

## 7.0 Enkele belangrijke groepen van verbindingen

### 7.1 Oxiden

Vrijwel alle elementen kunnen, min of meer heftig reageren met zuurstof. De gevormde verbindingen worden oxiden genoemd.

In een van de voorafgaande hoofdstukken (4.1.) hebben we geleerd dat elk element streeft naar edelgasconfiguratie door opnemen of afgeven van elektronen. Op grond daarvan zou men verwachten dat van elk element slechts één oxide bestaat: Het ion van het element bevindt zich in de edelgasstructuur en trekt dan zoveel  $O_2^-$ -ionen aan als met zijn positieve lading overeenkomt.

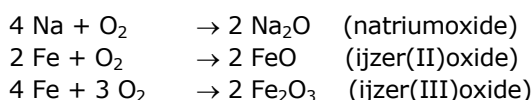
Het blijkt echter dat het afstaan of opnemen van elektronen lang niet altijd zover gaat dat de edelgasstructuur bereikt wordt. Vaak worden minder, maar nooit meer elektronen opgenomen of afgestaan. Er kunnen dus meerdere ionen bestaan van één element en er kunnen daarom ook meerdere oxiden voorkomen.

De oxiden zijn onder te verdelen in een viertal groepen.

#### 7.1.1 Metaal oxiden

Het zal uit de naam duidelijk zijn dat deze oxiden gevormd worden uit de reactie tussen metalen en zuurstof.

Enkele voorbeelden:

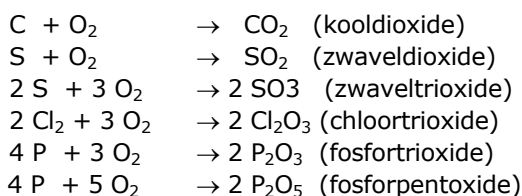


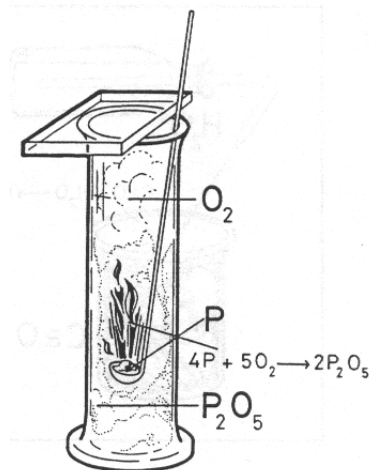
Omdat deze oxiden met water reageren tot een specifieke soort (nieuwe) verbindingen, worden ze ook wel basevormende oxiden genoemd.

#### 7.1.2 Niet-metaal oxiden

Deze worden gevormd bij reactie tussen niet-metalen en zuurstof. Evenals bij de metaaloxiden is het mogelijk dat er van één niet-metaal meerdere oxiden bekend zijn.

Enkele voorbeelden:





Vanwege hun speciale gedrag in water worden ze ook wel zuurvormende oxiden genoemd.

### 7.1.3 Indifferente oxiden

In tegenstelling tot de oxiden uit de twee voorafgaande groepen, zijn dit oxiden die niet met water reageren, d.w.z. ze vormen noch een base noch een zuur.

Voorbeelden hiervan zijn:

CO (koolmonoxide),  $\text{MnO}_2$  (bruinsteen),  $\text{N}_2\text{O}$  (lachgas),  $\text{H}_2\text{O}_2$  (waterstofperoxide).

### 7.1.4 Amfotere oxiden

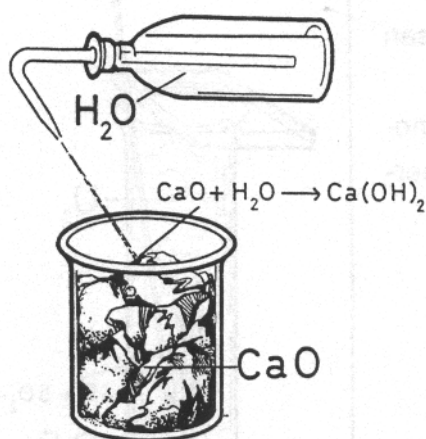
Deze oxiden gedragen zich juist tegengesteld aan die van de vorige groep. Ze kunnen zich onder bepaalde omstandigheden gedragen als een zuurvormend oxide, onder andere omstandigheden als een basevormend oxide.

Als voorbeeld kunnen o.a. genoemd worden:  
de oxiden van Al, Zn, Pb.

## 7.2 Basen

Bij reactie van metaaloxiden met water krijgen we een groep stoffen die een aantal eigenschappen gemeenschappelijk hebben o.a.

- ze kunnen bepaalde kleurstoffen van kleur doen veranderen
- ze smaken zeepachtig
- sommige zijn agressief t.o.v. de huid en andere organische materialen.



Deze stoffen worden basen of hydroxiden genoemd. Dit is niet geheel juist, daar deze begrippen niet identiek zijn. Alle hydroxiden zijn basen, maar niet elke base is een hydroxide.

In de nu volgende bespreking zullen we ons beperken tot het behandelen van de hydroxiden.

Volledigheidshalve dient vermeld te worden dat niet elk metaaloxide rechtstreeks met water reageert tot een base. Ook een aantal niet-metaaloxiden zijn basevormend.

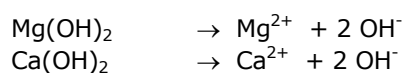
Algemeen: **basevormend oxide + water → hydroxide**

Voorbeelden:  $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$  (magnesiumhydroxide)  
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$  (calciumhydroxide)

Het blijkt dat de hydroxiden, voor zover ze oplosbaar zijn in water, in een waterige oplossing, geheel of gedeeltelijk, gesplitst zijn in ionen.

De hydroxiden splitsen zich dan altijd in positief geladen metaalionen en één of meerdere negatief geladen  $\text{OH}^-$ -ionen. Dit negatief geladen ion, het zgn. hydroxide-ion, is het kenmerk van deze groep van verbindingen.

De ionisatievergelijkingen van de twee genoemde voorbeelden zijn:



De specifieke eigenschappen van de hydroxiden worden veroorzaakt door de aanwezigheid van  $\text{OH}^-$ -ionen in de waterige oplossing.

Definitie hydroxide:

## Hydroxide

Een hydroxide is een stof die als negatieve ionen uitsluitend  $\text{OH}^-$  ionen bezit.

Anders gezegd:

Een hydroxide is een stof die uit 1 metaalatoom bestaat en net zoveel OH groepen heeft als de waardigheid van dat metaal bedraagt.

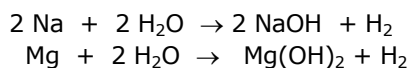
Defenitie base:

**Base**

Een base is een stof waarvan de oplossing in water protonen (=waterstofionen) binden kan.

Naast de vorming uit een basevormend oxide en water kunnen sommige hydroxiden ook nog op een andere manier ontstaan.

Zo kunnen bepaalde metalen, vooral die uit groep I en II van het periodiek systeem, direct met water reageren onder vorming van hydroxiden en waterstof, bijvoorbeeld:



De gevormde hydroxiden zijn in de waterige oplossing **volledig** gesplitst in ionen.

Ook **ammoniak** (gasvormig, kenmerkende scherpe geur, giftig) met de molecuulformule  $\text{NH}_3$  lost in water op onder vorming van een hydroxide **ammoniumhydroxide**.

De waterige oplossing hiervan staat bekend onder de naam **ammonia**.

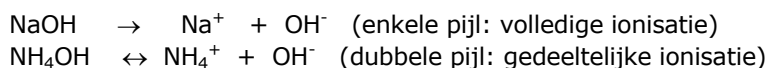


In tegenstelling tot de hydroxiden  $\text{NaOH}$  en  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  is  $\text{NH}_4\text{OH}$  slechts **gedeeltelijk** in ionen gesplitst.

**Hydroxiden die, in waterige oplossing, volledig in ionen zijn gesplitst zijn zgn. sterke hydroxiden.**

**Hydroxiden die, in waterige oplossing, slechts gedeeltelijk in ionen zijn gesplitst zijn zgn. zwakke hydroxiden.**

Het verschil in mate van ionisatie komt tot uiting in de schrijfwijze van de ionisatie vergelijking.



### 7.3 Zuren

Ook bij de reactie van niet-metaaloxiden en water krijgen we een groep stoffen die een aantal eigenschappen gemeenschappelijk hebben, o.a.

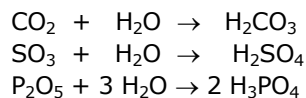
- ze kunnen bepaalde kleurstoffen van kleur doen veranderen
- ze smaken, min of meer, zuur
- sommige zijn agressief t.a.v. de huid en andere organische stoffen.

De bij de reactie tussen niet-metalen en water gevormde stoffen noemen we zuren en de betreffende oxiden zuurvormende oxiden.

Volledigheidshalve dient vermeld te worden dat ook een aantal metaaloxiden zuren kunnen vormen.

Algemeen: **zuurvormend oxide + water → zuur**

Enkele voorbeelden:



Evenals bij de hydroxiden blijken de zuren in een waterige oplossing min of meer gesplitst te zijn in ionen. In tegenstelling tot de hydroxiden worden nu echter geen  $\text{OH}^-$ -ionen afgesplitst maar  $\text{H}^+$ -ionen en blijft de rest van het molecuul als negatief ion bij elkaar. Dit negatief geladen ion wordt **zuurrestion** genoemd.

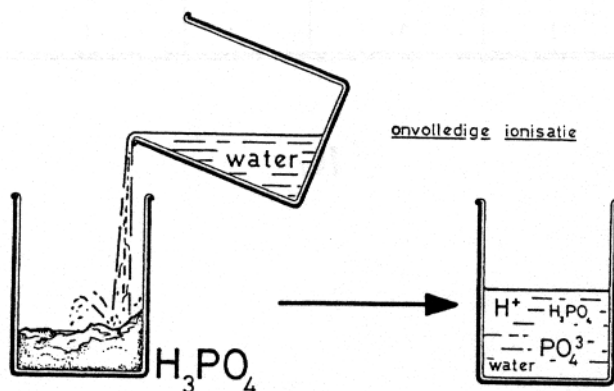
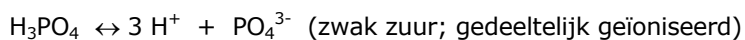
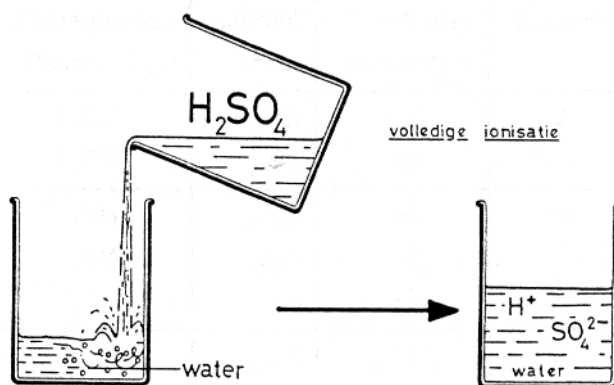
Definitie zuur:

## Zuren

Zuren zijn opgebouwd uit één of meer waterstof atomen en een zogenaamde zuurrest.

De waardigheid van het zuurrest is negatief en net zo groot als het aantal H-atomen in het zuur.

Evenals bij hydroxiden kan men onderscheid maken tussen **sterke** en **zwakke** zuren.



Naast de zuren die kunnen ontstaan uit de niet-metaaloxiden kunnen ook zuren op een geheel andere manier gevormd worden, bijvoorbeeld uit reactie tussen bepaalde elementen en waterstof (heel bekend is bijvoorbeeld HCl (in waterige oplossing zoutzuur genoemd)) en denk bijvoorbeeld ook aan zuren zoals azijnzuur, citroenzuur, mierzuur, etc..

Een overzicht van de belangrijkste (anorganische) zuren en hun belangrijkste eigenschappen staat hieronder.

Enkele zuurformules en de namen						
groep periodiek systeem	element	valentie niet-metaal	formule oxide	samengesteld ion(zuurrest)	formule zuur	naam van het zuur
4	C	4+	CO <sub>2</sub>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	koolzuur
	Si	4+	SiO <sub>2</sub>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	kieselzuur
5	N	3+	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	HNO <sub>2</sub>	salpeterigzuur
		5+	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	HNO <sub>3</sub>	salpeterzuur
	P	5+	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	fosforzuur
6	S	4+	SO <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	zwaveligzuur
		6+	SO <sub>3</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	zwavelzuur
		2-	-	S <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> S	waterstofsulfide
7	F	1-	-	F <sup>-</sup>	HF	waterstoffluoride
	Cl	5+	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	HClO <sub>3</sub>	chloorzuur
		1-	-	Cl <sup>-</sup>	HCl	waterstofchloride
	Br	1-	-	Br <sup>-</sup>	HBr	waterstofbromide
I	1-	-	I <sup>-</sup>	HI	waterstofjodide	

De eigenschappen van de belangrijkste zuren					
zuur	sterk/zwak	oplosbaar in water	instabiel	vluchtig	aggregatietoestand 20 °C en 1 atm.
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	sterk	+	-	-	vloeibaar
HNO <sub>3</sub>	sterk	+	-+	-	gas
HCl	sterk	+	-	+ *	gas
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	zwak	+	-	-	vast
H <sub>4</sub> C <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	zwak	+	-	-	vloeibaar
H <sub>2</sub> S	zwak	-+	-+	+	gas
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>			+		
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	zwak	+	+ *		
HCN	zwak	-+	-	+	gas
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>		-	-	-	vast

\* alleen bij verwarming en/of grotere opgeloste hoeveelheden

## 7.4 De theorie van Brønsted

In de voorafgaande paragrafen 7.2 en 7.3 zijn de begrippen basen en zuren verklaard volgens een, momenteel, wat verouderde theorie. Om het geheel compleet te maken, zal in de volgende paragrafen ook nog enige aandacht besteed worden aan de modernere zuur base theorie van Brønsted.

De definities van Brønsted luiden samengevat als volgt:



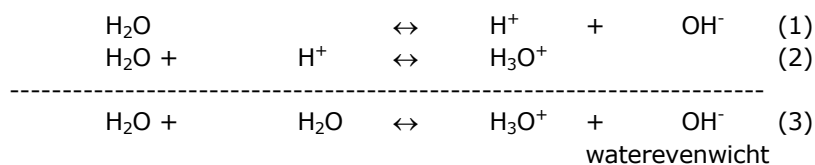
Deze reactievergelijking geeft een chemisch evenwicht weer: de reactie kan zowel naar links als naar rechts verlopen. De base en het zuur, die bij dit evenwicht zijn betrokken, noemt men **geconjugeerd**; dat wil zeggen ze zijn door protonenoverdracht gekoppeld. Uit een zuur ontstaat door afsplitsing van een proton de geconjugeerde base.

In de volgende tabel volgen enkele geconjugeerde zuren en basen:

zuur	$\leftrightarrow$	base	+	proton
HCl		Cl <sup>-</sup>	+	H <sup>+</sup>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>		HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	+	H <sup>+</sup>
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	+	H <sup>+</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>		NH <sub>3</sub>	+	H <sup>+</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>		H <sub>2</sub> O	+	H <sup>+</sup>
H <sub>2</sub> O		OH <sup>-</sup>	+	H <sup>+</sup>
Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> <sup>3+</sup>		Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>5</sub> (OH) <sup>2+</sup>	+	H <sup>+</sup>

Tabel: Enkele geconjugeerde zuren en basen

Het water H<sub>2</sub>O kan zich zowel zuur als basisch gedragen, omdat het zowel protonen kan afsplitsen als opnemen:



Zuiver water is slechts voor een zeer klein gedeelte gesplitst in ionen, zodat er maar kleine hoeveelheden hydronium-ionen (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) en hydroxylionen (OH<sup>-</sup>) voorkomen. Protonen (H<sup>+</sup>) komen als vrije positieve ionen niet voor, doch zijn in water steeds gebonden aan H<sub>2</sub>O-moleculen.

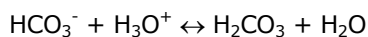
Het evenwicht (2) ligt zo sterk naar rechts dat praktisch alleen H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> voorkomt; het waterevenwicht moet dan ook feitelijk geschreven worden als in vergelijking (3).

In het navolgende wordt steeds H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> geschreven, doch in de literatuur treft men nog vaak H<sup>+</sup> in plaats van H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> aan.

Het waterstofcarbonaat  $\text{HCO}_3^-$ , wordt ook wel bicarbonaat genoemd, gedraagt zich eveneens zowel zuur als basisch. De zure reactie is:



en de basische reactie is:

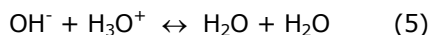


De niet gesplitste hydroxiden zijn volgens Brønsted geen basen omdat ze geen proton kunnen binden; dit is wel het geval met het in de hydroxiden voorkomende  $\text{OH}^-$ -ion.

Natriumhydroxide reageert in water als volgt:



Het gevormde  $\text{OH}^-$  reageert basisch volgens:



De reactievergelijking (4) is de ionisatiereactie (ionisatie is splitsing in ionen) van het hydroxide NaOH; vergelijking (5) is een evenwichtsreactie tussen de base  $\text{OH}^-$  en het zuur  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

In water zijn alle metaalionen door watermoleculen omringd. Dit verschijnsel wordt **hydratatie** genoemd. Er zijn gehydrateerde metaalionen die een proton kunnen afstaan, dus volgens Brønsted zuur reageren, zoals ijzer en aluminium.

#### 7.4.1 De sterkte van zuren en basen

Zuren en basen reageren in elkaars tegenwoordigheid volgens Brønsted door uitwisseling van protonen.

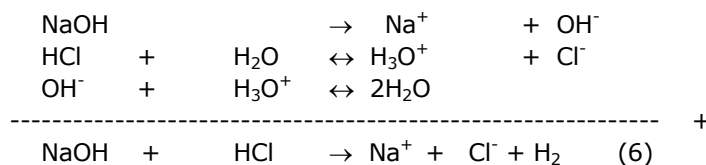
Een base heeft na de reactie een proton gebonden en is dus zuur geworden.

Uit een zuur ontstaat door afsplitsing van een proton een deeltje, dat een proton wederom kan opnemen en dus per definitie een base is.

Een zuur is sterker, naarmate het proton makkelijker afgesplitst wordt. Een base is sterker, naarmate deze het proton sterker aantrekt.

De reactie tussen een zuur en een base is een evenwichtsreactie, die zo verloopt dat het zwakste zuur en de zwakste base ontstaat.

Zoals de reactie tussen natriumhydroxide en zoutzuur in water. De deelreacties zijn:



Uit de somreactie (6) vallen de  $\text{H}_3\text{O}^+$ -ionen,  $\text{OH}^-$ -ionen en één  $\text{H}_2\text{O}$  weg.



Het zuur  $\text{H}_3\text{O}^+$  is een sterker zuur dan  $\text{H}_2\text{O}$  en de base  $\text{OH}^-$  is sterker dan  $\text{Cl}^-$ .

De algemene regel voor de zuur base reactie is:

zuur + base  $\leftrightarrow$  geconjugeerde base + geconjugeerd zuur

In de volgende, niet complete, tabel zijn de zuren gerangschikt in afnemende sterkte en de basen in toenemende sterkte.

sterkte zuur	zuur	geconjugeerde base	sterkte base
zeer sterke zuren	$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$	uiterst zwakke basen
	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$	
	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{O}$	
	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	
	$\text{HSO}_4^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	
	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	
	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}$	
	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	
	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}$	
	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$	
	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$	
	$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$	
zeer zwakke zuren	$\text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_3^{2-}$	sterke basen
	$\text{HS}^-$	$\text{S}^{2-}$	
	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^-$	

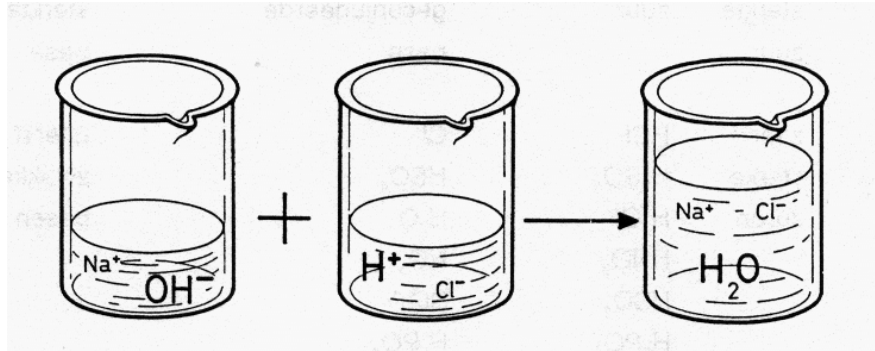
Tabel: De sterkte van enkele zuren en basen.

## 7.5 Zouten

In de voorafgaande paragrafen hebben we kennis gemaakt met zuren en basen. Daarbij is vermeld dat ze kleurstoffen (bijvoorbeeld lakmoes) van kleur kunnen veranderen (een zuur kleurt blauw lakmoes rood en een base kleurt rood lakmoes blauw).

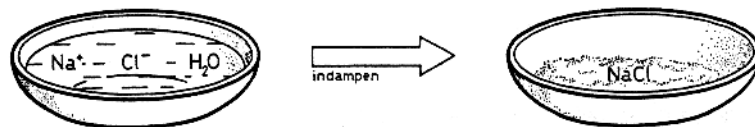
Wat zal er nu gebeuren als we een oplossing van een zuur en die van een base in de juiste verhouding bij elkaar voegen?

Wanneer we dit doen met een oplossing van waterstofchloride (= zoutzuur) en een oplossing van natriumhydroxide (= natronloog), dan blijkt de oplossing een zoute smaak te hebben i.p.v. een zure of zeepachtige smaak. Ook lakmoes verandert niet meer van kleur.



Er moet dus een nieuwe stof ontstaan zijn met geheel andere eigenschappen.

Deze stof wordt, zeer toepasselijk, een **zout** genoemd.



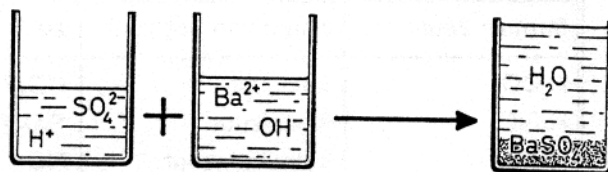
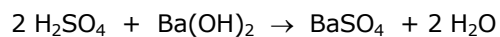
Indien de verkregen oplossing wordt ingedampt, dan houden we een witte vaste stof over. Dit kan geen waterstofchloride zijn omdat dat een gas is, evenzo kan het geen natriumhydroxide zijn omdat dat een hygroscopische stof is. Als we de overgebleven stof nader onderzoeken blijkt het ons welbekende keukenzout, natriumchloride, te zijn.

Deze verbinding kan alleen ontstaan zijn doordat de waterstofionen uit het waterstofchloride en de hydroxide-ionen uit het natriumhydroxide zich met elkaar verbonden hebben tot water en de overblijvende ionen (natrium-ionen en chloride-ionen) samen het natriumchloride vormen.

**Het zout is dus ontstaan door de onderlinge reactie tussen een zuur en een hydroxide onder afsplitsing van water.**

Het zout heeft geen zure of basische eigenschappen meer. In de chemie noemen we dit een **neutralisatie-reactie**.

Als tweede voorbeeld nemen we de reactie tussen oplossingen van zwavelzuur en bariumhydroxide:



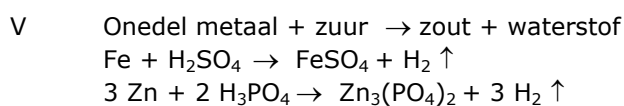
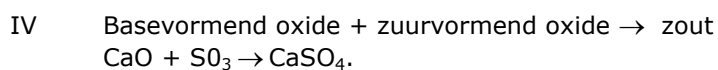
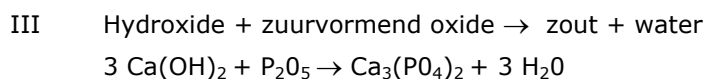
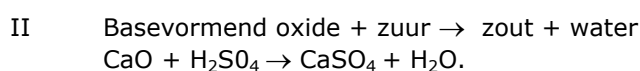
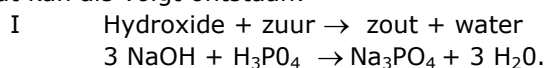
Ook hier hebben we een zuur geneutraliseerd met een base (of omgekeerd) en blijken de waterstofionen van het zuur vervangen te zijn door de tweewaardige bariumionen van de base ( of de hydroxide-ionen uit de base door de tweewaardige zuurrestionen van het zuur).

Definitie normaal zout:

### Zout

Een normaal zout is een verbinding samengesteld uit metaalionen en zuurrestionen. Het bevat geen waterstof- of hydroxide-ionen meer.

Een zout kan als volgt ontstaan:



## 7.6 Naamgeving zouten

### Naam metaal-(romeins cijfer)-naam zuurrest.

Voor de namen van de meest voorkomende zuurrestionen zie onderstaande tabel.

Voorbeelden:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  natriumsulfaat  
 $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$  aluminiumsulfiet  
 $\text{CrCl}_3$  chroom(III)chloride

De namen van de zuren en hun zuurresten			
formule zuur	naam van het zuur	zuurrest	naam van de zuurrest
$\text{H}_2\text{CO}_3$	koolzuur	$\text{CO}_3^{2-}$	carbonaat-ion
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	kieselzuur	$\text{SiO}_3^{2-}$	silicaat-ion
$\text{HNO}_2$	salpeterigzuur	$\text{NO}_2^-$	nitriet-ion
$\text{HNO}_3$	salpeterzuur	$\text{NO}_3^-$	nitraat-ion
$\text{H}_3\text{PO}_4$	fosforzuur	$\text{PO}_4^{3-}$	fosfaat-ion
$\text{H}_2\text{SO}_3$	zwaveligzuur	$\text{SO}_3^{2-}$	sulfiet-ion
$\text{H}_2\text{SO}_4$	zwavelzuur	$\text{SO}_4^{2-}$	sulfaat-ion
$\text{H}_2\text{S}$	waterstofsulfide	$\text{S}^{2-}$	sulfide-ion
$\text{HF}$	waterstoffluoride	$\text{F}^-$	fluoride-ion
$\text{HClO}_3$	chloorzuur	$\text{ClO}_3^-$	chloraat-ion
$\text{HCl}$	waterstofchloride	$\text{Cl}^-$	chloride-ion
$\text{HBr}$	waterstofbromide	$\text{Br}^-$	bromide-ion
$\text{HI}$	waterstofjodide	$\text{I}^-$	jodide-ion
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	thiozwavelzuur	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	thiosulfaat-ion
$\text{HCN}$	waterstofcyanide	$\text{CN}^-$	cyanide-ion
$\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$	azijnzuur	$\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2^-$	acetaat-ion
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	chromzuur	$\text{CrO}_4^{2-}$	chromaat-ion
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	dichroomzuur	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dichromaat-ion
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	mangaanzuur	$\text{MnO}_4^{2-}$	manganaat-ion
$\text{HMnO}_4$	permangaanzuur	$\text{MnO}_4^-$	permanganaat-ion

### Oplosbaarheidsregels voor de zouten:

1. Alle **nitraten** zijn goed oplosbaar in water.
2. Bijna alle **acetaten** zijn goed oplosbaar in water.
3. Alle **chloriden, bromiden en jodiden** zijn goed oplosbaar in water, behalve  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  en  $\text{PbCl}_2$ :  $\text{PbCl}_2$  is bij kooktemperatuur goed oplosbaar in water.
4. Alle **sulfaten** zijn goed oplosbaar in water, behalve  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$  en  $\text{PbSO}_4$ .
5. Alle **carbonaten** zijn slecht oplosbaar in water.
6. Alle **silicaten** zijn slecht oplosbaar in water.
7. Alle **fosfaten** zijn eveneens slecht oplosbaar in water.
8. Alle **sulfiden** zijn slecht oplosbaar in water, behalve  $\text{MgS}$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{SrS}$  en  $\text{BaS}$ .
9. **Alle zouten van de alkalimetalen en van ammonium zijn goed oplosbaar in water, ook die van de hierboven genoemde onoplosbare groepen zouten!**
10. De **zure zouten** zijn meestal goed oplosbaar in water ook al is het corresponderende neutrale zout slecht oplosbaar;  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  is goed oplosbaar in water,  $\text{CaCO}_3$  niet !