosd worden.

- **Mengsel van een zuur en een base**

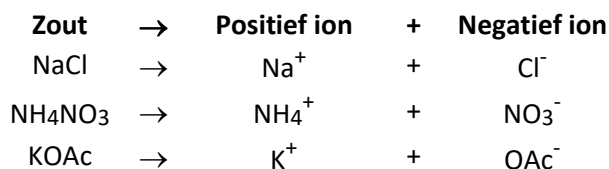
Bij het mengen van een zuur en een base zal er altijd een reactie optreden, waarbij een zout ontstaat. De methode die dan gebruikt wordt voor de berekening van de pH zal afhangen van het stoichiometrische resultaat van de reactie.

12. Zouten

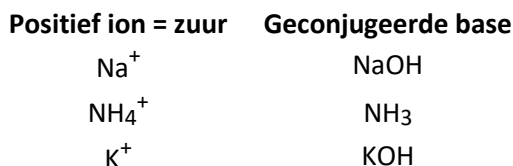
Bij het mengen van een zuur (protondonor) en een base (protonacceptor) reageren beide met elkaar en ontstaat er een zout.



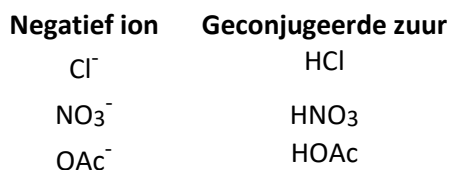
Zouten zijn ionverbindingen. In water splitsen ze in ionen.



Het positieve ion is altijd een zuur.



Het negatieve ion is altijd een base.



Afhankelijk van de sterkte van deze zuren (positieve ionen) en basen (negatieve ionen), zal de oplossing van het zout in water neutraal, zuur of basisch (alkalisch) zijn.

13. Zuur-base-eigenschappen van zouten

- **Neutrale zouten**

Bij het oplossen van NaCl in water dissocieert het zout:



Het positieve Na⁺-ion is een zuur: het geconjugeerde zuur van de base NaOH. Dit is een sterke base: $K_b \gg$

1. Vermits $K_a \times K_b = 10^{-14}$, betekent dit dat K_a van het Na⁺-ion veel kleiner is dan 10^{-14} en dat het Na⁺-ion een veel zwakker zuur is dan water. Het zal geen invloed hebben op de pH.

Het negatieve Cl^- -ion is een base: de geconjugeerde base van het zuur HCl . Dit is een sterk zuur: $K_a \gg 1$. Vermits $K_a \times K_b = 10^{-14}$, betekent dit dat K_b van het Cl^- -ion veel kleiner is dan 10^{-14} en dat het Cl^- -ion een veel zwakkere base is dan water. Het zal geen invloed hebben op de pH.

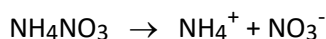
Na het oplossen van NaCl in water zijn er in de oplossing drie deeltjes aanwezig: Na^+ (zuur), Cl^- (base) en H_2O (amfolyt). Het sterkste zuur is H_2O , de sterkste base is eveneens H_2O . De oplossing is neutraal.

Een zout dat opgebouwd is uit een kation van een sterke base en een anion van een sterk zuur, heeft geen effect op de pH bij het oplossen ervan in water.

Voorbeelden: NaCl , KCl , CaCl_2 , BaCl_2 , NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, ...

• Zure zouten

Bij het oplossen van NH_4NO_3 in water dissocieert het zout:



Het positieve NH_4^+ -ion is een zuur: het geconjugeerde zuur van de base NH_3 . Dit is een zwakke base: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Vermits $K_a \times K_b = 10^{-14}$, betekent dit dat K_a van het NH_4^+ -ion gelijk is aan $5,6 \cdot 10^{-10}$. Dit wil zeggen dat het NH_4^+ -ion een zwak zuur is, maar sterker dan water. Het zal een invloed hebben op de pH.

Het negatieve NO_3^- -ion is een base: de geconjugeerde base van het zuur HNO_3 . Dit is een sterk zuur: $K_a \gg 1$. Vermits $K_a \times K_b = 10^{-14}$, betekent dit dat K_b van het NO_3^- -ion veel kleiner is dan 10^{-14} en dat het NO_3^- -ion een veel zwakkere base is dan water. Het heeft geen invloed op de pH.

In een oplossing van NH_4NO_3 in water zijn er dus drie deeltjes aanwezig: NH_4^+ (zuur), NO_3^- (base) en H_2O (amfolyt). Het sterkste zuur is NH_4^+ , de sterkste base is H_2O . De oplossing is zuur.

Een zout dat opgebouwd is uit een kation van een zwakke base en een anion van een sterk zuur levert een zure oplossing bij oplossen ervan in water.

Voorbeelden: NH_4Cl , NH_4Br , NH_4I , NH_4NO_3 , ...

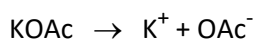
Dit geldt ook voor zouten afgeleid van een amine en een sterk zuur. En ook voor zouten die bestaan uit een anion van een sterk zuur en een kation dat ofwel:

- een hoge ladingsdichtheid heeft (Al^{3+} , Be^{2+})
- zich gedraagt als een lewiszuur (bijv. Fe^{3+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , ...)

Voorbeelden: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, FeCl_3 , ZnCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, ...

• Basische zouten

Bij het oplossen van KOAc in water dissocieert het zout:



Het positieve K^+ -ion is een zuur: het geconjugeerde zuur van de base KOH . Dit is een sterke base: $K_b \gg 1$. Vermits $K_a \times K_b = 10^{-14}$, betekent dit dat K_a van het K^+ -ion veel kleiner is dan 10^{-14} en dat het K^+ -ion een veel zwakker zuur is dan water. Het heeft geen invloed op de pH.

Het negatieve OAc^- -ion is een base: de geconjugeerde base van het zuur HOAc . Dit is een zwak zuur: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Vermits $K_a \times K_b = 10^{-14}$ betekent dit dat K_b van het OAc^- -ion gelijk is aan $5,6 \cdot 10^{-10}$ en dat het OAc^- -ion een zwakke base is, maar sterker dan water. Het zal een invloed hebben op de pH.

In een oplossing van KOAc in water zijn er dus drie deeltjes aanwezig: K^+ (zuur), OAc^- (base) en H_2O (amfolyt). Het sterkste zuur is H_2O , de sterkste base is OAc^- . De oplossing is basisch (alkalisch).

Een zout dat opgebouwd is uit een kation van een sterke base en een anion van een zwak zuur levert een basische oplossing bij oplossen ervan in water.

Voorbeelden: NaOAc, KOAc, NaF, KF, NaCN, KCN, ...

14. Amfolytten – Amfotere deeltjes

Sommige deeltjes kunnen zich gedragen als een zuur en als een base. Dit is bijv. het geval voor de negatieve ionen van polyprotische zuren die nog één of meer waterstofatomen bevatten (NaHCO₃ bijvoorbeeld):

Dit is ook het geval voor aminozuren (Glycine, H₂N-CH₂-COOH bijv.), die een zure (-COOH) en een basische (-NH₂) groep bevatten:

De pH van een oplossing van een amfolyt kan, vrij nauwkeurig, berekend worden met de (benaderings)formule:

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \text{p}K'_a)$$

Hierin is:

- K_a : zuurconstante van de zure groep
- K'_a : zuurconstante van het geconjugeerde zuur van de basische groep

Merk op dat, volgens de benaderingsformule de pH van een oplossing van een amfolyt onafhankelijk is van de concentratie ervan.

15. Buffers

Bij een oplossing van HOAc en NaOAc in water kunnen we een beperkte hoeveelheid sterke base, sterk zuur of water toevoegen zonder dat de pH noemenswaardig verandert. Dergelijke mengsels noemen we **buffers**.

Verklaring

Bij het oplossen van HOAc in zuiver water (pH = 7) daalt de pH. Dit is logisch, want HOAc is tenslotte een zwak zuur. Onderstaand evenwicht ligt dus links.



Het toevoegen van NaOAc doet de pH lichtjes stijgen.

Het toegevoegde zout splitst namelijk volledig in ionen:



Door toevoegen van OAc⁻-ionen schuift het bovenstaande evenwicht nog meer naar links, waardoor de concentratie van H⁺ daalt en de pH stijgt.

Het mengsel bevat nu, naast water, volgende deeltjes:

veel HOAc, praktisch evenveel als we hebben toegevoegd

en

veel OAc⁻, praktisch evenveel als we hebben toegevoegd

en

veel Na⁺, evenveel als we hebben toegevoegd, maar die ionen spelen verder geen rol.

Toevoegen van een sterk zuur (H⁺) doet de pH nauwelijks veranderen, omdat praktisch alle toegevoegde protonen met de aanwezig OAc⁻-ionen combineren tot HOAc.

Toevoegen van een sterke base (OH^-) doet de pH nauwelijks veranderen, omdat praktisch alle toegevoegde hydroxide-ionen met aanwezige HOAc-moleculen reageren ($\text{OH}^- + \text{HOAc} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{OAc}^-$).

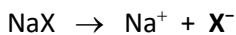
Er zijn natuurlijk grenzen: elke buffer heeft een beperkte buffercapaciteit. Die wordt bepaald door de hoeveelheid zuur HOAc en zout NaOAc dat aanwezig is.

Een buffer is een mengsel van een zwak zuur en zijn geconjugeerde base of van een zwakke base en zijn geconjugeerde zuur.

Binnen bepaalde grenzen verandert de pH van een buffer niet noemenswaardig, zelfs niet bij toevoegen van een sterk zuur of een sterke base.

De pH van een buffer kan als volgt berekend worden.

Beschouw volgende buffer, bestaande uit een mengsel van een zwak zuur HX en zijn geconjugeerde base X^- , aanwezig onder de vorm van een zout:



Vermits HX een zwak zuur is kunnen we schrijven, zeker in aanwezigheid van X^- :

$$[\text{HX}] = c_{\text{ozuur}}$$

Vermits NaX volledig in ionen splitst kunnen we schrijven:

$$[\text{X}^-] = c_{\text{ozout}} = c_{\text{obase}}$$

$$\Rightarrow K_{\text{aHX}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{X}^-]}{[\text{HX}]} = \frac{[\text{H}^+] \times c_{\text{ob}}}{c_{\text{oz}}}$$

$$\Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{K_{\text{z}} \cdot c_{\text{oz}}}{c_{\text{ob}}}$$

Dus:

$$\text{pH}_{\text{buffer}} = \text{p}K_{\text{a}} - \log \frac{c_{\text{oz}}}{c_{\text{ob}}} = \text{p}K_{\text{a}} + \log \frac{c_{\text{ob}}}{c_{\text{oz}}}$$

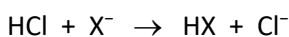
Daar in deze formule een verhouding van concentraties voorkomt, speelt het volume dus geen enkele rol. Ook bij verdunnen met water verandert de pH van een buffer niet. We kunnen bovenstaande formule dus ook als volgt schrijven:

$$\text{pH}_{\text{buffer}} = \text{p}K_{\text{a}} - \log \frac{n_{\text{oz}}}{n_{\text{ob}}} = \text{p}K_{\text{a}} + \log \frac{n_{\text{ob}}}{n_{\text{oz}}}$$

n_{o} = oorspronkelijk aantal mol

16. Buffers kunnen tegen een stootje

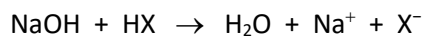
Voegen we aan een buffer een sterk zuur toe (HCl bijv.), dan reageert dit zuur met de bufferbase (X^-). Bij die reactie wordt bufferzuur (HX) gevormd:



Nadien kunnen we de pH berekenen met de formule:

$$\text{pH}_{\text{buffer+sterkzuur}} = \text{p}K_a - \log \frac{n_{\text{O}_2} + n_{\text{sterkzuur}}}{n_{\text{O}_b} - n_{\text{sterkzuur}}} = \text{p}K_a + \log \frac{n_{\text{O}_b} - n_{\text{sterkzuur}}}{n_{\text{O}_2} + n_{\text{sterkzuur}}}$$

Voegen we aan een buffer een sterke base toe (NaOH bijv.), dan reageert die base met het bufferzuur (HX). Bij die reactie wordt bufferbase (X^-) gevormd:



Nadien kunnen we de pH berekenen met de formule:

$$\text{pH}_{\text{buffer+sterkebase}} = \text{p}K_a - \log \frac{n_{\text{O}_2} - n_{\text{sterkebase}}}{n_{\text{O}_b} + n_{\text{sterkebase}}} = \text{p}K_a + \log \frac{n_{\text{O}_b} + n_{\text{sterkebase}}}{n_{\text{O}_2} - n_{\text{sterkebase}}}$$