

Hoofdstuk 2

Anorganische samengestelde stoffen

● Oxidatiegetallen en formules

Formules van anorganisch samengestelde stoffen kunnen gevormd worden met behulp van oxidatiegetallen.

Oxidatiegetal

Het oxidatiegetal (OG) van een element is het bindingsvermogen van dat element, dit is het aantal elektronen dat een atoom opneemt of afgeeft wanneer het overgaat naar de ionaire vorm.

Het oxidatiegetal is steeds een geheel getal en wordt voorgeteld door een Romeins cijfer, voorafgegaan door een + of – teken, behalve indien het oxidatiegetal nul is.

Oxidatiegetal van een element in een ionverbinding

Bekijken we de ionverbindingen natriumchloride (NaCl) en calciumchloride (CaCl₂).

Het oxidatiegetal van een atoom in een monoatomisch (éénatomig) ion is gelijk aan de ionlading.

Het oxidatiegetal van Na = +I en het oxidatiegetal van Cl = –I.

Het oxidatiegetal van Ca = +II.

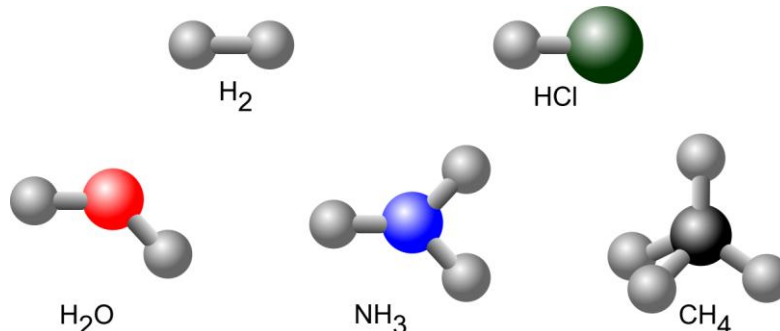
Oxidatiegetal van een element in een molecuulverbinding

In molecuulverbindingen verschuiven de bindingselektronen naar het atoom met de grootste elektronegativiteit, dat een negatief oxidatiegetal krijgt. Het atoom met de kleinste elektronegativiteit krijgt een positief oxidatiegetal.

Afspraken

- De elektronen die de binding tussen de twee atomen verwezenlijken, kent men volledig toe aan het meest elektronegatieve van beide.
- Het atoom met de kleinste elektronegativiteit krijgt een positief oxidatiegetal, dat met de grootste elektronegativiteit een negatief oxidatiegetal.
- Per elektronenpaar dat men meer (respectievelijk minder) aan een atoom toekent, daalt (resp.) stijgt het oxidatiegetal van dat atoom met één eenheid.

Bekijken we de covalente bindingen in onderstaande vijf moleculen.



In diwaterstof (H₂) hebben beide H-atomen dezelfde elektronegativiteit, en trekken het bindende elektronenpaar dus even sterk aan. Het oxidatiegetal van beide H-atomen is hier noch positief noch negatief, maar nul (0): aanduiding H⁰.

In HCl, H₂O, NH₃ en CH₄ worden de bindende elektronenparen minder sterk door het minder elektronegatieve H-atoom aangetrokken dan door het andere atoom. In deze verbindingen kent men aan het H-atoom het oxidatiegetal +I toe.

Hoe berekenen we het oxidatiegetal van het H- en van het Cl-atoom in waterstofchloride? De lading van een HCl-molecule is nul. Aan het H-atoom, minder elektronegatief dan het Cl-atoom, kennen we oxidatiegetal +I toe. Het bindende elektronenpaar in de binding H–Cl behoort overwegend tot het meer elektronegatieve Cl-atoom, dat oxidatiegetal –I krijgt.

Analoog kunnen we de oxidatiegetallen van het H- en O-atoom in water berekenen. De lading van een H₂O-molecule is nul. Aan het H-atoom, minder elektronegatief dan het O-atoom, kennen we oxidatiegetal +I toe. De bindende elektronenparen in beide bindingen H–O behoren overwegend tot het meer elektronegatieve O-atoom, dat oxidatiegetal –II krijgt.

Zo kun je nagaan dat het oxidatiegetal van het N-atoom in ammoniak (NH₃) de waarde –III krijgt, en, het C-atoom in methaan (CH₄) de waarde –IV.

Het oxidatiegetal van een atoom in een molecule duidt aan hoeveel elektronen dat atoom loslaat of naar zich toehaalt, zonder ze volledig af te staan of op te nemen.

Regels voor het berekenen van het oxidatiegetal (OG)

1. Het oxidatiegetal van alle atomen in een enkelvoudige stof is nul.
Voorbeeld: in O₂ is het OG van beide O-atomen = 0.
2. Het oxidatiegetal van een H-atoom in een samengestelde stof is meestal +I (behalve in metaalhydriden zoals LiH, waar het OG van waterstof –I is).
Voorbeeld: in HCl is het OG van H = +I.
3. Het oxidatiegetal van een O-atoom in een samengestelde stof is meestal –II.
Voorbeeld: in H₂O is het OG van O = –II.
4. De som van de oxidatiegetallen van al de atomen in een molecule is nul.
Voorbeeld: in HCl: (+I) + (–I) = 0.

Het aantal elektronen dat een atoom kan loslaten, respectievelijk naar zich toehalen, wordt bepaald door het aantal elektronen in de buitenste schil ('valentie-elektronen').

Waar, in een chemische reactie, aan een atoom niet meer dan 3 (uitzonderlijk 4) elektronen kunnen onttrokken worden, kan, in een verbinding, elk atoom toch alle elektronen van de buitenste schil loslaten. Daaruit volgt dat alle atoomsoorten positieve oxidatiegetallen kunnen hebben.

Het naar zich toehalen van elektronen is evenwel beperkt tot 4. Daar bovendien de octetregel hier strikt opgaat, bestaan alleen negatieve oxidatiegetallen bij atoomsoorten met 4 tot 7 elektronen in de buitenste schil.

Positieve en negatieve oxidatiegetallen van atomen uit de a-groepen van het periodiek systeem

- Voor de atomen uit de a-groepen stemt het hoogste positief oxidatiegetal overeen met het nummer van de groep.
+I voor Ia, +II voor IIa, enz.
- Het laagste negatief oxidatiegetal van de atomen van groep IVa tot VIIa vind je door het nummer van de groep af te trekken van 8.
–I voor VIIa, –II voor VIa, –III voor Va en –IV voor IVa

Overzicht: verband tussen het OG en het nummer van de hoofdgroep in het PSE

Nummer van de hoofdgroep	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa
Aantal elektronen in de buitenste schil	1	2	3	4	5	6	7
Hoogste + OG	+I	+II	+III	+IV	+V	+VI	+VII
Laagste – OG	-	-	-	-IV	-III	-II	-I
Voorbeeld	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl

Omdat de oxidatiegetallen trapsgewijs verschillende waarden kunnen aannemen spreekt men ook van oxidatietrappen.

Voorbeeld: mogelijke oxidatiegetallen ('oxidatietrappen') voor N

+V		N ₂ O ₅ en HNO ₃
+IV		NO ₂
+III		N ₂ O ₃ en HNO ₂
+II		NO
+I		N ₂ O
	-I	NH ₂ OH (hydroxylamine)
	-II	N ₂ H ₄ (hydrazine)
	-III	NH ₃

In stikstofgas N₂ heeft N oxidatiegetal nul.



Afbeelding 1 – Hydrazine is een hoogwaardige, zeer giftige brandstof, die o.a. als reservebrandstof in gevechtsvliegtuigen wordt gebruikt.

Veel overgangsmetalen (elementen uit de b-groepen) en metalen onderaan in groep IVa (Sn en Pb) hebben ionen met verschillende oxidatiegetallen. Hieronder staan enkele bekende metalen met meerdere oxidatiegetallen.

Overzicht: enkele belangrijke metalen met meerdere oxidatiegetallen

Groep	Element	Naam van het ion	Symbool van het ion
VIb	chroom	chroom(II)	Cr^{2+}
		chroom(III)	Cr^{3+}
VIIb	mangaan	mangaan(II)	Mn^{2+}
		mangaan(III)	Mn^{3+}
VIIIb	ijzer	ijzer(II)	Fe^{2+}
		ijzer(III)	Fe^{3+}
Ib	koper	koper(I)	Cu^{+}
		koper(II)	Cu^{2+}
IIb	kwik	kwik(I)	Hg^{+}
		kwik(II)	Hg^{2+}
IVa	lood	lood(II)	Pb^{2+}
		lood(IV)	Pb^{4+}

Ionladingen hoger dan 4+ komen niet voor. Toch kunnen sommige overgangsmetalen een hoger oxidatiegetal aannemen in ternaire verbindingen met zuurstof.

Voorbeeld: mangaan kan, naast de oxidatiegetallen +II en +III, ook volgende oxidatiegetallen aannemen: +IV, +VI en +VII.

+IV: in MnO_2

+VI: in K_2MnO_4

+VII: in KMnO_4

● Formules van binaire ionverbindingen

Binaire ionverbindingen bestaan uit positieve metaalionen en uit negatieve niet-metaalionen, samengehouden door de ionbinding.

De lading van een monoatomisch (éénatomig) ion is gelijk aan het oxidatiegetal, en is gelijk aan het aantal door het atoom afgegeven of opgenomen elektronen.

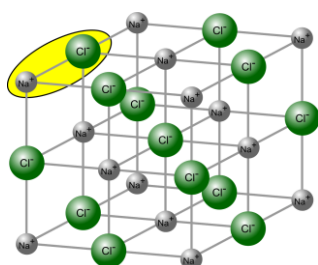
Een ion is positief als het atoom elektronen afstaat en negatief als het atoom elektronen opneemt.. Om formules te kunnen schrijven moeten we de oxidatiegetallen of ionladingen van de erin aanwezige ionen kennen en de equivalentieregel toepassen.

In een ionverbinding is de som van de positieve en de negatieve ladingen van alle ionen samen gelijk aan nul.

We beperken ons tot stoffen met slechts twee elementen (binaire verbindingen). Metaalionen zijn altijd positief geladen. het niet-metaalatoom negatief geladen.

Voorbeeld 1: formule van de verbinding tussen natrium en chloor

De lading van het natrium: 1+, van het chloride-ion: 1-. Er zijn evenveel positieve als negatieve ladingen nodig, dus één Na^+ ion tegenover één Cl^- ion, met als formule Na^+Cl^- .



In een kristal natriumchloride volgen de natrium- en de chloride-ionen elkaar in steeds dezelfde verhouding van aantalen op, tot zover het ionrooster reikt: $(\text{Na}^+\text{Cl}^-)_n$, waarin n een zeer groot getal is. Na^+Cl^- is de verhoudingsformule. Wijst men enkel op de verhouding, één ion Na^+ tot één ion Cl^- , en niet speciaal op het ionkarakter van de verbinding, dan schrijft men NaCl.

Figuur 1 – Kleinste eenheid NaCl

Voorbeeld 2: formule van de verbinding tussen magnesium en broom

De lading van het magnesiumion: 2+, van het bromide-ion: 1-. Er zijn evenveel positieve als negatieve ladingen nodig, dus per Mg^{2+} ion komen twee Br^- ionen in de formule voor. De verhoudingsformule is $\text{Mg}^{2+}\text{Br}_2^-$ of MgBr_2 .

Zoals we gezien hebben bestaan er van sommige ionen verschillende ladingen, zodat bijvoorbeeld volgende ionverbindingen bestaan: Cu_2S en CuS , FeCl_2 en FeCl_3 , PbS en PbS_2 .

Formules van binaire molecuulverbindingen

Binaire molecuulverbindingen bestaan uit twee verschillende niet-metalen, waarvan de atomen aan elkaar gebonden zijn door één of meer gemeenschappelijke elektronenparen (doubletten), de zogenaamde atoombinding. Het neutrale geheel is een molecule.

Hier bestaan dus geen ionladingen, maar aan elk atoom in een molecule kunnen we een oxidatiegetal toekennen. Met behulp hiervan kunnen we de zogenaamde molecuulformule vinden.

Voorbeeld: formule van de verbinding tussen koolstof en zuurstof

oxidatiegetal van C: +IV

oxidatiegetal van O: -II

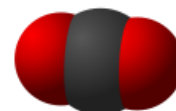
In een molecuulverbinding is de som van de positieve en de negatieve oxidatiegetallen van alle atomen samen gelijk aan nul.

De molecuulformule is dus CO_2 .

Deze formule wijst op een stof, waarin elke molecule één C-atoom en twee O-atomen bevat.

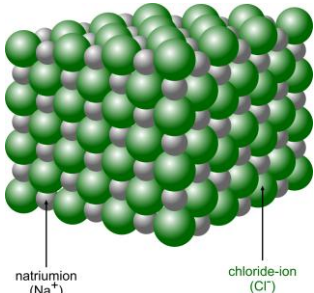
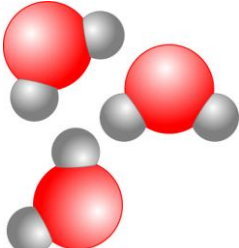
In een molecuulformule wordt eerst het symbool geschreven van het niet-metaal met de kleinste elektronegativiteit.

We schrijven dus H_2O en niet OH_2 , OF_2 en niet F_2O .



Afbeelding 2 – Model van een CO_2 -molecule

Overzicht

Binaire samengestelde stoffen	
Ionverbindingen	Molecuulverbindingen
NaCl positieve en negatieve ionen 	H₂O moleculen 

● Namen van binaire verbindingen

De naam van een binaire verbinding wordt gevormd door de naam van het eerste element te laten volgen door de Latijnse stam van het tweede element en de uitgang -ide.

Om het onderscheid tussen ionverbindingen en molecuulverbindingen te maken, kan de ionlading, respectievelijk het oxidatiegetal van het eerste element tussen haakjes opgenomen worden, bijvoorbeeld:

FeBr₃ is ijzer(3+)bromide

PCl₅ is fosfor(V)chloride

Meestal wordt dat onderscheid niet gemaakt, en worden de indices 2, 3, 4, 5, 6 en 7 weergegeven door de Griekse telwoorden di-, tri-, tetra-, penta-, hexa- en hepta-.

2	3	4	5	6	7
di	tri	tetra	penta	hexa	hepta

Voorbeelden

FeBr₃ is ijzertribromide

PbI₄ is loodtetrajodide

PCl₅ is fosforpentachloride

UF₆ is uraanhexafluoride

Cl₂O₇ is dichloorheptaoxide

H₂O noemt men water en NH₃ ammoniak.

● Oxiden

De meeste anorganische, samengestelde stoffen kunnen ondergebracht worden bij één van de volgende vier stofklassen.

Stofklassen
oxiden
zuren
hydroxiden
zouten

Een stofklasse is een groep stoffen met analoge chemische eigenschappen, als gevolg van de aanwezigheid van een kenmerkende atoom of atoomgroep.

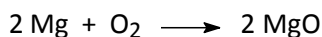
Oxiden kunnen bekomen worden door verbranding van enkelvoudige stoffen.

De verbranding van een enkelvoudige stof is een reactie met zuurstofgas, waarbij een oxide gevormd wordt.



Metalen branden in zuurstofgas: ze reageren met dizuurstof.

Voorbeeld: de verbranding van magnesiummetaal



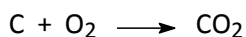
Het verbrandingsproduct van een metaal is een **metaaloxide**.



Metaaloxiden zijn vaste, kristallijne ionverbindingen met een hoog smeltpunt. Metaaloxiden komen in de natuur veelvuldig voor in ertsen, bv. hematiet (Fe_2O_3), bauxiet (Al_2O_3) en cassiteriet (SnO_2).

Niet-metalen branden in zuurstofgas: ze reageren met dizuurstof.

Voorbeeld: de verbranding van houtskool



Het verbrandingsproduct van een niet-metaal is een **niet-metaaloxide**.



Afbeelding 3 – Verbranding van magnesiummetaal



Afbeelding 4 – Hematiet



De niet-metaaloxiden molecuulverbindingen, met een laag kook- en smeltpunt. Veel niet-metaaloxiden zijn gassen.

Koolstofdioxide (CO_2) kennen we o.a. als broeikasgas. Het ontstaat bij verbranding van koolstof en van koolstofverbindingen.

Zwavedioxide (SO_2) is een gas met een sterk prikkelende geur, dat gevormd wordt bij de verbranding van zwavel.

Het gehalte aan zwavedioxide in de lucht wordt door snuffelpalen gemeten.



Afbeelding 5 – Snuffelpaal

● Zure, basische en neutrale oplossingen

Zure, onrijpe braambessen zijn rood, de rijpe zijn donkerblauw.

Thuis heb je al kunnen waarnemen dat rodekool, normaal violetblauw, helderrood wordt door er azijn of citroen bij te doen.

Azijn noemen we, wegens de zure smaak, begrijpelijk zuur. Met 'zuur' zijn gaat ook een rode kleur van rodekoolsap samen.



Afbeelding 7 – Natriumhydroxide ('bijtende soda'), een veel gebruikt ontstoppingsmiddel

Een oplossing van natriumhydroxide ('bijtende soda') geeft een glad gevoel tussen de vingers en heeft een zeepsmaak. Men noemt deze oplossing basisch (alkalisch). Rodekoolsap kleurt er violetblauw in.

Ook het plantaardig product lakmoes en de stoffen fenolftaleïne en broomthymolblauw nemen in zuur milieu een andere kleur aan dan in basisch milieu.

Zulke stoffen noemt men **indicatoren**. Het woord 'indicator' (Latijn *indicare* = aanwijzen) wijst er dus op dat de kleurverandering aanduidt of een oplossing zuur of basisch is.

Zuiver water noemt men 'neutraal'. Ook oplossingen die noch zuur, noch basisch zijn noemt men neutraal.



Afbeelding 6 – Braambessen

	Lakmoes LM	Fenolftaleïne FFT	Broomthymolblauw BTB
Zure oplossingen	rood	kleurloos	geel
Neutrale oplossingen	roodblauw	kleurloos	groen
Basische oplossingen	blauw	paars	blauw

Basen zijn de tegenhangers van de zuren. Ze doen de zure smaak verdwijnen en maken (door een zuur gekleurde) rode lakmoes blauw. Belangrijke basen zijn ammoniak en de hydroxiden.



Afbeelding 8 – Universeelindicatorpapier

Een handige manier om de zuurgraad aan te geven is de pH-schaal, dit is een waarde tussen 0 en 7.

Om de pH van een oplossing te meten maakt men gebruik van een mengsel van indicatoren, de universeelindicator of van een pH-meter.



Afbeelding 9 – Digitale pH-meter



Figuur 2 – Enkele voorbeelden van pH-waarden

pH < 7: zure oplossing

Des te lager de pH, des te zuurder de oplossing.

pH = 7: neutrale oplossing

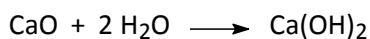
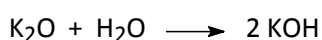
pH > 7: basische oplossing

Des te hoger de pH, des te basischer de oplossing.

● Hydroxiden

Sommige metaaloxiden reageren met water en leveren een basische oplossing.

Voorbeelden



Een hydroxide wordt gevormd door de reactie van een metaaloxide met water.



Afbeelding 10 – De reactie tussen calciumoxide en water verloopt vrij heftig



Een hydroxide is een ionverbinding, samengesteld een metaal en één of meer kenmerkende hydroxidegroepen: M^+OH^- .

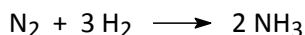
Opgelost in water komen de metaalionen en de hydroxide-ionen vrij. De hydroxide-ionen zijn verantwoordelijk voor de **BASISCHE** eigenschappen. De indicator lakmoes kleurt er **BLAUW** in.

Enkel de oplosbare hydroxiden (basen) kunnen bereid worden door een metaaloxide te laten reageren met water.

Hydroxiden zijn ionverbindingen van metaalionen met hydroxide-ionen (OH^-).

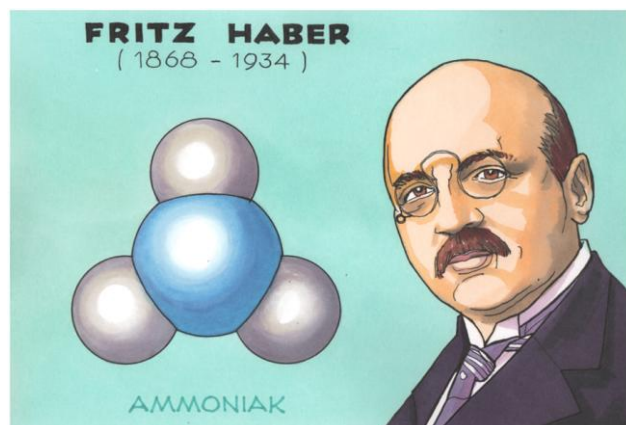
Hydroxiden zijn vaste, kristallijne stoffen. Er is nochtans één uitzondering: ammoniak (NH_3).

Overal ter wereld wordt ammoniak bereid volgens het procedé bedacht door de Duitse scheikundige Fritz HABER. Carl BOSCH werkte dit procedé technisch uit, zodat het op industriële schaal kon gebruikt worden.



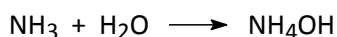
Fritz HABER

De naam van HABER is vooral verbonden met het Haber-Boschproces, dat stikstofgas bindt aan waterstofgas tot ammoniak. Deze methode ligt aan de basis van de kunstmest-productie en heeft daardoor grote invloed gehad op de landbouw-productiviteit over de gehele wereld. Hij krijgt er in 1918 de Nobelprijs voor chemie voor.



Ammoniak is een kleurloos, prikkelend gas, dat zeer goed oplost in water.

Een uiterst klein deel van het opgeloste gas vormt met water een verbinding, ammoniumhydroxide.



Zuiver ammoniumhydroxide bestaat niet.

Alle andere hydroxiden bestaan wel in zuivere toestand. Het zijn vaste, kristallijne stoffen. Slechts enkele zijn oplosbaar in water. De in water oplosbare hydroxiden worden ook basen genoemd.

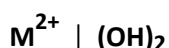
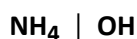
Basen kan men rechtstreeks bereiden door water te laten inwerken op de overeenkomstige metaaloxiden.



Afbeelding 11 –
Fonteinproef

Basevormende oxiden zijn metaaloxiden die met water een oplosbaar hydroxide (base) vormen.

De formule van een hydroxide kun je met een verticaal streepje in twee delen splitsen. Vooraan staat altijd het symbool van een metaal (M) of de ammoniumgroep (NH_4). Rechts van het streepje staan één of meer hydroxidegroepen. Het symbool van het metaal heeft nooit een grotere index dan 1 (niet geschreven). Het aantal hydroxidegroepen komt overeen met de lading van het metaal.



De formule van een hydroxide bestaat uit het symbool van een metaal of van de ammoniumgroep en uit één of meer hydroxidegroepen.

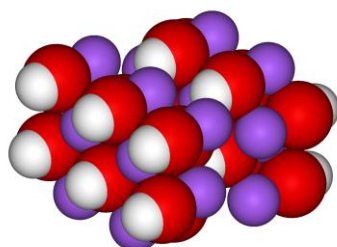
De naam van de hydroxiden wordt gevormd door aan de naam van het metaal de uitgang hydroxide toe te voegen. Eén uitzondering: NH_4OH is ammoniumhydroxide.

Formules en namen van hydroxiden (basen)

Formule	Wetenschappelijke naam	Populaire naam (oplossing)
NaOH	natriumhydroxide	natronloog
KOH	kaliumhydroxide	kaliloog
(NH ₄ OH)	ammoniumhydroxide	ammoniak
Ca(OH) ₂	calciumdihydroxide	kalkwater
Ba(OH) ₂	bariumdihydroxide	barietwater

Eigenschappen en gebruik van enkele hydroxiden

Natriumhydroxide



Afbeelding 12 – Ionrooster van natriumhydroxide

Natriumhydroxide (NaOH) is een vaste stof die snel vervloeit in vochtige lucht. Ze is goedkoper dan kaliumhydroxide, en wordt daarom vaker toegepast.

Natriumhydroxide lost goed op in water (natronloog). Een geconcentreerde oplossing is gevaarlijk, omdat ze huidweefsel aantast.



Afbeelding 13 – Natriumhydroxide

Natriumhydroxide wordt veel gebruikt voor het ontstoppen van afvoerleidingen, om eikenhout te logen en om verflagen af te bijten.

In de industrie wordt natriumhydroxide toegepast voor de bereiding van zeep en de papierfabricage.

Calciumdihydroxide

Calciumdihydroxide, Ca(OH)₂ (gebluste kalk) is een veel gebruikte, goedkope base.

Ze wordt bekomen door de reactie tussen calciumoxide (ongebliste kalk) en water (blussen van kalk): $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2$

Gebluste kalk wordt in de bouwnijverheid gebruikt in kalkmortel. Kalkmortel is een mengsel van gebluste kalk en zand, dat met water tot een specie wordt verwerkt. Tijdens de verdamping van water wordt de specie hard, door reactie van calciumdihydroxide met koolstofdioxide uit de lucht ('luchtmortel').

Een gefiltreerde, heldere oplossing van calciumdihydroxide, noemt men kalkwater. Ze wordt in het laboratorium aangewend om koolstofdioxide te herkennen; kalkwater wordt dan troebel.

Een suspensie van calciumdihydroxide in water heet kalkmelk. Ze wordt o.a. gebruikt als witkalk en om industriewater te ontharden.

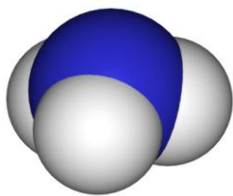


Afbeelding 14 - Ontstopper



Afbeelding 15 – Spuiten van voegen met kalkmortel

Ammoniak



Afbeelding 16 – 3D-molecuulmodel van ammoniak

Ammoniak wordt op industriële schaal omgezet in stikstofhoudende meststoffen. Voor de bereiding van de meeste springstoffen en kleurstoffen wordt ammoniak aangewend.



Afbeelding 17 – Reinigingsmiddelen die naar ammoniak ruiken, bevatten een oplossing van ammoniakgas.

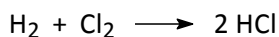
● Anorganische zuren

Men onderscheidt binaire zuren en ternaire zuren.

Een binair zuur is een molecuulverbinding van waterstof en een ander niet-metaal zoals Cl, Br, S (O is uitgesloten).

Voorbeeld: HCl

Deze binaire zuren kunnen rechtstreeks door synthese uit de overeenstemmende enkelvoudige stoffen bekomen worden:



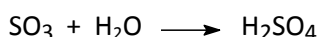
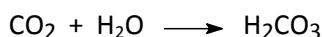
Een ternair zuur is een molecuulverbinding van waterstof, zuurstof en een ander niet-metaal zoals N, P, S, Cl.

Voorbeeld: H₂SO₄

Aangezien ternaire zuren O-atomen bevatten, noemt men ze ook **oxozuren**.

De oxiden van de niet-metalen reageren vrijwel alle met water en leveren een zure oplossing.

Voorbeelden



Een zuur is een molecuulverbinding, samengesteld uit waterstof en een zuurrest: HZ.

Opgelost in water bekomen we een oplossing met **ZURE** eigenschappen. Hun zure smaak en het **ROOD** kleuren van lakmoes is het gevolg van het vormen van kenmerkende H⁺ ionen.

De naam zuur wijst op de zure smaak van de oplossing.



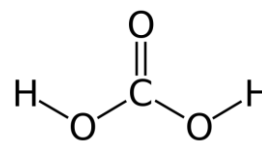
Afbeelding 18 – Cola bevat fosforzuur

Zuurvormende oxiden zijn niet-metaaloxiden die met water een anorganisch zuur vormen.

Zuren bestaan uit moleculen, waarin de atomen gebonden zijn door atoombindingen. Daarom dat we spreken van een molecuulformule, bijvoorbeeld H_2CO_3 voor koolzuur.

De wetenschappelijke naam van de oxozuren wordt gevormd door het aantal waterstofatomen te noemen en dan de naam van de zuurrest, indien nodig met vermelding van de formule-index door Griekse telwoorden (di-, tri-, enz.).

Veel zuren hebben daarnaast ook nog een populaire naam.



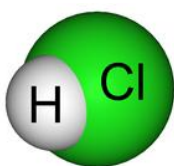
Figuur 3 – Structuurformule van koolzuur

Formules en namen van zuren

Formule	Wetenschappelijke naam	Populaire naam	Naam van de zuurrest
HCl	waterstofchloride	zoutzuur (voor de oplossing)	chloride
H_2S	diwaterstofsulfide	–	sulfide
HClO_3	waterstofchloraat	chloorzuur	chloraat
HNO_3	waterstofnitraat	salpeterzuur	nitraat
H_2CO_3	diwaterstofcarbonaat	koolzuur	carbonaat
H_2SO_4	diwaterstofsulfaat	zwavelzuur	sulfaat
H_3PO_4	triwaterstoffosfaat	fosforzuur	fosfaat

Eigenschappen en gebruik van enkele anorganische zuren

Zoutzuur



Afbeelding 20 – 3D-molecuulmodel van waterstofchloride

Zoutzuur is een oplossing van waterstofchloride in water. Zoutzuur kan uit keukenzout (NaCl) bereid worden, vandaar de naam.

Bij kamertemperatuur lost ca. 450 liter HCl-gas op in 1 liter water. Ons lichaam produceert voortdurend zoutzuur ('maagzuur').

Uit een geconcentreerde oplossing ontsnapt het kleurloze waterstofchloridegas, dat in contact met de lucht een nevel vormt. Het tast de slijmvliezen aan en is daardoor hoestverwekkend.

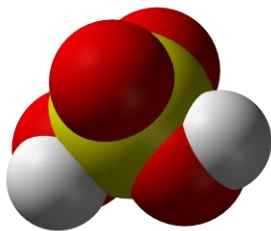
Zoutzuur wordt onder andere gebruikt om cementresten en kalkaanslag te verwijderen.

Ook marmer lost op in zoutzuur.



Afbeelding 19 – Zoutzuur

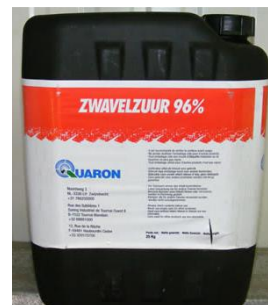
Zwavelzuur



Afbeelding 21 – 3D-molecuulmodel van zwavelzuur

Zuiver zwavelzuur (diwaterstofsulfaat: H_2SO_4) is een stroperige vloeistof. Het is een erg bijtend zuur ('vitriool').

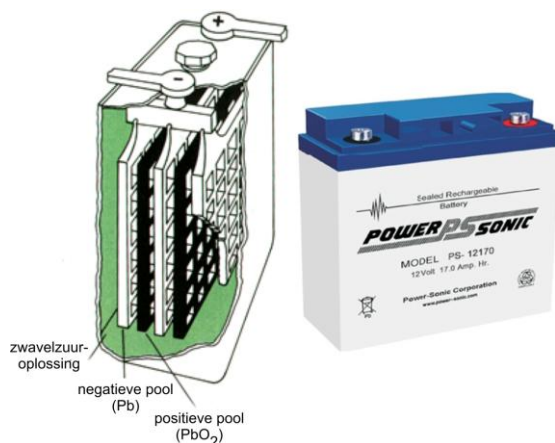
Het is één van de meest belangrijke uitgangsstoffen in de chemische industrie.



Afbeelding 22 – Zwavelzuur

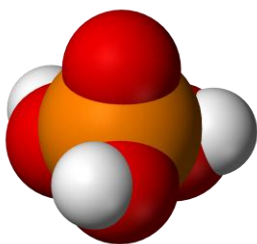
Enkele toepassingen:

- zuiveren van ertsen
- productie van wasmiddelen
- droogmiddel
- in autobatterijen.



Afbeelding 23 – Autobatterij (loodaccu)

Fosforzuur



Afbeelding 24 – 3D-molecuulmodel van fosforzuur

Fosforzuur (triwaterstoffosfaat: H_3PO_4) is in alle verhoudingen oplosbaar in water.

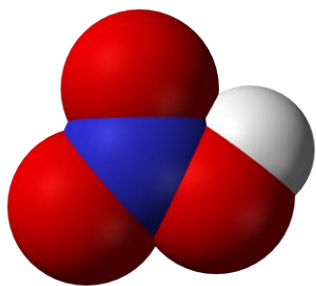
Fosforzuur wordt vooral gebruikt in de productie van fosforhoudende meststoffen, in detergenten en in sommige frisdranken (cola).

Het grootste deel van de productie van fosforzuur wordt gebruikt voor het maken van meststoffen (fosfaten).



Afbeelding 25 – Fosforzuur 75%

Salpeterzuur



Afbeelding 26 – 3D-molecuulmodel van salpeterzuur

Salpeterzuur (waterstofnitraat: HNO_3) is goed oplosbaar in water.

Een geconcentreerde salpeterzuuroplossing wordt gebruikt voor het etsen van kopermetaal. In contact met salpeterzuur wordt het kopermetaal omgezet in oplosbaar koperdinitraat en bruin gekleurd stikstofdioxide (gas). Omdat bij die techniek schadelijke dampen en gasen ontstaan, wordt tegenwoordig vaak geëetst met een oplossing van ijzertrichloride.



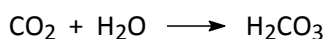
Afbeelding 27 – Reactie van kopermetaal met salpeterzuur

Het edelmetaal goud reageert met een mengsel van salpeterzuur en zoutzuur ('koningswater'), waarbij een gele oplossing van goudtrichloride ontstaat.

Door reactie van salpeterzuur met hydroxiden ontstaan nitraten (bv. kaliumnitraat: KNO_3). Nitraten worden veel gebruikt als meststoffen en als springstoffen.

Koolzuur

Zuiver koolzuur (diwaterstofcarbonaat: H_2CO_3) bestaat niet. Het is enkel gekend in verdunde oplossing. Het ontstaat bij het oplossen van koolstofdioxide in water:



Koolzuur zorgt voor de 'prik' in spuitwater en in koolzuurhoudende frisdranken.



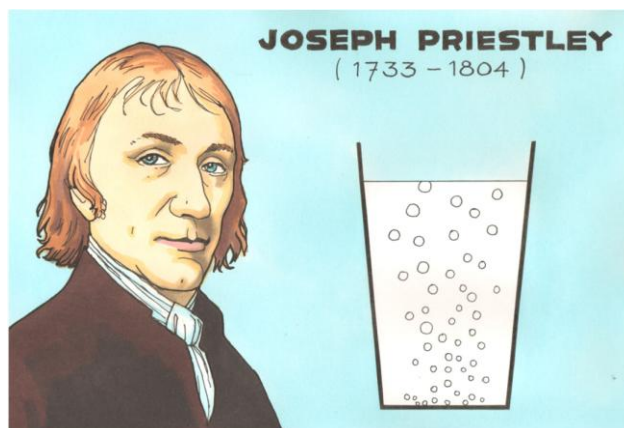
Joseph PRIESTLEY

J. PRIESTLEY, Engels scheikundige, isoleert en beschrijft de eigenschappen van koolstofdioxide, koolstofmonoxide, zwaveldioxide, waterstofchloride en zuurstofgas, waardoor hij LAVOISIER helpt om de flogistontheorie omver te werpen.

In het laboratorium slaagt hij in de synthese van distikstofmonoxide (lachgas).

Hij bestudeert de fotosynthese en ontdekt dat grafiet de stroom geleidt.

Hij is de eerste om spuitwater te fabriceren.



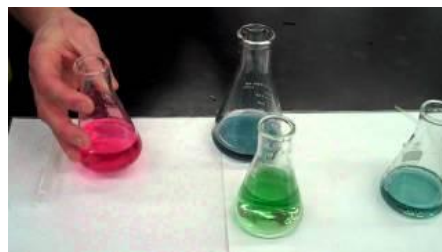
● Overzicht

Hydroxiden (MOH)	Zuren (HZ)
<i>Voorbeeld</i> natriumhydroxide: NaOH vaste stoffen bij gewone omstandigheden zeepsmaak bij oplossen in water ontstaan basische oplossingen, die een elektrische stroom geleiden kleuren lakmoes blauw	<i>Voorbeelden</i> waterstofchloride: HCl ; zwavelzuur: H₂SO₄ meestal vloeistoffen, sommige zijn gasvormig smaken zuur bij oplossen in water ontstaan zure oplossingen, die een elektrische stroom geleiden kleuren lakmoes rood

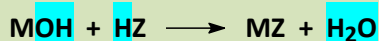
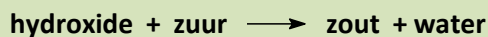
● Anorganische zouten

De alchemisten van de 17e eeuw wisten al dat zuren met bepaalde stoffen die zij 'basen' noemden, zouten vormen. Het woord 'base' verwijst naar het Grieks *basis* = fundament, omdat zo'n stof de basis vormt om met een zuur een zout te maken.

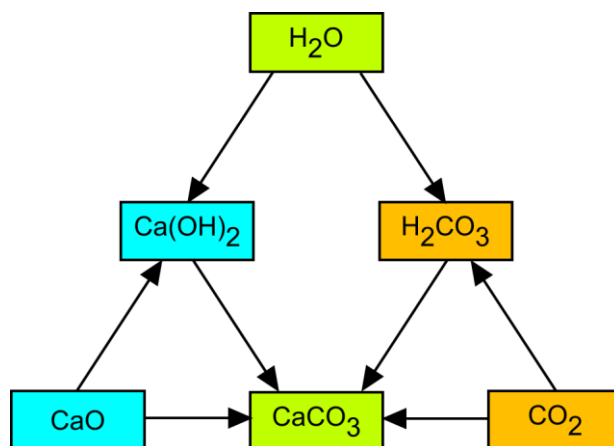
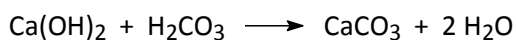
Zouten kunnen gevormd worden door reactie van een hydroxide met een zuur.



Afbeelding 28 – Zuren en basen vormen zouten

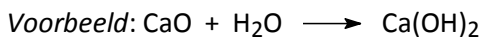


In het schema hieronder is de vorming van calciumcarbonaat (CaCO₃) uit calciumdihydroxide en koolzuur voorgesteld.

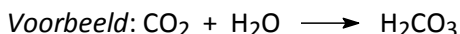


Verder zijn voorgesteld:

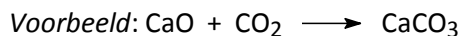
- de vorming van een hydroxide uit een metaaloxide



- de vorming van een zuur uit een niet-metaaloxide



Noot: zoals uit het schema blijkt, kan calciumcarbonaat ook rechtstreeks door de reactie tussen calciumoxide en koolstofdioxide gevormd worden, maar deze reactie verloopt zeer traag.



Zouten zijn ionverbindingen die opgebouwd zijn uit een positief geladen groep (metaal- of ammoniumion) en een negatief geladen groep (zuurrestion).

In een zout komen geen moleculen voor, maar tegengesteld geladen ionen, in een welbepaalde verhouding.

De naam van zouten wordt gevormd door de naam van het metaal (of ammonium) te laten volgen door de naam van de zuurrest, en gebruikmakend van de Griekse telwoorden.

Voorbeelden

CaCl_2 is calciumdichloride

$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ is diammoniumsulfide

Na_3PO_4 is trinatriumfosfaat

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ is ijzertrinitraat

Zouten zijn bij kamertemperatuur vaste, kristallijne stoffen. Door de sterke coulombkrachten tussen de tegengesteld geladen ionen bezitten de meeste zouten een hoog smeltpunt.

In vaste toestand geleiden zouten geen elektrische stroom. In gesmolten toestand en opgelost in water zijn ze wel geleidend. De verklaring is dat om elektrische geleiding mogelijk te maken er niet enkel geladen deeltjes, zoals ionen, aanwezig moeten zijn, maar ook dat die deeltjes vrij kunnen bewegen, zodat stroomtransport mogelijk is.

Het Griekse *ion* betekent trouwens 'gaan, bewegen'.

De meeste zouten smaken zout. Er zijn ook zouten met een bittere smaak en zelfs met een zeepsmaak.

Zouten zijn meestal wit of kleurloos. Verder bestaan er zouten in alle denkbare kleuren.

De naam chroom is afkomstig van het Griekse *chroma* = kleur, en verwijst naar de vele kleurrijke chroomzouten.



Afbeelding 29 - Natriumchloride



Afbeelding 30 – Loodchromaat (PbCrO_4) komt voor in het mineraal crocoiet



Kristalwater

Veel kristallijne stoffen bezitten kristalwater. De bekende blauwe kristallen van kopersulfaat hebben de samenstelling $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (kopersulfaat-pentahydraat). Men kan zo'n hydraat opvatten als een verbinding van het zout met water.



Afbeelding 32 – Johann GLAUBER

Een ander bekend voorbeeld is dinatriumsulfaat-decahydraat: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Het wordt ook glauberzout genoemd (sal mirabile Glauber, namelijk als laxermiddel), naar de ontdekker Johann GLAUBER (1604-1670), Duits-Nederlands iatrochemicus. Hij heeft veel chloriden en sulfaten bereid en bestudeerd.

Bij verhoogde temperatuur splitsen de hydraten het kristalwater geheel of gedeeltelijk af, waarbij het water ontwijkt als damp.

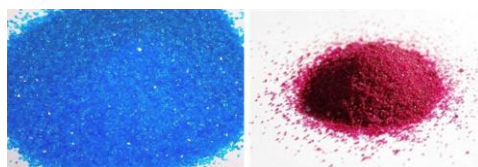
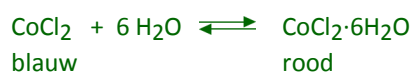
hydraat $\rightleftharpoons$ watervrije zout + water



Afbeelding 31 – Kopersulfaat-pentahydraat

Voorbeeld

Als je rode kristallen kobaltdichloride-hexahydraat verhit, verliezen ze hun kristalwater en vormen ze watervrij kobaltdichloride, dat blauw gekleurd is. Na toevoeging van een beetje water wordt terug het rode hydraat gevormd.



Afbeelding 33 – Blauw en rood kobaltdichloride

Sommige hydraten verliezen zonder te verwarmen spontaan hun kristalwater aan droge lucht. De kristallen krijgen barstjes en worden dof. Men noemt dit verweren van kristallen. Een gekend voorbeeld is kristalsoda: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Bij hygroscopisch stoffen heeft het omgekeerde verschijnsel plaats. Deze trekken juist waterdamp aan. Men spreekt dan van vervloeien van de kristallen. Ze trekken zoveel waterdamp tot zich, dat ze zelfs geheel of gedeeltelijk in dat water oplossen. Voorbeelden van stoffen met vervloeiende kristallen zijn calciumdichloride (CaCl_2) en ijzertrichloride (FeCl_3).



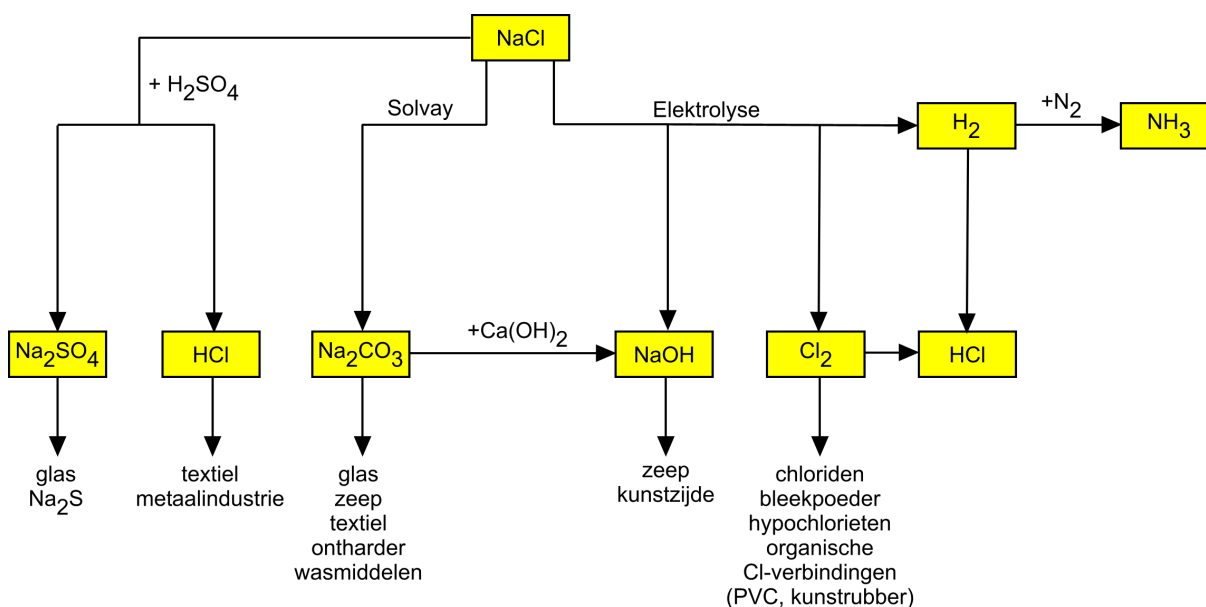
Afbeelding 34 – Calciumchloride wordt gebruikt om vocht te bestrijden.

Overzicht

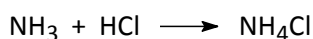
Zouten (MZ)
<i>Voorbeelden</i>
natriumchloride: NaCl; calciumcarbonaat: CaCO ₃
vaste stoffen bij gewone omstandigheden
zoutsmaak
geleiden in gesmolten toestand en opgelost in water een elektrische stroom

Eigenschappen en gebruik van enkele anorganische zouten

Natriumchloride (NaCl) wordt niet enkel in de keuken gebruikt, maar het is ook een zeer belangrijke grondstof voor de chemische industrie, zoals in onderstaand schema wordt verduidelijkt.



Salmiak (ammoniumchloride: NH₄Cl) ontstaat door reactie van ammoniak (NH₃) met waterstofchloride (HCl).



Het vormt zoals natriumchloride kubusvormige kristallen, en is ook zeer goed oplosbaar in water.



Afbeelding 36 - De naam salmiak is afgeleid van het Griekse *sal ammonikos* = zout van de Egyptische god Ammon.

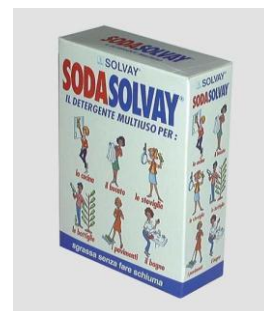
Het wordt o.a. gebruikt in snoep ('drop') en in zgn. 'droge batterijen' (leclanché-element)



Afbeelding 35 – Bij de reactie tussen ammoniak- en waterstofchloridegas ontstaat ammoniumchloride.

Soda (dinatriumcarbonaat: Na_2CO_3) wordt gebruikt als badzout (waterverzachter) en als wasmiddel. Het is een zeer belangrijke uitgangsstof voor de chemische industrie, o.a. voor het maken van glas.

Overall ter wereld wordt soda geproduceerd volgens het procedé van de Belg E. SOLVAY.



Afbeelding 37 - Solvaysoda

Ernest SOLVAY

SOLVAY is de uitvinder van het procedé om soda te maken uit kalksteen en keukenzout, met behulp van de recupereerbare tussenstof ammoniak. Als bijproduct ontstaat calciumchloride.

In 1863 start hij, met zijn broer Alfred, in Couillet het Solvay-sodabedrijf dat uitgroeit tot een industrieel wereldconcern.

In Brussel richt hij het 'Institut Solvay' op dat de grenzen van de chemie moest overschrijden. Het organiseert periodieke conferenties voor wetenschappers met wereldfaam.

Kalksteen (calciumcarbonaat: CaCO_3) wordt in kalksteengroeven ontgonnen. Ongeveer 35 % van de wereldproductie gaat naar cementfabrieken, een ander groot deel naar glasfabrieken. Ook sodafabrieken zijn grote afnemers. Calciumcarbonaat is ook het hoofdbestanddeel van krijt en marmer.

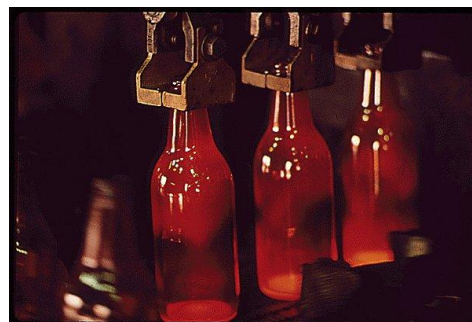


Afbeelding 38 – Marmergroeve in Carrara

Het witte bouw- en beeldhouwmarmer van Carrara is van een zeer hoge kwaliteit en wereldberoemd. De Romeinen ontgonnen al marmergroeven in Carrara voor hun paleizen. Later werden er beroemde gebouwen en beelden mee vervaardigd in Rome, Florence, Milaan, enz. MICHELANGELO koos zijn materiaal ter plaatse.

Glas

Gewoon *glas* wordt bereid uit soda (Na_2CO_3), kalksteen (CaCO_3) en zand (SiO_2).

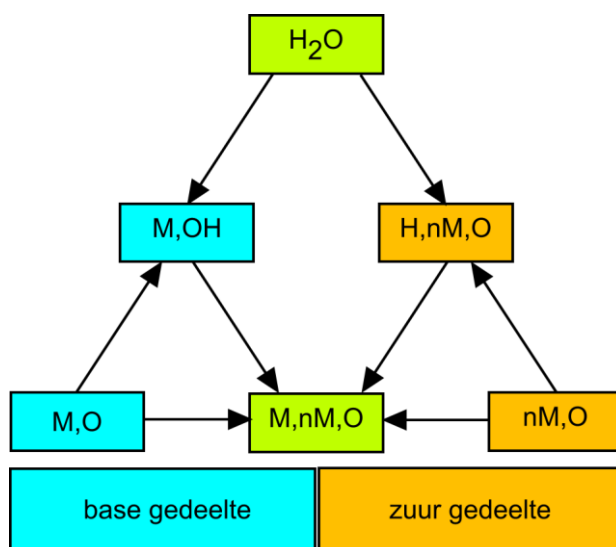


Afbeelding 39 – Productie van glazen flessen

Uitgangsstoffen voor de bereiding van verschillende glassoorten

gewoon glas	SiO ₂	Na ₂ CO ₃	CaCO ₃
kristalglas	SiO ₂		K ₂ CO ₃ Pb ₃ O ₄
pyrexglas	SiO ₂		B ₂ O ₃
kwartsglas	SiO ₂		

Samenhang tussen de anorganische stofklassen



Overzicht: belangrijke reactiepatronen

1	metaal + zuurstofgas → metaaloxide
2	metaaloxide + water → hydroxide (base)
3	niet-metaal + zuurstofgas → niet-metaaloxide
4	niet-metaaloxide + water → oxozuur
5	hydroxide + zuur → zout + water

● Test jezelf

- Wat zijn anorganische stoffen? Geef drie voorbeelden van anorganische, samengestelde stoffen.
- Wat is een oxide?
- Schrijf de verhoudingsformules en geef de namen van de metaaloxiden met volgende + ionen:
 - K⁺
 - Fe²⁺

- c) Cr^{3+}
d) Pb^{4+}
4. Schrijf de molecuulformules en geef de namen van de volgende niet-metaaloxiden:
- a) C(+II)
 - b) P(+III)
 - c) S(+VI)
 - d) Cl(+VII)
5. Waterstofperoxide, een veel gebruikt bleekmiddel, heeft als moleculeformule H_2O_2 . Waarom schrijft men dat niet als HO?
6. Hoe kun je vaststellen of een oplossing zuur, neutraal of basisch is?
7. Door verbranding van natriummetaal ontstaat dinatriumoxide. Met water reageert dit oxide tot natriumhydroxide. Schrijf de reactievergelijkingen.
8. Wat is een hydroxide? Geef een voorbeeld (formule en naam).
9. Geef een overzicht van de belangrijkste eigenschappen van basen.
10. Schrijf de formule en geef een toepassing van de volgende basen:
- a) natriumhydroxide
 - b) magnesiumdihydroxide
 - c) ammoniak
11. Wat is een zuur?
12. Geef een voorbeeld van een binair zuur en van een ternair, anorganisch zuur (formule en naam).
13. Hoe wordt uit witte fosfor (P_4) fosforzuur bereid? Schrijf de reactievergelijkingen.
14. Geef een overzicht van de belangrijkste eigenschappen van zuren.
15. Schrijf de formule en geef een toepassing van de volgende zuren:
- a) waterstofchloride
 - b) salpeterzuur
 - c) zwavelzuur
 - d) fosforzuur
 - e) koolzuur
16. Welke kleur krijgt lakmoes?
- a) in spuitwater
 - b) in een ammoniakoplossing
17. Wat is een zout?
18. Geef een voorbeeld van een binair zout en van een ternair, anorganisch zout (formule en naam).
19. Door reactie van natriumhydroxide met fosforzuur ontstaan trinatriumfosfaat en water. Schrijf de reactievergelijking.

20. Schrijf de reactievergelijking voor de bereiding van calciumsulfaat (gips) uit calciumdihydroxide en zwavelzuur.
21. Leid de formules van volgende zouten af:

metaalion	zuurrestion	formule van het zout
lithium	fluoride	
magnesium	bromide	
aluminium	jodide	
ijzer(2+)	sulfide	
barium	carbonaat	
kwik(1+)	sulfaat	
ijzer(3+)	nitraat	
calcium	fosfaat	

22. Geef een overzicht van de belangrijkste eigenschappen van zouten.
23. Leg uit waarom zoutmoleculen niet bestaan.
24. Schrijf de formule en geef een toepassing van de volgende zouten:
- natriumchloride
 - ammoniumchloride
 - dinatriumcarbonaat
 - calciumcarbonaat
25. Geef de namen van de volgende verbindingen en geef aan tot welke stofklasse ze behoren (kiezen uit metaaloxide, niet-metaaloxide, hydroxide, binair zuur, ternair zuur, binair zout, ternair zout): SO_3 , BaO , HBr , KI , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, HNO_3 , KNO_3 , HClO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, FeS , NO_2 , H_2S