

Scheikunde Samenvatting Module 5

5.1 Geschiedenis (niet belangrijk)

Galinkt was de meest gebruikte inkt in het Westen van de middeleeuwen tot in de twintigste eeuw. Het is een mengsel van looistoffen, ijzervitriool, Arabische gom en water, maar veroorzaakt na verloop van tijd inktvraat en beschadiging van het papier. Papier wordt tegenwoordig voornamelijk gemaakt van hergebruikt en ingezameld afvalpapier, waarbij tot 25% vulstoffen worden toegevoegd om de beschrijfbaarheid te verbeteren. Het hoofdbestanddeel van papier is cellulose, een macromolecuul opgebouwd uit aan elkaar geknoopte glucose-eenheden. Cellulosemoleculen vormen microstructuren die samengehouden worden door waterstofbruggen. Papier kan honderden jaren meegaan, maar wordt gemakkelijk aangetast als het niet goed is behandeld, bewaard of ingelijst. Zure afbraak van papier, veroorzaakt door bijvoorbeeld zwaveldioxide uit een verontreinigde atmosfeer, kan leiden tot hydrolyse en verzwakking van het papier. Het zuurvrij maken van papier wordt daarom sinds de jaren 60 belangrijker geacht voor de duurzaamheid van documenten en tekeningen.

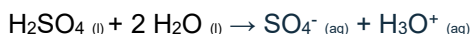
5.2 Wat maakt oplossingen zuur?

De zuurgraad van een oplossing wordt aangegeven doormiddel van de pH waarde, een oplossing kan **zuur** (<7), **basisch** (>7) of **neutraal** (=7) zijn. Water heeft een pH van 7 en is dus precies een neutrale stof. Een **zure** oplossing ontstaat als een zuur in water wordt opgelost. Zuren zijn net zoals zouten elektrolyten en splitsen dus uit elkaar in aanraking met water. Als een zuur in water terecht komt er een H^+ -aatom vrij. Als deze zich bind met een watermolecuul ontstaat er een H_3O^+ , hiermee is er een oxoniumion ontstaan, ook wel de **ionisatie** van water. Zoals bij waterstofchloride: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$. In deze reactie is het chloride-ion het **zuurrest**. Een zuur is dus een stof die een proton (H^+) kan afstaan aan zijn omgeving, een base is juist in staat om dit proton op te nemen.

Als een stof 2 H^+ ionen kan afstaan verloopt een reactie 2 keer, zoals bij de ionisatie van zwavelzuur.



Maar dit kan ook in 1 reactie worden weergegeven.



Belangrijke zuren met hun zuurresten

Zuur	Formule	Zuurrest	Formule
waterstofchloride	HCl	chloride	Cl^-
azijnzuur	CH_3COOH	acetaat	CH_3COO^-
salpeterzuur	HNO_3	nitraat	NO_3^-
koolzuur	$H_2O + CO_2$	carbonaat	CO_3^{2-}
zwavelzuur	H_2SO_4	sulfaat	SO_4^{2-}
fosforzuur	H_3PO_4	fosfaat	PO_4^{3-}

Veel andere zuren vind je terug in tabel 49 van Binas. Als een zuur en base precies één H^+ verschillen met elkaar dan noemen we dat een **zuur-basekoppel**, ook wel een **geconjugeerde zuren en basen**. Voorbeeld hiervan is azijnzuur en een acetaat ion. Voor het bepalen van het pH heb je verschillende indicatoren, zogenaamde **zuur-base-indicatoren**. Dit zijn stoffen die van kleur veranderen bij een bepaalde zuurheid. Niet elk zuur is even sterk, hoe sterk een zuur is, hangt af van hoeveel moleculen geïoniseerd is, oftewel hoeveel moleculen veranderen vanuit de eerste reactie. Zwakke zuren hebben een evenwicht in plaats van een aflopende reactie. Als er geen sterk zuur of base in de eerste reactie voor de reactiepijl te vinden is, is het een zwakke reactie en dus een evenwicht.

5.3 Wat maakt oplossingen basisch?

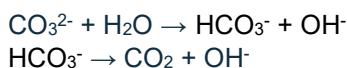
Het deeltje dat aangeeft of het een basische oplossing is, is het OH^- deeltje. Het is verstandig om op te passen bij geconcentreerde basische stoffen, deze zijn erg bijtend en veroorzaken brandwonden. Hieronder de belangrijkste basen.

Naam	Formule	Naam	Formule
Hydroxide-ion	OH^-	Ammonia	NH_3
Oxide-ion	O^{2-}	Natronloog	$Na^+ + OH^-$
Waterstofcarbonaation	HCO_3^-	Kaliloog	$K^+ + OH^-$
Ammoniak-ion	NH_3	Kalkwater	$Ca^{2+} + 2 OH^-$
Carbonaation	CO_3^{2-}	Baritewater	$Ba^{2+} + 2 OH^-$

De reactie van natriumoxide in water geeft een basische oplossing.



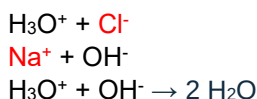
Maar ook bij basen heb je een reactie die twee kan verlopen voordat alle H^+ ionen zijn overgedragen. Zoals bij carbonaat en waterstofcarbonaat



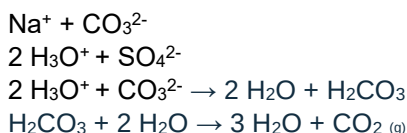
Ook bij basische stoffen onderscheiden we sterke en zwakke basen. Hoe lager in tabel 49 (Binas) hoe sterker de base is.

5.4 Het ontzuren van zure oplossingen

Zure stoffen zijn in feite protondonors, om een H^+ ion te doneren moet er wel een polaire binding aanwezig zijn. Een zure oplossing kan heel zuur zijn, met een pH van 0, of juist heel zwak met een pH van de rond de 7. Als je een zuuroplossing 10 keer verdunt gaat het de pH 1 omhoog. Een sterk zuur verloopt helemaal, zoals bij waterstofchloride. Hierbij ontstaat H_3O^+ en Cl^- . Terwijl bij azijnzuur er bijna niets verloopt, daarom is azijnzuur een zwak zuur. Antizuren zijn dus eigenlijk basen, het is het tegenovergestelde van een zuur. Oftewel om een zuur te ontzuren voeg je een base toe. Hierdoor breng je de pH dichterbij de neutrale waarde van 7. Vaak ontstaat er dan ook bij een zuur-base reactie water. Een leuk voordeel van basische oplossingen is, dat het water kan geleiden. Als een basische oplossing een zuur heeft ontzuurt, spreek je van een **neutralisatiereactie**. Bij **zuur-base** reacties mag je de niet mee reagerende stoffen weglaten. Dus dan wordt de reactie van zoutzuur in Natronloog dit:



Of bij natriumcarbonaatoplossing met verdund zwavelzuur



(Deze reactie vindt meteen plaats, want H_2CO_3 is onstabiel)

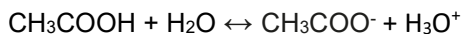
5.5 De pH van zure oplossingen

Sterke zuren

Om de pH te berekenen van zure oplossing moet je eerst nagaan of het een zwak of sterk zuur is. Je berekent de pH van de concentratie $[\text{H}_3\text{O}^+]$ doormiddel van de $\log_{10}([\text{H}_3\text{O}^+])$ te nemen. Of als je de pH weet maar niet de log, dan doe je $10^{-\text{pH}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$. **Let op!** Significantie met pH gaat op de komma's, wat voor de komma staat telt **niet** mee. Ofwel een pH van 11,30 heeft **2** significante cijfers.

Zwakke zuren

Omdat zwakke zuren een evenwichtsreactie hebben moet je eerst weten hoeveel mol er reageert, voordat je de Molair kan berekenen. Voorbeeld uitwerking van azijnzuur in water, uitgaand van 0,1 mol CH_3COOH



b	0,1	0	0
r	-x	+x	+x
e	0,1-x	x	x

$$K_z = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (K_b \text{ als het om basische reacties gaat, } K_z \text{ voor zure reacties})$$

K_z is te vinden in Binas tabel 49, je moet altijd de K_z zoeken van de stof voor de reactiepijl die meedoet! In dit geval CH_3COOH . Invullen van K_z geeft:

$$1,7 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1-x}$$

Als de 'x' kleiner is dan 10% mag je verwaarlozen,

$$1,7 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1}$$

$$x = \sqrt{0.1 * 1,7 * 10^{-5}} = 0.001$$

$$\text{pH} = -\log(0,001)$$

$$\text{pH} = 2.88$$

Als x groter is dan 10% mag je **niet** verwaarlozen en moet je dus de ABC formule gaan gebruiken. Waarbij alleen het getal dat niet negatief is, voldoet.

pH (zuur)	$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$
Concentratie (zuur)	$10^{-\text{pH}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$
pH	$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH}$
pOH (base)	$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-])$
Concentratie (base)	$10^{-\text{pOH}} = [\text{OH}^-]$

5.6 Zuurgehalte bepalen

Doormiddel van titratie is het mogelijk om het zuurgehalte van een oplossing te bepalen.

5.7 Een buffer kan tegen een stootje!

Een buffer is een oplossing waarbij er evenveel base als zuurdeeltjes zijn opgelost, hierdoor is er een reserve als er plotseling iets veranderd aan de zuurgraad. Een buffer behoudt zijn pH waarde ook al wordt er een beetje zuur of base bij gegooit, dit komt omdat genoeg zuur en base deeltjes bevat om kleine veranderingen te kunnen neutraliseren. Een grote buffer is het menselijk bloed, waarbij het bloed constant dezelfde pH waarde blijft behouden ondanks de verschillen in opgeloste deeltjes.

5.8 Gebufferd papier (niet belangrijk)

Hoewel papier zuurvrij geproduceerd kan worden, kan het in de loop van de tijd toch nog verzuren door de aanwezigheid van zuurvormende verontreinigingen in de lucht. Om papier te beschermen tegen inkomende zuren kan tijdens de fabricage een buffer zoals calciumcarbonaat worden toegevoegd die effectief zuren neutraliseert.