

## Hoofdstuk 5 Zuren en basen

### 5.1 Zuren en basen



#1

Welke kleur kan je waarnemen als we enkele druppels indicator (broomthymolblauw) toevoegen aan volgende oplossingen?

waterstofchloride HCl  $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

azijnzuur HOAc\*  $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

ammoniak NH<sub>3</sub>  $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

natriumhydroxide NaOH  $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

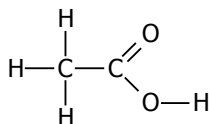
.....
.....
.....
.....

Door een indicator toe te voegen kunnen we deze oplossingen in twee groepen indelen.

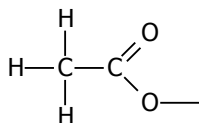
**Oplossingen van waterstofchloride (HCl) en van azijnzuur (CH<sub>3</sub>COOH) zijn zure oplossingen.  
Oplossingen van ammoniak (NH<sub>3</sub>) en van natriumhydroxide (NaOH) zijn basische oplossingen.**



\*Azijnzuur is een vaak gebruikt organisch zuur met als structuurformule



De formule wordt meestal afgekort tot HOAc, waarin OAc staat voor



#2

We onderzoeken de vier oplossingen met de testlamp. Welke oplossingen geleiden de elektrische stroom?

waterstofchloride HCl

azijnzuur HOAc

ammoniak NH<sub>3</sub>

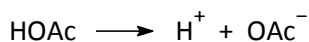
<input type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>

natriumhydroxide NaOH



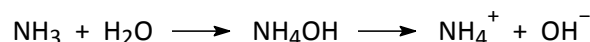
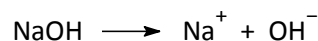
Zure en basische oplossingen geleiden de elektrische stroom: ze bevatten dus beweeglijke ionen (geladen deeltjes). De aanwezigheid van die ionen en het verschillende gedrag van de indicator verklaren we als volgt.

Bij het oplossen van waterstofchloride en van azijnzuur in water hebben volgende omzettingen plaats:



Beide stoffen splitsen bij het oplossen in water **positieve waterstofionen** af. Daarbij ontstaan er ook negatieve ionen. We noemen dit **zuurrestionen** : chloride-ionen , acetaationen.

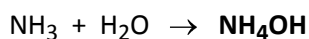
Bij het oplossen van natriumhydroxide en van ammoniak in water hebben volgende omzettingen plaats:



Beide stoffen splitsen bij het oplossen in water **negatieve hydroxide-ionen** af. Daarbij ontstaan er ook positieve ionen. Dit zijn meestal positieve metaalionen. Bij ammoniak is het positieve ion echter een **ammoniumion**  $\text{NH}_4^+$ .



Bij oplossen van ammoniak in water wordt **ammoniumhydroxide** gevormd:



<p><b>Zuren zijn stoffen die in water <math>\text{H}^+</math>-ionen afsplitsen.</b>                  Algemeen: <math>\text{HZ} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{Z}^-</math>                  (<math>\text{Z}^-</math> = zuurrestion)</p>	<p><b>Basen zijn stoffen die in water <math>\text{OH}^-</math>-ionen afsplitsen.</b>                  Algemeen: <math>\text{MOH} \longrightarrow \text{M}^+ + \text{OH}^-</math>                  (<math>\text{M}^+</math> = metaal- of ammoniumion)</p>
--	--

Belangrijkste zuren en basen

Zuren		Zuurrestionen	
<b>Binaire zuren</b>			
HCl	waterstofchloride	$\text{Cl}^-$	chloride-ion
HBr	waterstofbromide	$\text{Br}^-$	bromide-ion
$\text{H}_2\text{S}$	diwaterstofsulfide	$\text{S}^{2-}$	sulfide-ion
<b>Ternaire zuren</b>			
$\text{HNO}_3$	waterstofnitraat	salpeterzuur	$\text{NO}_3^-$ nitraation
$\text{HNO}_2$	waterstofnitriet	salpeterigzuur	$\text{NO}_2^-$ nitrietion
$\text{HClO}_4$	waterstofperchloraat	perchloorzuur	$\text{ClO}_4^-$ perchloraation
$\text{HClO}_3$	waterstofchloraat	chloorzuur	$\text{ClO}_3^-$ chloraation

Zuren			Zuurrestionen	
HClO <sub>2</sub>	waterstofchloriet	chlorigzuur	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	chlorietion
HClO	waterstofhypochloriet	hypochlorigzuur	ClO <sup>-</sup>	hypochlorietion
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	diwaterstofsulfaat	zwavelzuur	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	sulfaation
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	diwaterstofsulfiet	zwaveligzuur	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	sulfietion
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	diwaterstofcarbonaat	koolzuur	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	carbonaation
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	triwaterstoffosfaat	fosforzuur	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	fosfaation

Basen		Positieve ionen	
NaOH	natriumhydroxide	Na <sup>+</sup>	natriumion
KOH	kaliumhydroxide	K <sup>+</sup>	kaliumion
NH <sub>4</sub> OH	ammoniumhydroxide	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	ammoniumion
Ca(OH) <sub>2</sub>	calciumhydroxide	Ca <sup>2+</sup>	calciumion
Ba(OH) <sub>2</sub>	bariumhydroxide	Ba <sup>2+</sup>	bariumion



#1

Schrijf de vergelijkingen voor de ionisaties of dissociaties die optreden bij het oplossen van onderstaande zuren en basen in water.



		Ionisatie- of dissociatievergelijking
A	HCl	..... → .....
B	HBr	..... → .....
C	H <sub>2</sub> S	..... → .....
D	HNO <sub>3</sub>	..... → .....
E	HNO <sub>2</sub>	..... → .....
F	HClO <sub>4</sub>	..... → .....
G	HClO <sub>3</sub>	..... → .....

		Ionisatie- of dissociatievergelijking
H	HClO <sub>2</sub>	..... → .....
I	HClO	..... → .....
J	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	..... → .....
K	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	..... → .....
L	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	..... → .....
M	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	..... → .....
N	NaOH	..... → .....
O	KOH	..... → .....
P	NH <sub>4</sub> OH	..... → .....
Q	Ca(OH) <sub>2</sub>	..... → .....
R	Ba(OH) <sub>2</sub>	..... → .....

## 5.2 Sterke en zwakke zuren en basen



### #3

We onderzoeken de vier oplossingen (Experiment #2) met de testlamp. Welke oplossingen geleiden de elektrische stroom sterk en welke zwak?



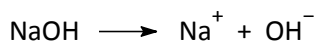
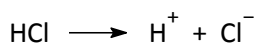
	Sterk	Zwak
waterstofchloride HCl	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
azijnzuur HOAc	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
ammoniak NH <sub>3</sub>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
natriumhydroxide NaOH	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

De oplossingen van waterstofchloride en van natriumhydroxide in water geleiden de elektrische stroom zeer goed: in deze oplossingen zijn dus veel ionen aanwezig.

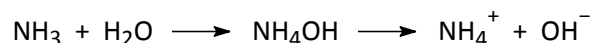
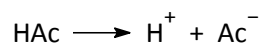
De oplossingen van azijnzuur en van ammoniak in water geleiden de elektrische stroom minder goed: in deze oplossingen zijn dus heel wat minder ionen aanwezig.

Bij het oplossen van waterstofchloride (HCl) en natriumhydroxide (NaOH) in water hebben volgende ionisatie- of dissociatiereacties plaats:

Bij het oplossen van azijnzuur (HOAc) en ammoniak (NH<sub>3</sub>) in water hebben volgende ionisatiereacties plaats:

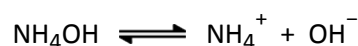
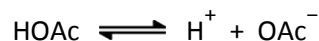


Deze ionisatie of dissociatie is (zo goed als) volledig: alle opgeloste moleculen/formule-eenheden (950 op 1000 of zelfs meer) ioniseren of dissociëren. Daardoor komen er veel ionen vrij. We noemen dit **sterke zuren** (HCl) en **sterke basen** (NaOH).



Deze ionisatie is echter eerder beperkt: slechts enkele (10 op 1000 of zelfs minder) opgeloste moleculen ioniseren. Daardoor ontstaan er slechts weinig ionen. We noemen dit **zwakke zuren** (HOAc) en **zwakke basen** (NH<sub>4</sub>OH).

Om die reden schrijven we de ionisatiereacties van deze stoffen voortaan als volgt:



<p><b>Sterke zuren en sterke basen zijn stoffen die in water volledig ioniseren of dissociëren.</b> Algemeen:  <math>\text{HZ} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{Z}^-</math>  <math>\text{MOH} \longrightarrow \text{M}^+ + \text{OH}^-</math></p>	<p><b>Zwakke zuren en basen zijn stoffen die in water slechts gedeeltelijk ioniseren.</b> Algemeen:  <math>\text{HZ} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Z}^-</math>  <math>\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-</math>                  (NH<sub>4</sub><sup>+</sup> = ammoniumion)</p>
---	--

Sterke en zwakke zuren en basen

	Zuren	Basen
<b>Sterk</b>	HCl	
	HBr	NaOH
	HNO <sub>3</sub>	KOH
	HClO <sub>4</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>
	HClO <sub>3</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
<b>Zwak</b>	H <sub>2</sub> S	
	HOAc	
	HNO <sub>2</sub>	
	HClO <sub>2</sub>	
	HClO	NH <sub>4</sub> OH
	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	
	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	



#2

Schrijf de dissociatie- of ionisatiereacties die optreden bij het oplossen van volgende zuren en basen in water. Let op: gebruik de juiste reactiepijl!



		Ionisatie- of dissociatievergelijking
A	HCl	.....
B	NaOH	.....
C	H <sub>2</sub> S	.....
D	HNO <sub>3</sub>	.....
E	Ca(OH) <sub>2</sub>	.....
F	HClO <sub>4</sub>	.....
G	HClO <sub>3</sub>	.....
H	KOH	.....
I	HClO	.....
J	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	.....
K	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	.....
L	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	.....
M	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	.....
N	HBr	.....
O	HClO <sub>2</sub>	.....
P	NH <sub>4</sub> OH	.....
Q	HNO <sub>2</sub>	.....
R	Ba(OH) <sub>2</sub>	.....

### 5.3 Water: een zuur of een base?



#4

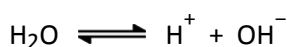


Met de testlamp onderzoeken we of water de stroom geleidt. Wat stel je vast?

We onderzoeken opnieuw of water de stroom geleidt, maar dit keer gebruiken we een heel gevoelige geleidingsmeter. Wat stel je vast?

.....
.....

De testlamp, die we gewoonlijk gebruiken, gaat pas branden als er veel stroom door de gloeidraad stroomt. Daarom brandt de lamp niet als we water onderzoeken. Toch blijkt, bij gebruik van meer gevoelige meetapparatuur, dat water in zeer kleine mate de stroom geleidt. Zelfs in zuiver water zijn er dus ionen aanwezig, zij het zeer weinig. Die ionen zijn het gevolg van de ionisatie van water:



Het aantal watermoleculen dat ioniseert is echter zeer gering (ongeveer 1 op 550 000 000 moleculen).

De concentraties van de  $\text{H}^+$ -ionen en van de  $\text{OH}^-$ -ionen in water zijn dus zeer klein ( $10^{-7}$  mol/L). Bovendien zijn beide concentraties aan elkaar gelijk, want telkens een watermolecule ioniseert ontstaat er één  $\text{H}^+$ -ion en één  $\text{OH}^-$ -ion.

Vermits water  $\text{H}^+$ -ionen afsplitst, is water dus een zuur. Vermits het echter ook  $\text{OH}^-$ -ionen afsplitst, is water dus ook een base. Daarom noemen we water een **amfolyt**.

**Water is een amfolyt.**

De dissociatiereactie kunnen we als volgt voorstellen:



In water geldt:

$$c_{\text{H}^+} = c_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Om die reden noemen we water, en elke oplossing waarin  $c_{\text{H}^+} = c_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ , neutraal.

In waterig milieu is het product van de concentraties van  $\text{H}^+$  en  $\text{OH}^-$  steeds gelijk aan  $10^{-14}$ :

$$c_{\text{H}^+} \times c_{\text{OH}^-} = 10^{-14}$$

## 5.4 Zuurgraad

<p>In water is</p> $c_{\text{H}^+} = c_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ <p>Daarom noemen we water en elk milieu waarin de concentraties van <math>\text{H}^+</math>- en <math>\text{OH}^-</math>-ionen gelijk zijn, neutraal.</p>	<p>Na toevoegen van een of ander zuur aan water zal</p> $c_{\text{H}^+} > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ <p>en</p> $c_{\text{OH}^-} < 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ <p>Dergelijke milieus noemen we zuur.</p>	<p>Na toevoegen van een of andere base aan water zal</p> $c_{\text{OH}^-} > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ <p>en</p> $c_{\text{H}^+} < 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ <p>Dergelijke milieus noemen we basisch.</p>
---	--	--

Niet alle zure milieus zijn even zuur. Als in een milieu  $c_{\text{H}^+} = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$  dan is dit milieu heel wat 'zuurder' dan een milieu waarin  $c_{\text{H}^+} = 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ .

Niet alle basische milieus zijn even basisch. Als in een milieu  $c_{\text{OH}^-} = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$  en dus

$c_{\text{H}^+} = 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ , dan is dit milieu heel wat 'basischer' dan een milieu waarin  $c_{\text{OH}^-} = 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$  en dus  $c_{\text{H}^+} = 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ .

De concentratie van  $\text{H}^+$ -ionen ( $c_{\text{H}^+}$ ) kan dus gebruikt worden om het karakter van het milieu weer te geven.

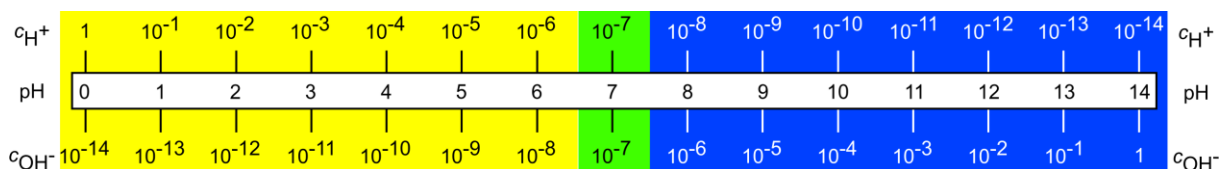
Als we echter die concentratie gebruiken als maat voor de zuurgraad, dan worden we steeds geconfronteerd met onpraktische getallen ( $10^{-3}$ ,  $10^{-6}$ ,  $10^{-11}$ , ...). Vooral daarom werd het begrip pH ingevoerd door Sørensen.



Afb. 5.1 – Søren Sørensen (1868-1939) Deens chemicus

$$\text{pH} = -\log c_{\text{H}^+}$$

$$c_{\text{H}^+} = 10^{-\text{pH}}$$



Figuur 5.1 – pH-schaal



De pH van oplossingen kan op verschillende manieren gemeten worden.

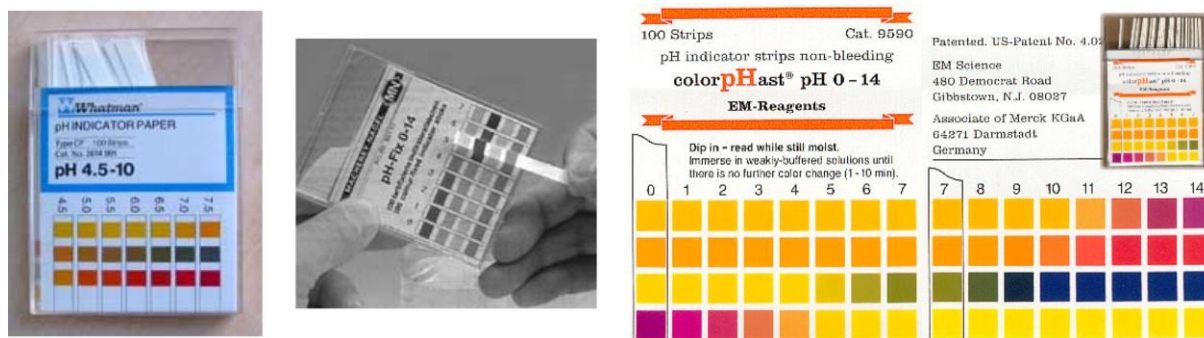
## Indicatoren

Zuur-base-indicatoren zijn (organische) kleurstoffen die bij een bepaalde, voor elke indicator typische pH van kleur veranderen. We kunnen die stoffen dus gebruiken om te achterhalen in welk gebied de pH ligt. We kunnen die stoffen echter niet gebruiken om de pH exact te meten.

Een bijzonder geschikte indicator is broomthymolblauw (BTB). Die indicator vertoont een gele kleur in het pH-gebied van 0 tot 6 en een blauwe kleur in het pH-gebied van 8 tot 14. Rond pH 7 vertoont BTB een groene kleur (geel → blauw).

In de handel zijn universeelindicatoren te verkrijgen, die bestaan uit mengsels van drie of vier indicatoren, die bij verschillende pH-waarden van kleur veranderen. Deze universeelindicatoren zijn beschikbaar in verschillende vormen:

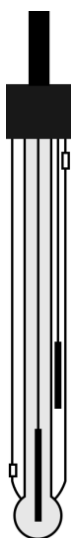
- oplossingen van indicatormengsels
- papierstrookjes gedrenkt met indicatormengsels
- plasticstaafjes met drie of vier gescheiden papierstrookjes, elk gedrenkt in één van de vier gebruikte indicatoren



Afb. 5.2 – Universeelindicatoren

Bij gebruik van deze universeelindicatoren wordt de mengkleur of worden, in het laatste geval, de drie of vier kleuren vergeleken met een meegeleverde kleurschaal. Op die manier kan men de pH vrij nauwkeurig tot op één eenheid meten.

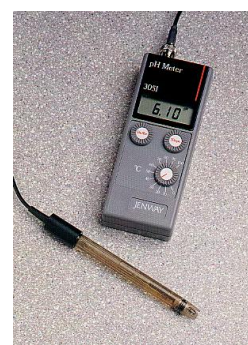
## Elektrische pH-meter



Figuur 5.2 –  
Gecombineerde  
glaselektrode

Met behulp van deze toestellen meten we het potentiaalverschil of de spanning tussen twee elektroden. De twee elektroden kunnen in één combinatie-elektrode verenigd zijn. Het gemeten potentiaalverschil is afhankelijk van de pH van de oplossing waarin de elektrode gedompeld wordt.

Met deze toestellen kunnen we pH-waarden zeer nauwkeurig meten. Ze zijn echter niet goedkoop en het gebruik ervan is nogal omslachtig.



Afb. 5.3 – pH-meter met  
elektrode

## 5.5 Neutralisatiereacties



#5

In een bekertje gieten we 10 mL HCl-oplossing. We voegen enkele druppels broomthymolblauw toe. In de HCl-oplossing dompelen we de glaselektrode van een pH-meter.

Welke kleur neemt de indicator aan?

.....
.....
.....

Hebben we te doen met een zure, basische of neutrale oplossing?

Hoe groot is de pH?

We vullen een buret met NaOH-oplossing waaraan we eveneens enkele druppels broomthymolblauw toegevoegd hebben.

Welke kleur neemt de indicator aan?

.....
.....
.....

Hebben we te doen met een zure, basische of neutrale oplossing?

We openen de kraan van de buret en laten de NaOH-oplossing bij de HCl-oplossing druppelen tot de indicator een groene kleur heeft.

Hebben we nu te doen met een zure, basische of neutrale oplossing?

Hoe groot is de pH?

We dompelen een vinger in het bekertje en proeven voorzichtig van de oplossing. Hoe smaakt de oplossing nu?

.....
.....
.....

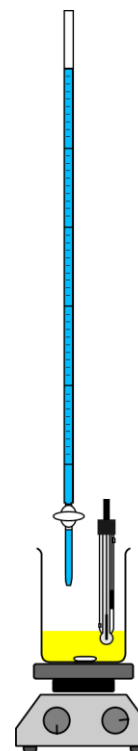
We laten nog een tiental druppels NaOH-oplossing in de beker druppelen.

Welke kleur vertoont de indicator?

Hebben we nu te doen met een zure, basische of neutrale oplossing?

Hoe groot is de pH?

.....
.....
.....



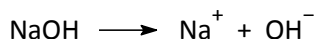
Figuur 5.3 – Neutralisatiereactie

Als we waterstofchloride, een sterk zuur, in water oplossen, gebeurt volgende ionisatiereactie:



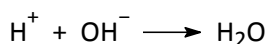
Daardoor wordt  $c_{\text{H}^+} > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$  en krijgen we een zuur milieu: de pH is kleiner dan 7 en broomthymolblauw vertoont een gele kleur.

In de buret bevindt zich een oplossing van natriumhydroxide, een sterke base. Deze base is gedissocieerd:



In deze oplossing kleurt broomthymolblauw blauw.

Toevoegen van deze NaOH-oplossing aan de HCl-oplossing heeft als effect dat de pH stijgt.



$\text{H}^+$ -ionen reageren met  $\text{OH}^-$ -ionen en verdwijnen dus, zodat  $c_{\text{H}^+}$  afneemt en de pH stijgt.

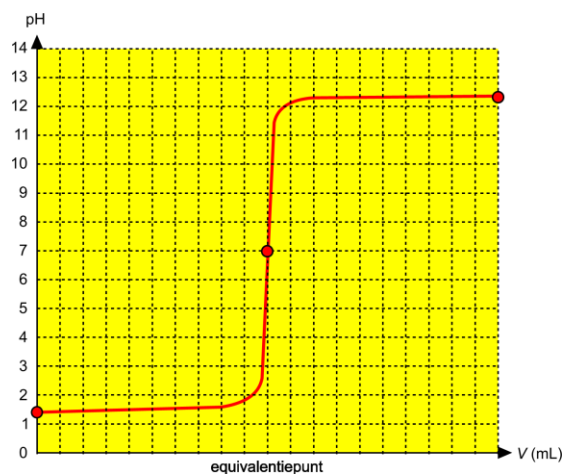
Dit kan natuurlijk niet eeuwig blijven doorgaan. Op een bepaald ogenblik (**equivalentiepunt**) hebben alle  $\text{H}^+$ -ionen, die in het zoutzuur (HCl-oplossing) gevormd werden, gereageerd met toegevoegde  $\text{OH}^-$ -ionen. Op dat ogenblik geldt:

$$c_{\text{H}^+} = c_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

De pH is dan gelijk aan 7: het milieu is neutraal en broomthymolblauw vertoont een groene kleur. Dit verklaart meteen de grote pH-sprong opwaarts.

Als we, ook na het equivalentiepunt, verder NaOH-oplossing toevoegen, stellen we vast dat de pH verder stijgt. De  $\text{OH}^-$ -ionen die we, samen met  $\text{Na}^+$ -ionen, na het equivalentiepunt nog toevoegen vinden praktisch geen  $\text{H}^+$ -ionen meer om mee te reageren. Daardoor neemt  $c_{\text{OH}^-}$  toe.

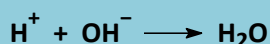
Vermits  $c_{\text{H}^+} \times c_{\text{OH}^-} = 10^{-14}$  zal  $c_{\text{H}^+}$  dus dalen.



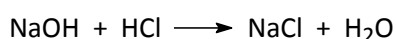
Figuur 5.4 – Verloop van de pH tijdens een neutralisatiereactie

**Een neutralisatiereactie is een reactie waarbij een zuur en een base een neutrale oplossing vormen.**

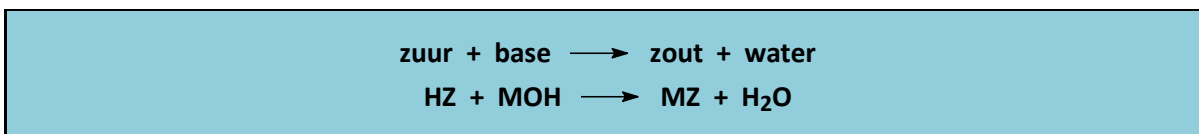
**De  $\text{H}^+$ -ionen van het zuur reageren met de  $\text{OH}^-$ -ionen van de base en vormen de neutrale stof water.**



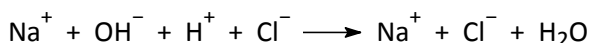
De reactie die gebeurt bij het samenvoegen van NaOH (base) en HCl (zuur) kunnen we op twee manieren voorstellen:



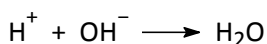
Dit is de stoffenvergelijking.



Houden we rekening met het feit dat sommige stoffen ioniseren of dissociëren bij oplossen in water, dan schrijven we beter:



Als we in deze reactievergelijking de ionen schrappen die zowel in het linker- als in het rechterlid voorkomen ('tribune-ionen'), dan wordt de ionvergelijking:



Opmerking



Wat met zwakke zuren en basen?

Zwakke zuren en basen ioniseren/dissociëren slechts gedeeltelijk. Daardoor zijn er relatief weinig  $\text{H}^+$  of  $\text{OH}^-$ -ionen aanwezig na het oplossen van deze stoffen in water. Als we bijvoorbeeld een sterke base bij een zwak zuur voegen, dan verwachten we dat het equivalentiepunt heel vlug zal bereikt worden omdat er zeer weinig  $\text{H}^+$ -ionen in de zure oplossing aanwezig zijn. Niets is echter minder waar! Naarmate de  $\text{H}^+$ -ionen (afkomstig van het zuur) met de  $\text{OH}^-$ -ionen (afkomstig van de base) reageren en verdwijnen, zullen er meer zuurmoleculen ioniseren. En dit gaat door tot alle zuurmoleculen geïoniseerd zijn. Een zwak zuur of een sterk zuur: bij een neutralisatiereactie speelt dat helemaal geen rol.

Neutralisatiereacties worden in de praktijk veel toegepast.

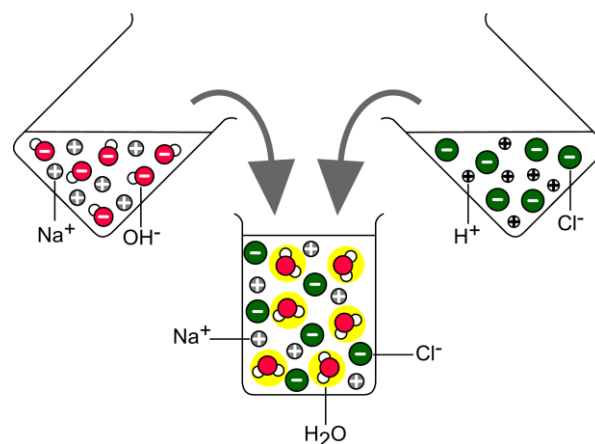
Spatten van een zuur op de huid kunnen met een zwakke base behandeld worden en omgekeerd.

Om een overmaat aan maagzuur te bestrijden worden basische geneesmiddelen geslikt.

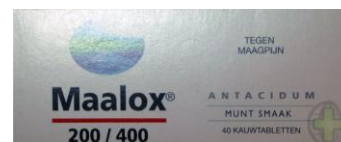


Afb. 5.5 – Zuur afvalwater wordt behandeld met calciumhydroxide (gebluste kalk).

Aquariumvissen zijn zeer gevoelig aan schommelingen in de zuurgraad, zodat het water regelmatig gecontroleerd en geneutraliseerd moet worden.



Figuur 5.5 - Neutralisatiereactie



Afb. 5.4 – Tegen maagzuur



#3

Schrijf de stoffenvergelijking voor de neutralisatiereactie die optreedt bij het samenvoegen van volgende stoffen. Geef ook de naam van het gevormde zout.



	Stoffenvergelijking	Naam van het gevormde zout
A	HCl en NaOH ..... → .....	.....
B	HBr en Ba(OH) <sub>2</sub> ..... → .....	.....
C	H <sub>2</sub> S en NaOH ..... → .....	.....
D	HNO <sub>3</sub> en NH <sub>4</sub> OH ..... → .....	.....
E	KOH en HNO <sub>2</sub> ..... → .....	.....
F	Ca(OH) <sub>2</sub> en HClO <sub>4</sub> ..... → .....	.....
G	NaOH en HClO <sub>3</sub> ..... → .....	.....
H	KOH en HClO <sub>2</sub> ..... → .....	.....
I	NH <sub>4</sub> OH en HClO ..... → .....	.....
J	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> en NaOH ..... → .....	.....
K	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> en Ca(OH) <sub>2</sub> ..... → .....	.....
L	KOH en H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ..... → .....	.....
M	Ba(OH) <sub>2</sub> en H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ..... → .....	.....