

Stoffen en materialen

Samenvattingen

Je kunt bij een onderwerp komen door op de gewenste rubriek in de inhoud te klikken.

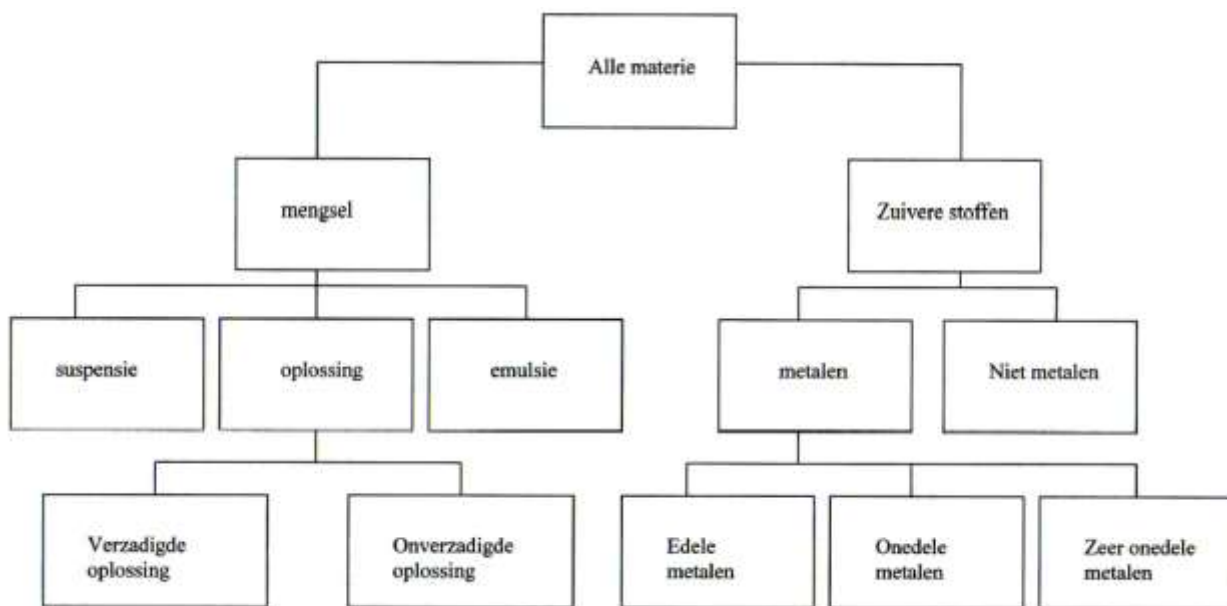
Wil je vanuit een rubriek terug naar de inhoud, klik dan op de tekst van de rubriek waar je bent.

Gewoon scrollen gaat natuurlijk ook.

Inhoud

Schema indeling materie.....	2
Chemische reacties (onderbouw).....	2
Moleculen en atomen (onderbouw).....	14
Opstellen reactievergelijkingen (onderbouw).....	23
Atoombouw (bovenbouw)	27
Bindingstypen (bovenbouw)	32

Schema indeling materie



Chemische reacties (onderbouw)



Chemische reacties (1)

Kenmerkend voor het optreden van een chemische reactie is dat de stofeigenschappen veranderen.

Als stofeigenschappen veranderen, dan zijn er dus nieuwe stoffen ontstaan. Deze lijken in niets meer op de uitgangsstoffen.

Dus:

Bij een chemische reactie verdwijnen de beginstoffen en ontstaan nieuwe stoffen.



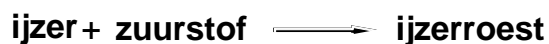
Chemische reacties (2)

Voorbeeld:

Als ijzer (een grijs metaal) roest (reactie met zuurstof uit de lucht), ontstaat ijzerroest. Dit is een volkomen nieuwe stof. Je kunt dit al zien aan de structuur (korrelig) en de kleur (stofeigenschappen). Bovendien is ijzerroest niet meer buigzaam en geleidt het de elektrische stroom en warmte niet; het is dus geen ijzer meer.

Dus de verandering van ijzer in roest is een chemische reactie. IJzer reageert met zuurstof uit de lucht waarbij uit ijzer én zuurstof roest ontstaat.

We kunnen dit als volgt noteren:



2



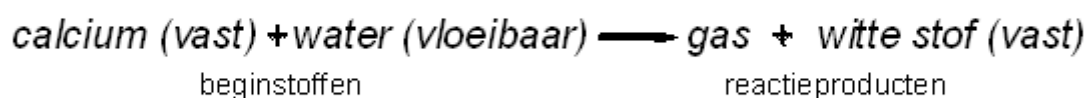
Chemische reacties (3)

- ▶ Bij mengen en verwarmen van stoffen kunnen chemische reacties optreden.

in schema:



voorbeeld:



fasen worden doorgaans met de Engelse afkortingen weergegeven: g = gas, l (liquid) = vloeibaar en s (solid) = vast 3



Chemische reacties (4)



Door af te koelen tot 20 °C wordt de ontstane vloeistof weer vast, dus is hier sprake van een fase-overgang (stofeigenschappen zijn niet veranderd).



Door af te koelen tot 20 °C wordt de ontstane vaste stof niet meer vloeibaar, dus is hier sprake van een chemische reactie (nieuwe stofeigenschappen).

4



Chemische reacties (5)

- ▶ Om te kunnen beoordelen of er een chemische reactie is opgetreden, moet je de beginstoffen en de reactieproducten bij dezelfde temperatuur (bijvoorbeeld kamertemperatuur) vergelijken.

5



Chemische reacties (8)

- ▶ **Alle ontleedbare stoffen zijn te ontleden tot niet-ontleedbare stoffen. Dit hoeft niet in één stap.**

voorbeeld: de ontleding van suiker

suiker (s) → water (l) + brandbare stof (g) + zwarte stof (s) (= koolstof)
(ontleedbaar) (ontleedbaar) (ontleedbaar) (niet-ontleedbaar)

Water en het brandbare gas kun je nog verder ontleden. Uiteindelijk ontstaan er niet-ontleedbare stoffen

- ▶ **Iedere stof die je kunt vormen, kun je ook weer ontleden.**

Zo heb je gezien dat je bijvoorbeeld zwaveloxide kunt vormen uit zwavel en zuurstof én dat je zwaveloxide weer kunt ontleden in zwavel en zuurstof.



Chemische reacties (9)

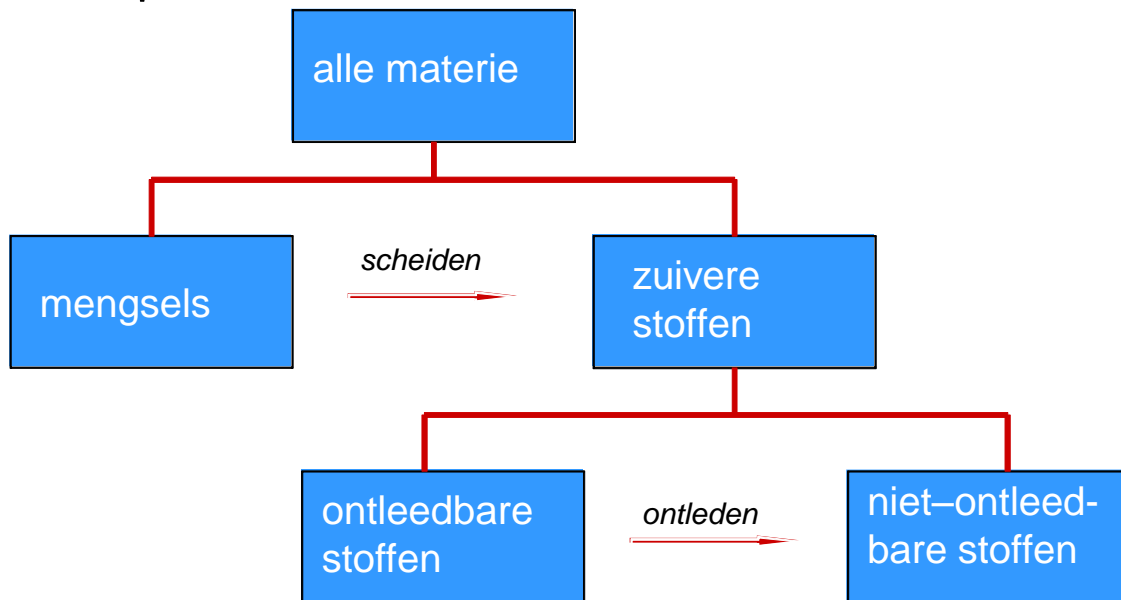
- ▶ **Alle ontleedbare en niet-ontleedbare stoffen zijn zuivere stoffen**

voorbeelden:

- suiker is een zuivere ontleedbare stof
- zwavel is een zuivere niet-ontleedbare stof
- metalen zijn voorbeelden van niet-ontleedbare stoffen



Chemische reacties (10)



Chemische reacties (11)

- ▶ **Ontleedbare stoffen kun je ontleden door: warmte, gelijkstroom en licht.**
- ▶ **Er zijn drie soorten ontledingsreacties:**
 - *thermolyse* (ontleding door warmte)
 - *elektrolyse* (ontleding door stroom)
 - *fotolyse* (ontleding door licht)



Chemische reacties (12)

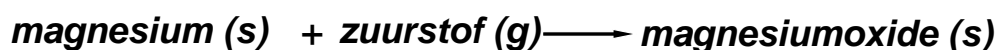
- ▶ Bij een ontledingsreactie moet voortdurend energie worden toegevoerd. Ontledingsreacties zijn dus endotherme reacties.

Voorbeeld:



- ▶ Reacties waarbij energie vrijkomt, zijn exotherme reacties.

Voorbeeld:



12



Chemische reacties (13)

- Voor een verbranding is altijd zuurstof nodig.
- Een *oxidatie* is een reactie met zuurstof, ook wel verbrandingsreactie genoemd als er vuurverschijnselen optreden.
- Het reactieproduct van een oxidatie heet *oxide*.

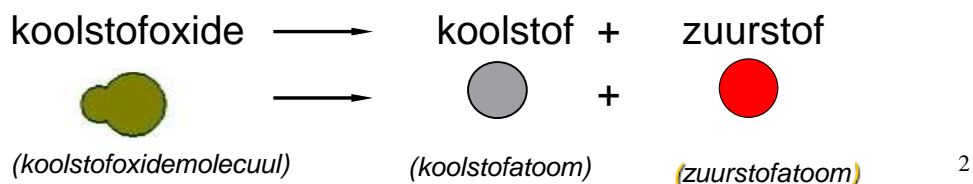
13



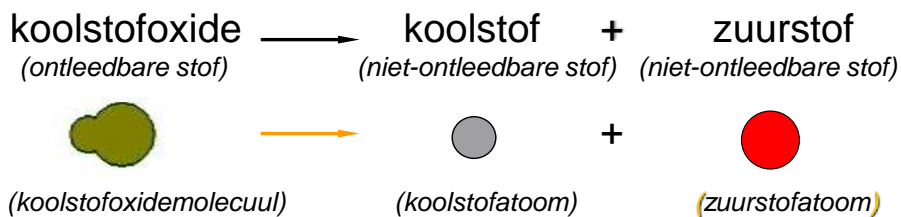
Chemische reacties (14)

Wat er precies bij een reactie gebeurt kun je niet zien. Daarom stellen we ons voor dat elke *ontleedbare stof* uit hele kleine onzichtbare deeltjes bestaat, die we *moleculen* noemen. Je kunt ze voorstellen als *bolletjes*.

Bij *ontledingsreacties* vallen de moleculen uiteen in *niet-ontleedbare* stoffen waarvan we de deeltjes *atomen* noemen. Ook atomen kun je je als *bolletjes* voorstellen:



Chemische reacties (15)

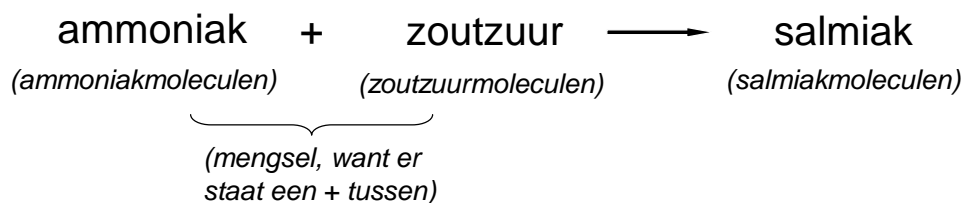


- Moleculen zijn dus de *kleinste deeltjes* van een (*ontleedbare*) stof.
- Iedere stof heeft zijn *eigen soort* moleculen.
- (De meeste) *niet-ontleedbare stoffen* bestaan uit *atomen* en worden *elementen* genoemd, omdat ze de *basis* van alle stoffen vormen. (Een 7-tal elementen bestaat uit twee-atomige moleculen.)
- Voor *alle soorten moleculen* zijn maar ongeveer *100 verschillende atoomsoorten* nodig.

3



Chemische reacties (16)



- Bij een *mengsel* heb je met verschillende stoffen te maken, dus ook met *verschillende soorten* moleculen.

4

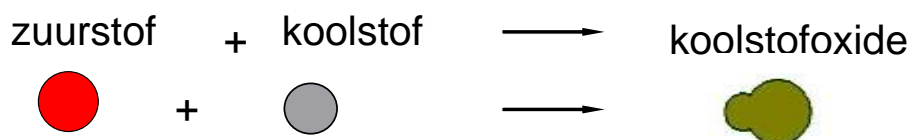


Chemische reacties (17)

Bij een vormingsreactie *versmelten* de verschillende *atoomsoorten* met elkaar tot *moleculen*.

Er zijn dan volkomen *nieuwe stoffen* ontstaan waarin niets meer van de eigenschappen van de oorspronkelijke stoffen is terug te vinden.

voorbeeld



Zoals we eerder gezien hebben, kan koolstofdioxide weer worden ontleed in zuurstof en koolstof (sheet 3)

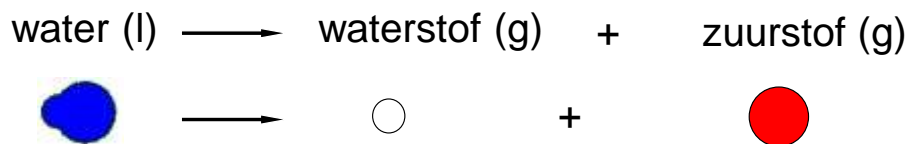
5



Chemische reacties (18)

Omgekeerd blijkt dat er bij *ontledingen* - als je maar lang genoeg doorgaat met ontleden - *moleculen splitsen in de atoomsoorten* waaruit de stof (molecuulsoort) was ontstaan.

voorbeeld: de ontleding van water



6



Chemische reacties(19)

Aantoningsreacties

- ▶ Waterstof kun je aantonen door het op te vangen in een omgekeerde reageerbuis en bij een vlam te houden. Het verbrandt dan met een karakteristiek "blafje".
- ▶ Zuurstof kun je aantonen met een gloeiende houtspaander. Het doet de houtspaander opgloeien.
- ▶ Wit kopersulfaat is een reagens op water. Dit wordt dan blauw
- ▶ Kalkwater is een reagens op koolstofdioxide (CO₂). Er ontstaat een witte troebeling.
- ▶ Joodwater is een reagens op zwaveldioxide (SO₂). De oplossing wordt dan kleurloos.

14



Chemische reacties (20)

- Een reagens is *selectief* als het met zo weinig mogelijk stoffen een kenmerkende reactie vertoont.
- Een reagens wordt *gevoelig* genoemd als het met weinig van de betreffende stof de kenmerkende reactie vertoont.

15



Chemische reacties (21)

- Uit de aanwezigheid van de verbrandingsproducten kun je afleiden uit welke elementen de verbrande stof was opgebouwd.

Voorbeeld:

Als de verbrandingsproducten CO_2 , H_2O en NO_2 zijn was de verbinding tenminste opgebouwd uit de elementen C, H₂, en N₂ (O₂ kan ook één van de elementen zijn, maar dat levert geen verbrandingsproduct op.)

- Een koolwaterstof is opgebouwd uit de elementen C en H
- Bij de volledige verbranding van een verbinding ontstaan de oxiden van de elementen waar deze verbinding uit was gevormd.
- Bij de onvolledige verbranding (te weinig zuurstof aanwezig) van een koolwaterstof ontstaat koolstof en/of koolmonoxide.

16



Chemische reacties (22)

- Een explosie is een hele snelle verbranding waarbij een groot volume gassen ontstaan waardoor alles wordt weggeblazen.
- Als de ontbrandingstemperatuur is bereikt, kan een explosie optreden, als brandstof en zuurstof in de juiste verhouding aanwezig zijn.
- Knalgas is mengsel van waterstof en zuurstof in de verhouding 2 : 1.
- Als de brandstof ook uit zuurstof is opgebouwd, kan er een “inwendige” verbranding plaatsvinden. Dit betekent dat de verbinding zuurstof voor de verbranding (explosie) levert.

17



Moleculen en atomen(1)

- moleculen zijn de kleinste deeltjes van ontleedbare stoffen
- moleculen zijn gevormd uit atomen
- er zijn ruim 100 niet-ontleedbare stoffen (= atoomsoorten = elementen)

1



Moleculen en atomen (2)

We zullen eerst zien dat we het voorkomen van de drie aggregatietoestanden met een *molecuulmodel* kunnen verklaren.

Een model is een aanschouwelijk gemaakte vereenvoudiging van de werkelijkheid, die het ons mogelijk maakt de werkelijkheid beter te begrijpen

In dit model zijn *moleculen de kleinste deeltjes* van een stof.

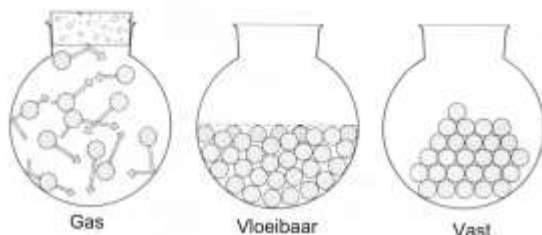
Van een *zelfde stof* zijn de moleculen *even groot* en hebben *dezelfde stoffeigenschappen*:

- moleculen van *dezelfde stof* hebben *dezelfde afmetingen*;
- moleculen *bewegen* zich en wel *sneller* naarmate de *temperatuur hoger* is;
- moleculen *trekken elkaar aan*.



Moleculen en atomen (3)

Voorstelling van de afstand en schikking van moleculen bij een gas, een vloeistof en een vaste stof.



- Bij gassen kunnen de moleculen vrij bewegen;
- Bij vloeistoffen hebben moleculen nog een zekere vrije beweeglijkheid (denk aan knikkers die over elkaar heen kunnen rollen);
- Bij vaste stoffen trillen de moleculen op een vaste plaats.



Moleculen en atomen (4)

- **Vanderwaalskrachten**
- Uit het feit dat een vaste stof niet gemakkelijk van vorm verandert, leiden we af dat *moleculen elkaar aantrekken*.
- Deze binding tussen de moleculen wordt de *molecuulbinding* of *vanderwaalsbinding* genoemd.
- Naarmate het *smeltpunt* van een moleculaire stof hoger is, zullen de aantrekkende *krachten* tussen moleculen *groter* zijn. (Het kost immers meer energie (in de vorm van warmte) om deze binding te verbreken).
- Als er een *gas* ontstaan is, zijn de *vanderwaalskrachten nul* en is de *binding* tussen moleculen helemaal *verbroken*.
- Naarmate de *massa* van moleculen *groter* is, zijn de *vanderwaalskrachten groter*.



Moleculen en atomen (5)

De noodzaak om het begrip atoom in te voeren, is het gevolg van chemische reacties.

Zoals we eerder gezien hebben, stellen we ons bij chemische reacties voor dat de moleculen van de beginstoffen uiteen vallen in atomen waarna deze atomen zich hergroeperen tot nieuwe moleculen.



Moleculen en atomen (6)

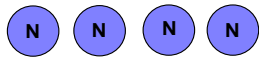
Atoommodel van Dalton:

- moleculen zijn gevormd uit (nog kleinere deeltjes:) atomen;
- atomen zijn niet te vernietigen;
- alle atomen van één soort zijn gelijk (dus dezelfde afmetingen en massa)

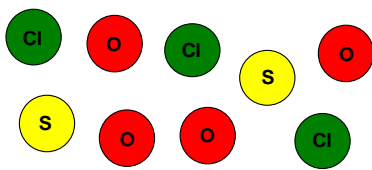


Moleculen en atomen (7)

Voorstelling van atomen



vier stikstofatomen



Mengsel van drie chloor-, twee zwavel- en vier zuurstofatomen



Moleculen en atomen (8)

Ontleedbare en niet-ontleedbare stoffen (elementen):

- Er zijn een *aantal niet-ontleedbare* stoffen die niet als atoomsoort maar in de vorm van *moleculen* voorkomen. Deze moleculen zijn dus gevormd uit één atoomsoort.

Zo komt bijvoorbeeld *zuurstof* voor in de vorm van een *molecuul* dat is gevormd uit *twee zuurstofatomen*.

- Een *molecuul* van een *ontleedbare* stof (verbinding) is gevormd uit *twee of meer atoomsoorten*.

Zo is bijvoorbeeld een *molecuul water* gevormd uit *twee waterstofatomen* en *één zuurstofatoom*.



Moleculen en atomen (9)

Molecuulformules (1)

Molecuulformules geven *soort* atomen en de *aantallen* ervan weer.

Voorbeelden:

- 1 *Water* blijkt uit *twee* atomen *waterstof* en *één* atoom *zuurstof* te zijn gevormd. In formule: H_2O (Het cijfer 1 wordt weggelaten.)
- 2 *Ammoniak* blijkt uit *drie* atomen *waterstof* en *één* atoom *stikstof* te zijn gevormd. In formule: NH_3



Moleculen en atomen (10)

Molecuulformules (2)

- De *stof* water (geweldig veel moleculen) schrijven we als $H_2O(l)$ (met de fase erbij).
Zo schrijven we ijs als : $H_2O(s)$ en waterdamp als $H_2O(g)$
- Het *aantal* moleculen geven we aan met een *getal vóór* de *formule* (= coëfficiënt). $6 H_2O$ betekent: *zes moleculen water*. (De coëfficiënt 1 laten we weg.)
- Het *getal* dat het *aantal atomen* in een *molecuulformule* aanduidt heet de *index* (meervoud is indices).
In de molecuulformule C_4H_{10} betekent de index 4 dat zo'n molecuul uit vier koolstofatomen is gevormd.



Moleculen en atomen (11)

Molecuulformules (3)

De notatie van stoffen wordt aangevuld met de

toestandsaanduiding:

s:	vaste stof (solid)
l:	(vloeistof) (liquid)
g:	(gas)
aq:	(opgelost in water (= waterige oplossing, aqua = water))

15



Moleculen en atomen (12)

Naamgeving (1)

- Zouten* krijgen namen zoals we die al kennen.

Voorbeelden:

zilveroxide = $\text{Ag}_2\text{O}(\text{s})$	De aantallen atomen in deze formules hoef je niet uit je hoofd te kennen
magnesiumfluoride = $\text{MgF}_2(\text{s})$	
calciumchloride = $\text{CaCl}_2(\text{s})$	
aluminiumbromide = $\text{AlBr}_3(\text{s})$	
koperjodide = $\text{CuI}(\text{s})$	
chromsulfide = $\text{Cr}_2\text{S}_3(\text{s})$	

*Stoffen die zijn ontstaan uit een *metaal* en een *niet-metaal* zijn *zouten*. Zouten zijn *vaste stoffen*.



Moleculen en atomen (13)

Naamgeving (2)

- Bij de andere verbindingen die we kennen gebruiken we Griekse telwoorden. Je moet de telwoorden 1 tot en met 6 kennen.

Aantal	1	2	3	4	5	6
Telwoord	mono	di	tri	tetra	penta	hexa

- In de naam komt dit *telwoord* vóór de *naam* van de *atoomsoort*. In de *formule* komt het aantal *rechtsonder* het symbool.

Voorbeeld: distikstof*tetra*-oxide bevat 2 atomen N en 4 atomen O ; in formule is dat $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$



Moleculen en atomen (14)

Formules ontleedbare stoffen

- Een aantal stoffen heeft geen systematische naam zoals water en ammoniak.

Bovendien moet je ook de volgende reeks kennen:

CH_4	C_2H_6	C_3H_8	C_4H_{10}	C_5H_{12}	C_6H_{14}
methaan	ethaan	propan	butaan	pentaan	hexaan

De *meeste elementen* komen in de natuur voor in de vorm van *atomen*. In *formule* geven we dat weer door alleen het *symbool* op te schrijven met toestandsaanduiding

Voorbeelden: Zo is formule van kwik $\text{Hg}(\text{l})$
en van neon $\text{Ne}(\text{g})$



Moleculen en atomen (15)

Formules elementen (niet-ontleedbare stoffen)

In § 6.2 hebben we al gezien dat er *ook elementen* zijn die als *moleculen* voorkomen. Van zeven elementen bestaan de moleculen telkens uit twee (dezelfde) atomen.

Deze elementen zijn:

waterstof:	$H_2(g)$	fluor:	$F_2(g)$
stikstof:	$N_2(g)$	chloor:	$Cl_2(g)$
zuurstof:	$O_2(g)$	broom:	$Br_2(l)$
		jood:	$I_2(s)$

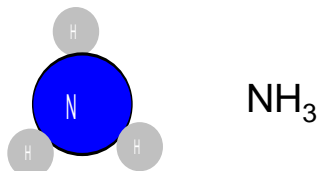
Een ezelbruggetje om deze elementen te onthouden is:

“Fientje Cloddert Bruine Inkt Op Haar Neus”



Moleculen en atomen (16)

Molecuultekeningen zijn een hulpmiddel om ons de bouw van moleculen voor te stellen. Hieronder staat een model van een ammoniakmolecuul afgebeeld.



Wat hierin opvalt is dat de atomen als het ware tegen elkaar aangeplakt zitten. In *werkelijkheid* zijn de *atomen* met elkaar *versmolten* tot moleculen.



Moleculen en atomen (17)

Molecuultekeningen (2)

Een molecuul NH_3 zou je misschien beter als volgt kunnen weergeven



Toch worden moleculen doorgaans getekend als tegen elkaar aanliggende atomen, kennelijk om duidelijk te laten zien uit welke atomen het molecuul is gevormd.



Moleculen en atomen(18)

Er kunnen *nooit atoomsoorten verdwijnen of nieuwe ontstaan.*

Als je dit zou lukken dan zou je goud kunnen maken en dat is nog niemand gelukt. Wat zou je dan rijk worden!

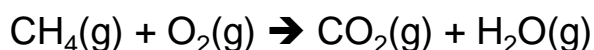
Opstellen reactievergelijkingen (onderbouw)



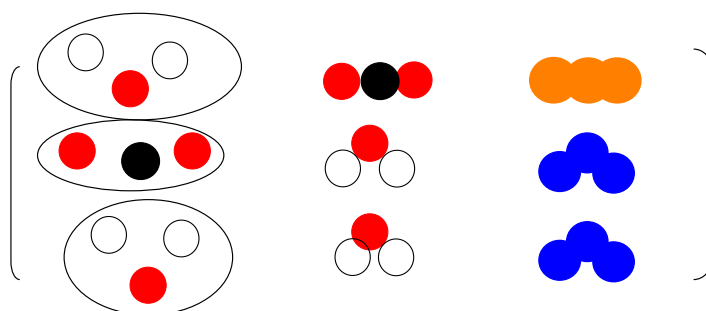
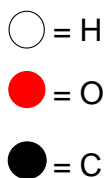
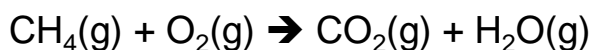
Reactievergelijkingen (1)

Bij een chemische *reactie* treedt populair gezegd een “*hergroepering*” van atomen op. Bovendien moet er aan de wet van *massabehoud* en van *elementbehoud* worden voldaan.

We zullen nagaan wat dat voor een reactie betekent als we een reactie in molecuulformules weergeven. We kiezen hiervoor de volledige verbranding van methaan.



Reactievergelijkingen (2)



van molec. naar
losse atomen

hergroeperen

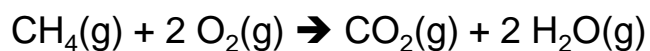
“versmelten”

Als je dus 1 CH₄ en 2 O₂ neemt, krijg je 1 CO₂ en 2 H₂O gevormd. Hierbij is het *aantal atomen* in de molec. *vóór* de reactie *gelijk* aan het aantal *na* de reactie .



Reactievergelijkingen (3)

De (kloppende) reactievergelijking is dus:



(Coëfficiënten die de waarde 1 hebben, worden weggelaten)



Reactievergelijkingen (4)

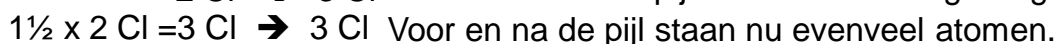
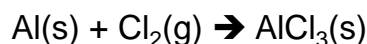
Een reactievergelijking kloppend maken

1. Als je het nodig vindt, schrijf je eerst het reactieschema in woorden op
voorbeeld: aluminium(s) + chloor(g) \rightarrow aluminiumchloride(s)
2. In formules: $\text{Al}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{AlCl}_3(\text{s})$
3. Bekijk aantal atomen vóór en na: Al: één voor en één achter de pijl
Cl: twee voor en drie achter de pijl

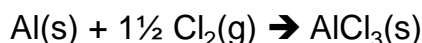


Reactievergelijkingen (5)

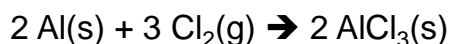
4. Kloppend maken door proberen:



3 at. Cl = $1\frac{1}{2}$ Cl₂ dus is de RV (reactievergelijking):



Atomen en moleculen kunnen nooit een breuk zijn, dus vóór en na de pijl met 2 vermenigvuldigen.



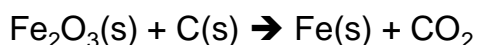
5. Controle: voor de pijl: 2 at Al en 3 x 2 = 6 at Cl (in de moleculen tezamen)

na de pijl: 2 at Al en 2 x 3 = 6 at Cl (in 2 AlCl₃)

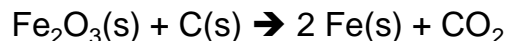


Reactievergelijkingen (6)

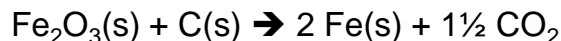
Nog een voorbeeld Maak de volgende reactie kloppend



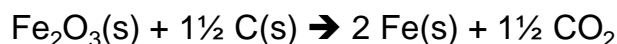
om het aantal at. Fe kloppend te maken, heb je na de pijl **2** Fe at. nodig:



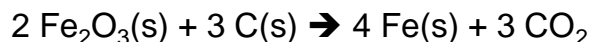
om het aantal at. O kloppend te maken, heb je na de pijl **1½** molec. CO₂ nodig:



om het aantal at. C kloppend te maken, heb je voor de pijl **1½** at. C nodig:



met 2 vermenigvuldigen



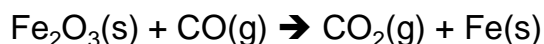
tot slot controleren: voor de pijl: 2 x 2 = 4 at. Fe, 2 x 3 = 6 at. O en 3 at. C

na de pijl: 4 at. Fe, 3 x 1 = 3 at. C en 3 x 2 = 6 at. O



Reactievergelijkingen (7)

Bij wat moeilijkere vraagstukken werkt de volgende manier ook wel handig
Maak de volgende reactie kloppend:



Kies coëfficiënten: $a \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + b \text{CO}(\text{g}) \rightarrow c \text{CO}_2(\text{g}) + d \text{Fe}(\text{s})$

Fe-balans: $2a = d$ O-balans: $3a + b = 2c$

C-balans: $b = c \rightarrow$ vul dit in in d O-balans: $3a = c$

Stel nu *bijvoorbeeld* $a = 1$ dan volgt er uit $3a = c \rightarrow c = 3$ en verder $b = 3$ (uit C-balans) en $d = 2$ (Fe-balans)

De vergelijking wordt nu: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{CO}(\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{Fe}(\text{s})$

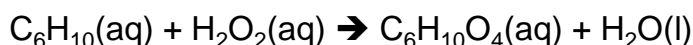
Voer ten slotte de controle uit.

Opmerkingen: De keuze $a = 1$ is willekeurig; je had ook bijvoorbeeld $c = 1$ kunnen kiezen. Als een coëfficiënt de waarde 1 heeft, wordt deze weggelaten. Is een coëfficiënt een breuk, dan deze wegwerken.



Reactievergelijkingen (8)

Bij wat moeilijkere vraagstukken werkt de volgende manier ook wel handig
Maak de volgende reactie kloppend:



Kies coëfficiënten: $a \text{C}_6\text{H}_{10}(\text{aq}) + b \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow c \text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4(\text{aq}) + d \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

C-balans: $6a = 6c \rightarrow a = c$

H-balans: $10a + 2b = 10c + 2d \rightarrow$ vul in: $a = c \rightarrow b = d$

O-balans: $2b = 4c + d \rightarrow$ vul in: $b = d \rightarrow 4c = d$

Stel nu $a = 1$ dan volgt er: $c = 1$, $d = 4$ en $b = 4$

De vergelijking wordt nu:



Voer ten slotte de controle uit.



Elektrische structuur v.d. materie (1)

Lading

- Twee (met een metalen laagje bedekte) *balletjes*, die *door een opgewreven plastic staaf geladen* zijn, *stoten elkaar af*, evenals twee balletjes die met een *glazen staaf geladen* zijn.

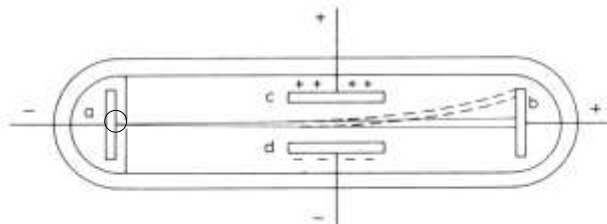


- De lading van de glazen staaf heeft men *positief* genoemd; die van een plastic staaf moeten we dan wel *negatief* noemen.
- Elektrisch *geladen voorwerpen* oefenen dus *krachten* op elkaar uit.
- Als de *afstand groter* wordt, wordt de aantrekkende *kracht kleiner*, omgekeerd geldt hetzelfde.
- We noemen een voorwerp elektrisch *neutraal* als het *evenveel positieve* als *negatieve lading* heeft. Deze twee soorten lading *heffen elkaars werking* dus op.



Elektrische structuur v.d. materie (2)

Elementaire deeltjes; elektronen



Plaat *a* in vacuümbuis wordt op hoge temperatuur gebracht. Dan ontstaat een bundel deeltjes die een speciale verf, die op plaat *b* is aangebracht, doet oplichten.

Na inschakelen elektrisch veld *c-d* wordt de bundel deeltjes afgebogen naar de positief geladen plaat *c*.

Hieruit volgt dat de plaat (elektrode) *a* negatief geladen deeltjes uitstraalt die *elektronen* worden genoemd.

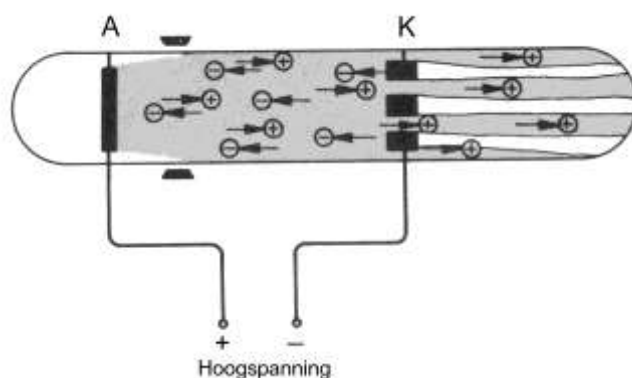
Aangezien deze elektronen uit de atomen van plaat *a* komen, is hiermee de deelbaarheid van atomen aangetoond.



Elektrische structuur v.d. materie (3)

Elementaire deeltjes; protonen

In de buis bevindt zich een ijl gas (weinig moleculen).



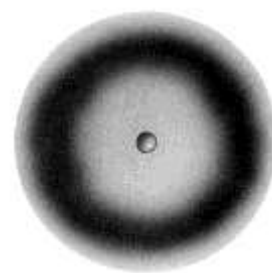
De *elektronen* die van **K** naar **A** gaan, kunnen door *botsingen* met de *gasmoleculen* hier *elektronen* van *afslaan*. Er blijven dus positief geladen deeltjes over. Deze doen de rechterkant van de buis oplichten.



Atoommodel van Rutherford (1911)

Hoofdpunten model Rutherford

- Elk atoom heeft een klein gebiedje in het midden: de *atoomkern* van het atoom. De kern is opgebouwd uit positief geladen deeltjes, de *protonen*.
- Op *grote afstand* van de kern bevinden zich één of meer *elektronen* in een *elektronenwolk*.
- Een *atoom* is *neutraal*, dus bevat de kern *evenveel protonen* als er *elektronen* in de elektronenwolk aanwezig zijn.
- De diameter van een atoom is ongeveer 100.000 keer zo groot als zijn kern ($d_{\text{kern}} = 10^{-15} \text{ m}$; $d_{\text{atoom}} = 10^{-10} \text{ m}$).
- Een *atoomsoort* wordt *gekenmerkt* door een bepaald *aantal protonen* (elektronen); iedere atoomsoort heeft zijn eigen aantal protonen (elektronen).





Elementaire deeltjes samengevat

Later heeft men ook nog een ongeladen deeltje met praktisch dezelfde massa als een proton ontdekt (1932). Dit deeltje heeft de naam *neutron* gekregen.

	<u>massa in u</u>	<u>lading in elementaire ladingshoeveelheden</u>
elektron (e ⁻)	1/1840	1-
neutron (n)	1	0
proton (p ⁺)	1	1+

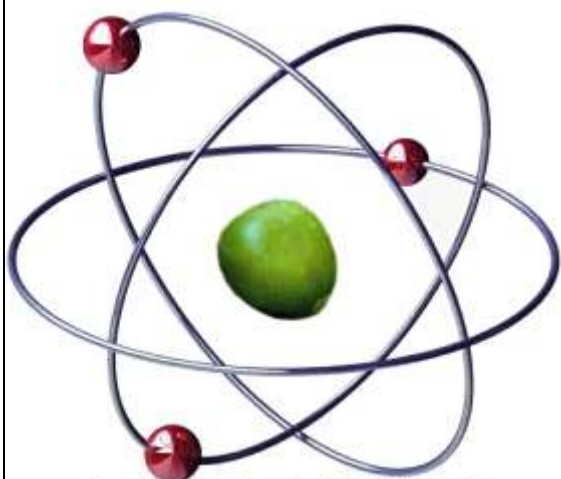
De *massa* van deze drie *elementaire* deeltjes wordt uitgedrukt in *u* (= *geïunificeerde* atomaire massa-eenheid; 1 u = 1,67·10⁻²⁷ kg).

De absolute waarde van de *elementaire lading* bedraagt 1,60·10⁻¹⁹ C. (Vergelijk: 1 A komt overeen met een lading van 1 C die per s een oppervlak passeert).

Op grond het feit dat de *massa* van een *waterstofatoom* overeenkomt met 1 u kan worden geconcludeerd dat een waterstofatoom *bestaat uit één proton en één elektron* (de massa van een elektron is verwaarloosbaar).



Elementaire deeltjes, kernmassa



k. vergelijk een atoom met een erwte dat 250 miljoen ton weegt

$$V_{\text{kerndeeltje}} =$$

$$\frac{1}{6} \times \pi \times d^3 = \frac{1}{6} \times \pi \times (1 \cdot 10^{-15} \text{ m})^3 = 5 \cdot 10^{-46} \text{ m}^3 = 5 \cdot 10^{-40} \text{ cm}^3$$

$$\rho_{\text{kerndeeltje}} = m/V =$$

$$= 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} / 5 \cdot 10^{-40} \text{ cm}^3 = 3,3 \cdot 10^{12} \text{ kg/cm}^3$$

$$V_{\text{erwt}} = \frac{1}{6} \times \pi \times (0,5 \text{ cm})^3 = 0,07 \text{ cm}^3$$

$$\text{Massa}_{\text{kern}} = \text{zo groot als een erwte} = \rho_{\text{kerndeeltje}} \times V_{\text{erwt}} = 3,3 \cdot 10^{12} \text{ kg/cm}^3 \times 0,07 \text{ cm}^3 = 2,3 \cdot 10^{11} \text{ kg} =$$

$$2,3 \cdot 10^8 \text{ ton} = 230 \cdot 10^6 \text{ ton} = 230 \text{ miljoen ton.}$$



Massagetal en atoomnummer (1)

- Het *atoomnummer* geeft het aantal *protonen* in de kern en het aantal *elektronen* in de elektronenwolk.
- Het aantal *protonen* en *neutronen samen* in een atoomkern noemt men het *massagetal*.

Algemene notatie: E-p+n of ${}^p_{p+n}E$

Voorbeeld: Er bestaat een Na-atoom met massagetal 23 (p + n) en atoomnummer 11 (p)

Notatie Na-atoom: Na-23 of ${}^{23}_{11}\text{Na}$



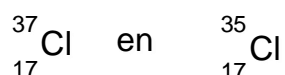
Massagetal en atoomnummer (2)

- *Isotopen zijn atomen van hetzelfde element die in massa verschillen. De atomen van isotopen hebben een gelijk aantal protonen (en elektronen), maar een verschillend aantal neutronen.*

Voorbeeld:

Van het element chloor komen Cl-37 en Cl-35 atomen voor.

Deze atomen kunnen dus ook worden genoteerd als:





Massagetal en atoomnummer (3)

De verhouding waarin deze Cl-isotopen in de natuur voorkomen is Cl-37 : Cl-35 = 1 : 3. Hieruit kan de *atoommassa* van het element Cl als volgt worden berekend:

$$\text{Atoommassa Cl} = (1 \times 37 \text{ u} + 3 \times 35 \text{ u}) : 4 = 35,5 \text{ u}$$

Van de meeste atoomsoorten komen in de natuurlijke samenstelling van het element isotopen voor. Onder meer dit verschijnsel verklaart dat de atoommassa's van de elementen geen gehele getallen zijn.



Ionen

- Een *ion* is een *elektrisch geladen deeltje* dat uit een atoom kan ontstaan.

Voorbeelden:

Fe³⁺ is een ion met lading 3+ en bezit 26 protonen en 23 elektronen

atoomnummer/protonen	26	→	26
symbool atoom/ion	Fe		Fe ³⁺ + 3 e ⁻
aantal elektronen	26		23

S²⁻ is een ion met lading 2- en bezit 16 protonen en 18 elektronen

atoomnummer/protonen	16	→	16
symbool atoom/ion	S + 2 e ⁻		S ²⁻
aantal elektronen	16		18

- De *elementen* die in chemische *eigenschappen op elkaar lijken staan* in het periodiek systeem *onder elkaar*.

Bindingstypen (bovenbouw)

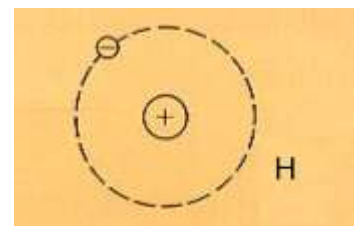
Atoombinding structuurformules nader beschouwd

1. Atoommodel van Bohr

Uitgaande van het atoommodel van Rutherford (kern bestaande uit protonen en neutronen met daaromheen een elektronenwolk) heeft Bohr (1885-1962) een gewijzigd model opgesteld. De veronderstelling van een elektronenwolk werd door hem vervangen door een model waarbij de elektronen zich bevinden op een aantal denkbeeldige concentrische bollen, elektronenschillen genaamd die zich op bepaalde afstanden van de kern bevinden. De elektronenschillen worden, gerekend vanaf de kern, aangeduid als: K-, L-, M-schil, enz. Hieronder wordt de bouw van de elektronenwolk van de eerste achttien elementen besproken.

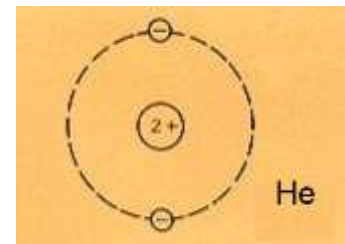
Waterstof

Het waterstofatoom is het eenvoudigste atoom. Het heeft atoomnummer 1 en het massagetal 1. Om de kern ervan (één proton) beweegt zich één elektron. Die beweging gaat zo snel dat lijkt alsof het elektron uitgesmeerd is over het oppervlak van een bol of schil om de kern, waarvan de diameter die van het atoom is ($30 \cdot 10^{-12}$ m)



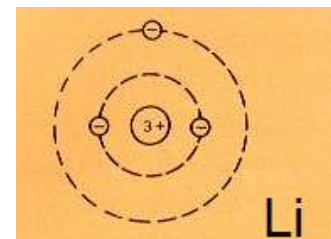
Helium

Op waterstof volgt het element met atoomnummer 2: helium. Een heliumatoom heeft twee elektronen in de wolk; deze bevinden zich op dezelfde afstand van de kern en zitten dus beide in de K-schil. Deze kan ook niet meer twee elektronen bevatten.



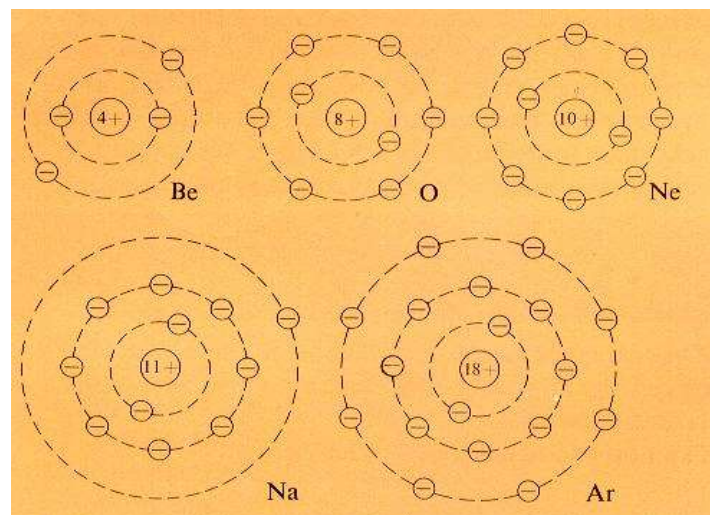
Lithium

Op helium volgt lithium: atoomnummer 3, dus drie elektronen in de wolk. Bohr vond, dat met 2 elektronen de K-schil vol is; voor het derde elektron is geen plaats meer in de K-schil. Dit elektron beweegt zich in een baan op een grotere afstand van de kern. Deze baan ligt ook weer op een bolschil: de L-schil.



Elementen 4-18

Bij de volgende zeven elementen, de nummers 4 (Be) tot en met 10 (Ne) zijn er in de K-schil steeds 2 elektronen en in de L-schil 2 tot en met 8 elektronen. Met 8 elektronen is de L-schil vol. In een atoom van het element nummer 11 (Na) bevinden zich 2 elektronen in de K-schil, 8 elektronen in de L-schil en 1 elektron in de M-schil. De diameter van de M-schil is weer groter dan van de L-schil. Bij de volgende elementen 12 (Mg) tot en met 18 (Ar) komt



er in de M-schil steeds een elektron bij. Een Ar-atoom heeft 8 elektronen in de M-schil.

Men heeft gevonden dat in een buitenste schil niet meer dan 8 elektronen gaan.

2. Binding door elektronen: atoombinding

Het atoommodel van Bohr stelt ons in staat een verklaring te geven van de binding tussen niet-metaal-atomen.

Al eerder is vermeld dat de formule van waterstof H_2 is. Dat wil zeggen dat in een molecuul twee waterstofatomen elkaar binden. De binding berust op de aantrekkingskracht tussen positieve en negatieve lading. In een waterstofmolecuul vormen de twee elektronen een *gemeenschappelijk elektronenpaar*, dat beide kernen bindt doordat het zich tussen en om beide waterstofkernen beweegt. Doordat elk waterstofatoom in het molecuul twee elektronen om zich heen heeft (de gemeenschappelijke elektronen worden aan elk atoom toegerekend), bezit het de edelgasconfiguratie van helium. We stellen het elektronenpaar voor door twee puntjes of een streepje.



Een dergelijke binding door gemeenschappelijke elektronenparen noemen we *atoombinding* of *covalente binding*.

Atoombinding of covalente binding is het bijhouden van twee atoomrompen door één of meer gemeenschappelijke elektronenparen.

Elektronenpaarbinding bij de halogenen, O_2 en N_2

Ook in andere tweeatomige moleculen van een aantal elementen komt de atoombinding voor. De *halogenen* (fluor, chloor, broom, jood) hebben 7 elektronen per atoom in de buitenste schil. Als elk atoom 6 elektronen “voor zichzelf” houdt, komen er voor beide tezamen twee vrij voor de vorming een bindend elektronenpaar. Door het “gemeenschappelijk gebruik” van dit elektronenpaar krijgen beide atomen de edelgasconfiguratie van argon. De molecuulformules worden zodoende F_2 , Cl_2 , Br_2 en I_2 .



In het algemeen kan voor de eerste achttien elementen worden gesteld dat de atomen in verbindingen hiervan “streven” naar de edelgasconfiguratie van het edelgas in de betreffende periode (rij). Beide Cl-atomen hebben bijvoorbeeld in het molecuul Cl_2 de edelgasconfiguratie van argon (Ar) bereikt.

Een atoom heeft *edelgasconfiguratie* als de buitenste schil vol is of 8 elektronen bevat.

Zuurstof heeft 6 elektronen in de buitenste schil. Door vorming 2 gemeenschappelijke elektronenparen wordt edelgasconfiguratie voor twee atomen mogelijk. De molecuulformule is O_2 , voor te stellen als $O = O$.

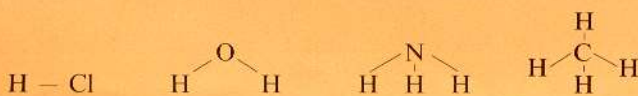
In *stikstof* tenslotte wordt van de 5 elektronen die ieder atoom in de buitenste schil heeft een *octet* (8) gemaakt door gemeenschappelijk gebruik van drie elektronenparen.



De formules waarin de bindende elektronenparen als streepjes worden weergegeven worden *structuurformules* genoemd.

Atoombinding in verbindingen van niet-metalen

Niet alleen bij de bovengenoemde elementen komt atoombinding voor, maar ook bij hun verbindingen. In bijvoorbeeld HCl, H₂O, NH₃ en CH₄ moeten we het bestaan van dergelijke bindingen aannemen.



Het aantal elektronen dat een atoom beschikbaar heeft voor de atoombinding noemen we de *covalentie* van een atoom. De covalentie is voor iedere atoomsoort karakteristiek en hangt niet af van het soort molecuul waarin het atoom voorkomt. De covalentie van waterstof en chloor is dus 1. De covalentie van zuurstof is dus 2.

De covalentie geeft aan hoeveel atoombindingen een niet-metaal atoom kan vormen. In een moleculaire stof komen **in** de moleculen atoombindingen voor en **tussen** de moleculen vanderwaalsbindingen.

De atoombinding is een hele sterke binding.

3. Octetregel

Een atoombinding in een molecuul komt tot stand door vorming van één of meer gemeenschappelijke elektronenparen. In H₂ vormt zich per molecuul één elektronenpaar, bij N₂ drie elektronenparen

Er worden in de regel zoveel elektronenparen gevormd, dat de buitenste schil acht elektronen bevat, de gemeenschappelijke elektronenparen meegerekend.

Met deze regel kunnen we de structuur en vorm bepalen van veel moleculen met atoombinding. Hieronder volgend een aantal voorbeelden.

Waterstofchloride

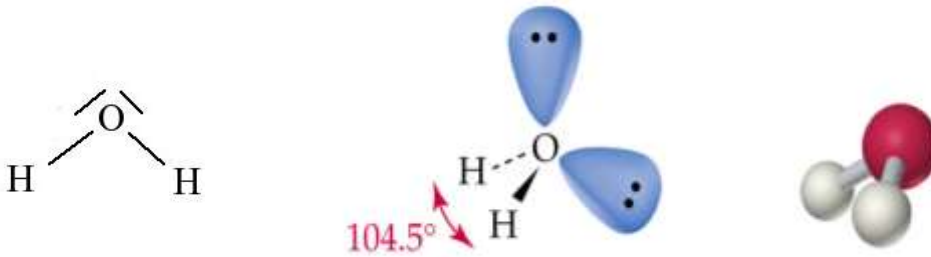
Waterstof heeft één elektron, chloor heeft er 7 in de buitenste schil. Door vorming van één bindend elektronenpaar krijgt het chlooratoom 8 elektronen in de buitenste schil.



Het waterstofchloridemolecuul bevat één bindend elektronenpaar. Het Cl-atoom wordt omringd door 3 *vrije of niet bindende* en 1 *bindend elektronenpaar*, dus samen 8 elektronen in de buitenste schil. Het heeft hierdoor de configuratie van Ar bereikt. Het H-atoom wordt omringd door twee elektronen (van het bindende paar) en heeft hiermee de configuratie van He bereikt.

Water

Zuurstof heeft 6 elektronen en vormt met waterstof twee bindende elektronenparen waardoor het 8 elektronen in zijn buitenste schil krijgt. Zo is duidelijk waarom water de formule H_2O heeft en niet bijvoorbeeld H_6O .

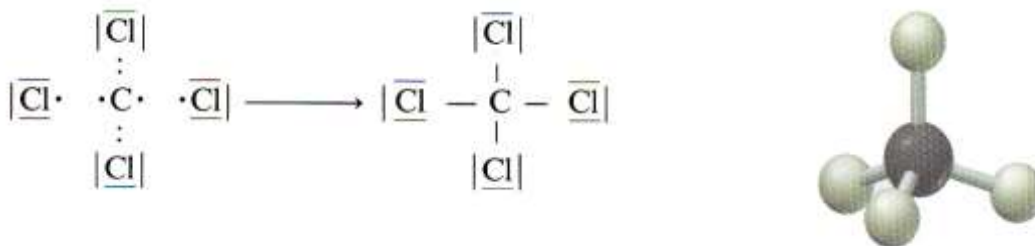


In het watermolecuul spelen de twee niet-bindende elektronenparen geen rol bij de binding. Ze spelen echter wel een rol bij de vorm van het molecuul.

De verschillende elektronenparen (niet-bindende en bindende) van de atomen in een molecuul stoten elkaar af en zullen zich altijd zo ver mogelijk van elkaar bevinden. Ze worden natuurlijk wel alle door de kern van het betreffende atoom aangetrokken. Aangezien de elektronen continu in beweging zijn, zijn ze als het ware "uitgesmeerd" over de ruimte. Deze ruimte gaat vaak lijken op een soort peervormige ladingswolk. Dit verklaart de V-vorm van het watermolecuul, maar ook de lineaire structuur van bijvoorbeeld het CO_2 molecuul (zie later) en de tetraëderische structuur van CH_4 en CCl_4 (zie hierna).

Tetrachloormethaan

Chloor heeft 7 elektronen in de buitenste schil, dus één te weinig. Koolstof heeft er 4 in de buitenste schil, dus 4 te weinig. Door vorming van 4 bindende elektronenparen krijgen alle atomen van het molecuul 8 elektronen in de buitenste schil.



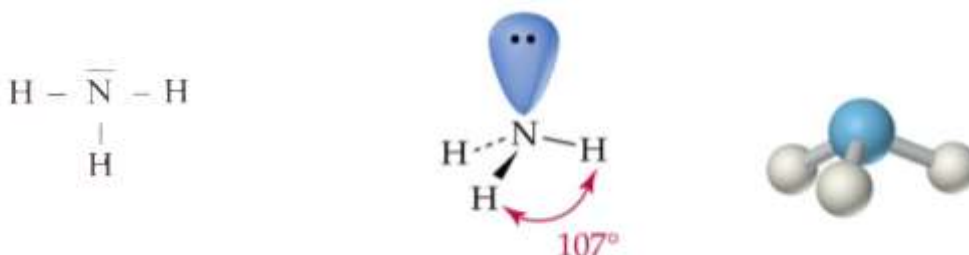
Koolstofdioxide

Er zijn geen vrije elektronenparen op het C-atoom aanwezig. CO_2 is daarom een lineair molecuul.



Ammoniak

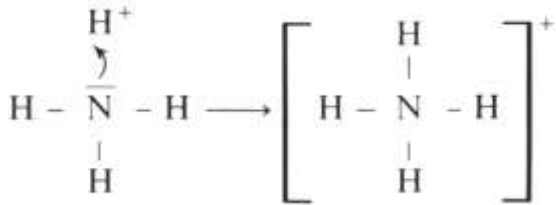
NH_3 heeft de volgende structuurformule en vorm zoals hieronder is afgebeeld



Het stikstofatoom heeft inderdaad 8 elektronen in de buitenste schil. Eén elektronenpaar “doet niet mee” aan de binding; er is in het molecuul één niet-bindend elektronenpaar aanwezig

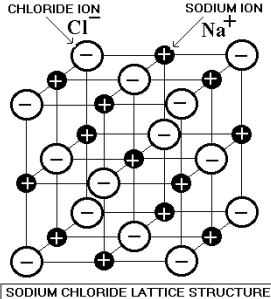
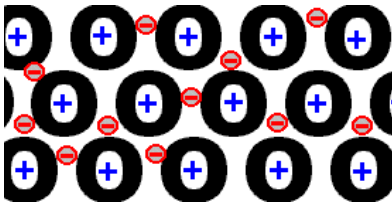
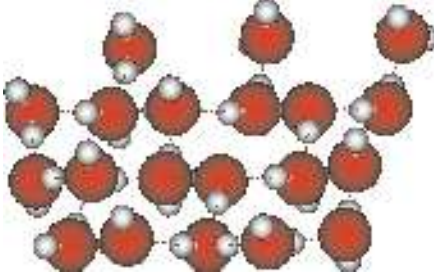
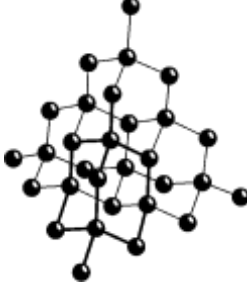
Ammoniumion

Het ammoniumion vormt zich uit ammoniak en een H^+ ion (proton) doordat het niet-bindende elektronenpaar van NH_3 gebruikt wordt voor de binding van het H^+ ion dat zelf geen elektron voor een elektronenpaarbinding ter beschikking heeft. Alle atomen in NH_4^+ hebben hierdoor een edelgasconfiguratie.



Samenvattend kun je dus zeggen:

In een verbinding bevat de K-schil van een atoom maximaal 2 en de L- en M-schil maximaal 8 elektronen. Zorg er steeds voor dat ieder atoom omringd is met 8 elektronen in de buitenste schil, (= de som van de bindende en niet-bindende elektronen per atoom). Voor het H-atoom in zulke verbindingen geldt steeds een omhulling van twee elektronen.

	zouten: ionrooster	metalen: metaalrooster	moleculaire stoffen: molecuulrooster	atomaire stoffen: atoomrooster
bouwstenen	positieve metaalionen en negatieve nietmetaalionen	positieve metaalionen en vrije (losse) elektronen	moleculen die bestaan uit nietmetaal-atomen	nietmetaal-atomen
aantrekkende kracht	ionbinding: elektrische kracht positieve en negatieve ionen trekken elkaar aan	metaalbinding: elektrische kracht positieve metaalionen (atoomresten) worden bij elkaar gehouden door de vrije (losse) elektronen die er doorheen bewegen	molecuulbinding: Vanderwaalsbinding massa-massa aantrekkende kracht, dus sterker bij grotere moleculen	atoombinding: gemeenschappelijk elektronenpaar bindt atomen aan elkaar
schematische weergave	 <p>CHLORIDE ION Cl^- SODIUM ION Na^+ SODIUM CHLORIDE LATTICE STRUCTURE</p>			
voorbeeld	kaliumchloride KCl ijzeroxide Fe_2O_3	ijzer, koper, goud	broom Br_2 , water: H_2O saccharose: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	diamant (100% koolstofatomen) silicium
bindings-sterkte	groot	groot	klein	groot
smeltpunt kookpunt	hoog	hoog (wel grote variaties) alleen kwik vloeibaar bij kamertemperatuur	laag	hoog

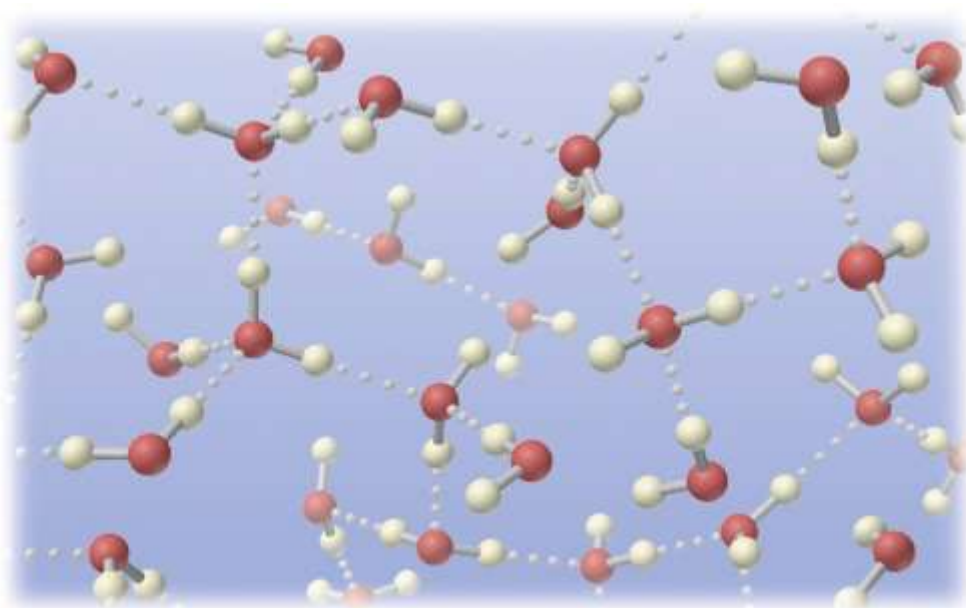
	zouten: ionrooster	metalen: metaalrooster	moleculaire stoffen: molecuulrooster	atomaire stoffen: atoomrooster
stroomgeleiding:	twee voorwaarden: <ul style="list-style-type: none"> - er zijn geladen deeltjes in de stof aanwezig - die geladen deeltjes kunnen zich vrij bewegen 			
- in vaste toestand	nee, wel geladen deeltjes (ionen), maar die kunnen niet vrij bewegen	ja, er zijn geladen deeltjes en die kunnen vrij bewegen: elektronen	nee, er zijn geen geladen deeltjes (moleculen zijn altijd neutraal)	nee, er zijn geen geladen deeltjes (atomen zijn altijd neutraal)
- in vloeibare toestand	ja, er zijn geladen deeltjes en die kunnen vrij bewegen (ionen)	ja, er zijn geladen deeltjes en die kunnen vrij bewegen: elektronen	nee, er zijn geen geladen deeltjes (moleculen zijn altijd neutraal)	nee, er zijn geen geladen deeltjes (atomen zijn altijd neutraal)
- opgelost in water	ja, er zijn geladen deeltjes en die kunnen vrij bewegen (ionen)	metalen lossen niet op in water	nee, er zijn geen geladen deeltjes (moleculen zijn altijd neutraal)	nee, er zijn geen geladen deeltjes (atomen zijn altijd neutraal)

WATER



Krachten tussen deeltjes

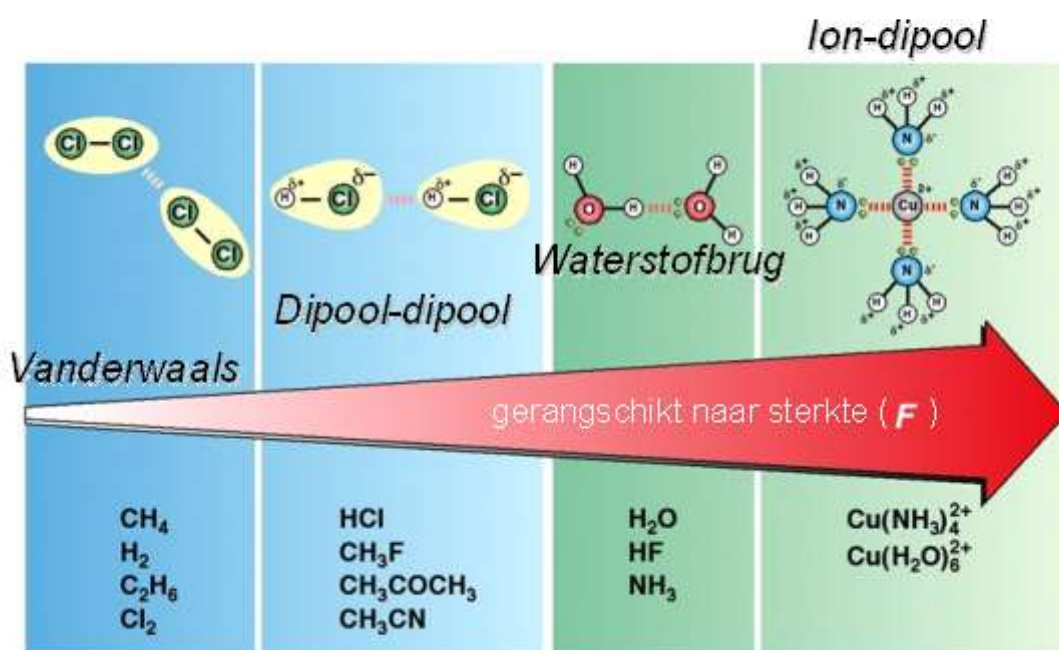
Intramoleculaire en intermoleculaire krachten



Intramoleculaire en intermoleculaire krachten

- De **atomen in** een **molecuul** blijven samen door **intra**moleculaire krachten (atoombinding)
- Moleculen blijven samen door intermoleculaire krachten (cohesie- of vanderwaalskrachtenkrachten tussen moleculen)
- Hoe **groter** de **intermoleculaire** krachten zijn, hoe **meer energie nodig** is om de moleculen van elkaar los te maken. De stof heeft dan een **hoger smelt- en kookpunt**.

Soorten intermoleculaire krachten



Vanderwaalskrachten (1)

- De *vanderwaalsbinding* is een *zwakke binding*. De sterkte van de binding hangt sterk af van het gemak waarmee de *elektronenwolk* vervormd kan worden. Grote (dus zware) atomen of moleculen bezitten veel elektronen, waarvan een gedeelte zich ver van de atoomkern bevindt. Dan zijn de vanderwaalskrachten groter. Fluor (F_2 *weinig elektronen*) ondervindt een kleine kracht en is daarom *gasvormig*; jood (I_2 *veel elektronen*) daarentegen ondervindt een veel grotere kracht en is een *vaste stof*.
- Samenvattend:
De *sterkte* hangt vooral af van de *grootte* van het *molecuul*: moleculen met een *grotere massa* oefenen *sterkere vanderwaalskrachten* op elkaar uit dan met een kleinere massa.

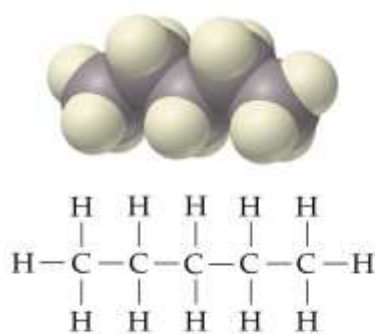
Vanderwaalskrachten (2)

verband tussen de molecuulgrootte en het smelt- en het kookpunt

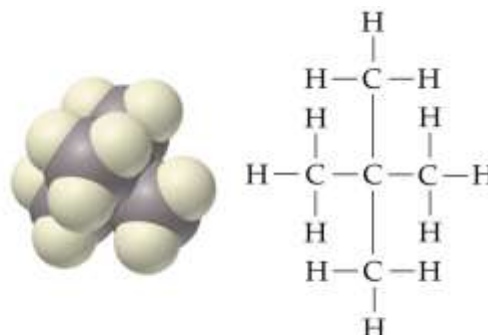
1 H 0,30																	2 He
3 Li 1,57	4 Be 1,11											5 B 0,89	6 C 0,77	7 N 0,70	8 O 0,66	9 F 0,64	10 Ne
11 Na 1,08	12 Mg 1,60											13 Al 1,43	14 Si 1,17	15 P 1,10	16 S 1,04	17 Cl 0,99	18 Ar
19 K 2,31	20 Ca 1,97	21 Sc 1,60	22 Ti 1,46	23 V 1,31	24 Cr 1,25	25 Mn 1,29	26 Fe 1,26	27 Co 1,26	28 Ni 1,24	29 Cu 1,28	30 Zn 1,33	31 Ga 1,25	32 Ge 1,22	33 As 1,21	34 Se 1,17	35 Br 1,14	36 Kr
37 Rb 2,44	38 Sr 2,15	39 Y 1,85	40 Zr 1,57	41 Nb 1,43	42 Mo 1,36	43 Tc 1,30	44 Ru 1,33	45 Rh 1,34	46 Pd 1,38	47 Ag 1,44	48 Cd 1,49	49 In 1,62	50 Sn 1,40	51 Sb 1,41	52 Te 1,37	53 I 1,33	54 Xe
55 Cs 2,62	56 Ba 2,17	57-71 La-Lu 1,57	72 Hf 1,43	73 Ta 1,37	74 W 1,37	75 Re 1,34	76 Os 1,34	77 Ir 1,35	78 Pt 1,38	79 Au 1,44	80 Hg 1,55	81 Tl 2,1	82 Pb 1,75	83 Bi 1,46	84 Po 1,40	85 At 1,40	86 Rn
87 Fr 2,70	88 Ra 2,25	89-103 Ac-Lr															
57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

Vanderwaalskrachten (3)

Ook de *vorm* van het molecuul is *van belang*, indien er een goed (=dicht) contact tussen de verschillende moleculen mogelijk is, dus als het molecuul erg regelmatig van vorm is en geen uitstulpingen bevat, is de vanderwaalskracht groter.



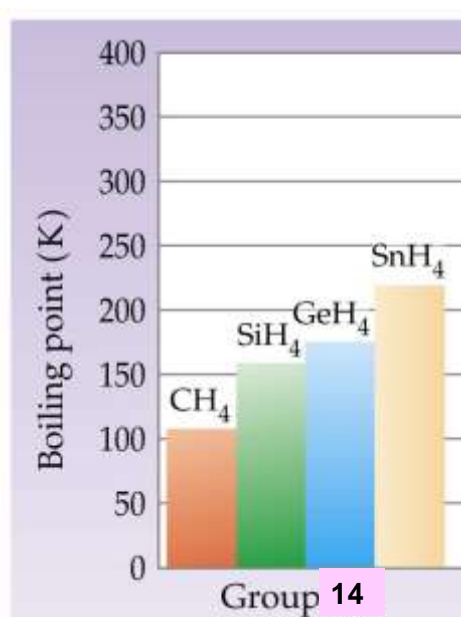
Pentaan kpt 36,4°C



2,2-dimethylpropan kpt 9,7°C

Twee isomeren van C₅H₁₂

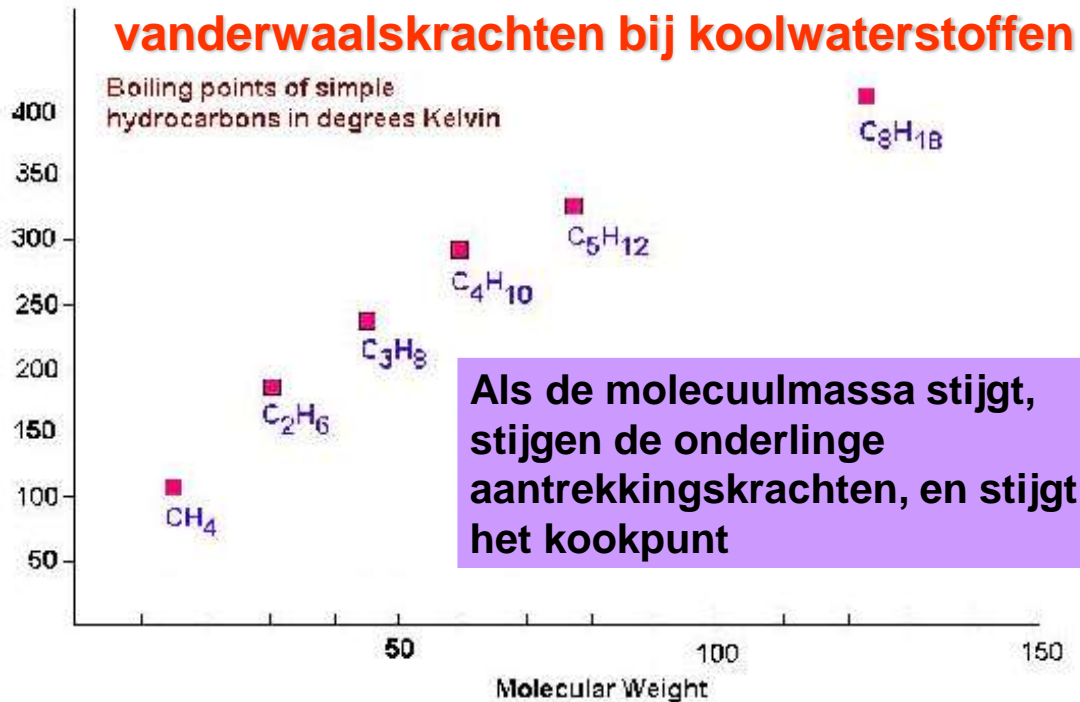
Vanderwaalskrachten (4)



Vanderwaalskrachten bij grote moleculen met grote atomen)

Als de moleculen groter worden, worden de onderlinge aantrekkingskrachten groter, (de vanderwaalskrachten) en wordt het kookpunt hoger. Het kost dan meer energie (hogere temperatuur = hoger kookpunt) om de vanderwaalsbinding te verbreken.

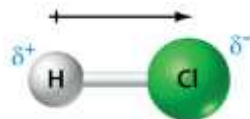
Vanderwaalskrachten (5)



Polaire binding

Bij een *atoombinding* tussen *ongelijksoortige atomen* is het *bindend elektronenpaar* *verschoven*.

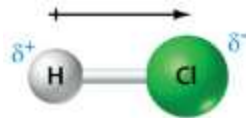
We spreken van een *polaire binding*.



Dipoolmoleculen of polaire moleculen

Bij een *dipool(molecuul)* vallen de zwaartepunten van de positieve en negatieve ladingen niet samen; het molecuul heeft aan de ene kant een overschot aan *positieve (δ^+)*, aan de andere kant aan *negatieve lading (δ^-)*. (δ^+ en δ^- hebben een waarde tussen 0 en 1).

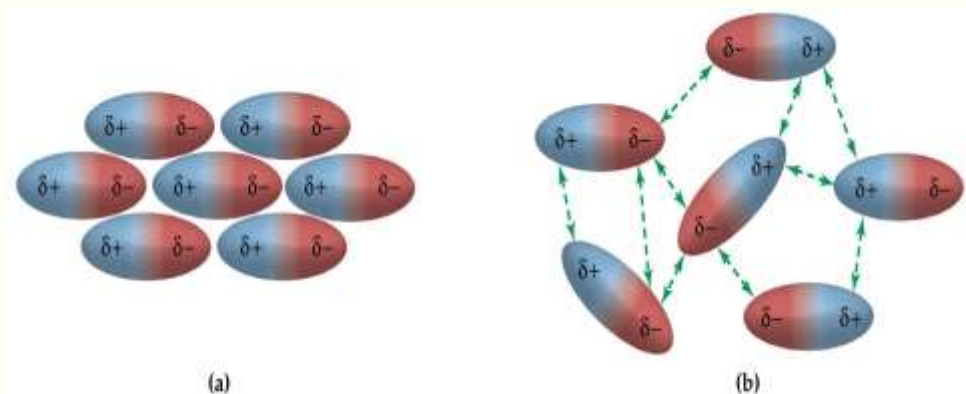
Voorbeeld:



Een *dipool* wordt aangegeven met een *pijl* waarvan de punt wijst in de richting van de negatieve lading.

Als een stof is opgebouwd uit *moleculen* die *geen dipool* zijn, spreken we van een *apolaire stof*.

Onderlinge wisselwerking tussen dipoolmoleculen

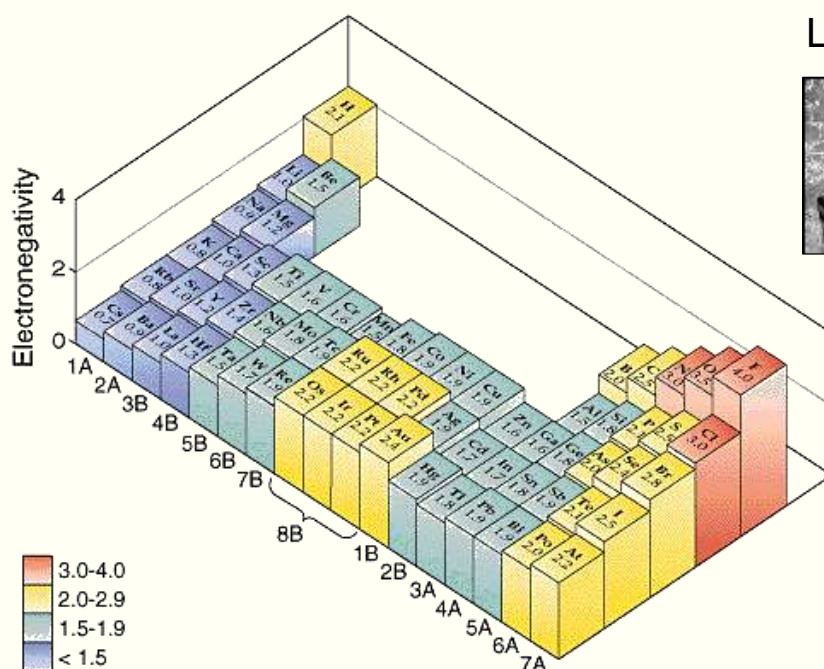


De positieve kant van het ene molecuul wordt aangetrokken door de negatieve kant van het andere molecuul en omgekeerd. Dit noemen we een *dipool-dipool-interactie* en die berust op de *elektrostatische* wisselwerking tussen tegengesteld geladen delen van de moleculen

Elektronegativiteit (= EN) (1)

- Bij een *polaire binding* trekt van de atoomsoorten in dezelfde periode die met de *meeste protonen* het *elektronenpaar* een beetje *naar zijn kant*.
- Een *groter aantal protonen* maakt een atoom meer *elektronegatief*, dat wil zeggen dat zo'n atoom een *grotere aantrekkingskracht* op de *elektronen* in de binding uitoefent.
- *Definitie:*
De elektronegativiteit is een maat voor "de grootte van de aantrekkingskracht van een atoom" op de bindingselectronen.
- Hoe *groter* het *verschil* in EN-waarde, des te *sterker polair* is de binding (zie BINAS tabel 40A).
- De EN-waarde is een arbitrair getal.

Elektronegativiteit (= EN) (2)



L. Pauling



1901-1994

Elektronegativiteit (= EN) (3)

Voor het afleiden van het karakter van de binding in een bepaalde stof worden vaak de volgende richtlijnen gehanteerd:

verschil in EN-waarden	type binding
0	atoombinding
$> 0 \text{ EN} \leq 1,7$	polaire binding (dipoolmolecuul)
$> 1,7$	ionbinding

Elektronegativiteit (= EN) (4)

$ \overline{\text{Cl}} \cdot \cdot \overline{\text{Cl}} $	$\delta^+ \quad \delta^-$ H $\cdot \cdot \overline{\text{Cl}} $	$\text{Na}^+ \quad :\overline{\text{Cl}} ^-$
$\Delta \text{EN} = 2,83 - 2,83 = 0$	$\Delta \text{EN} = 2,83 - 2,20 = 0,63$	$\Delta \text{EN} = 2,83 - 1,01 = 1,82$
zuiver covalent	polair-covalent	elektrovalent
bindend elektronenpaar <u>midden</u> tussen Cl-atomen	bindend elektronenpaar <u>verschoven</u> in de richting van Cl-atoom	elektronenpaar bevindt zich <u>in</u> de buitenste <u>elektronenschil</u> van Cl-ion

De polaire atoombinding (polair-covalente binding) is op te vatten als de geleidelijke overgang van de atoombinding naar de ionbinding.

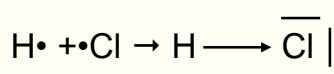
De aanwezigheid van polaire bindingen in een molecuul betekent niet dat een molecuul als geheel een dipoolmolecuul is. Het is noodzakelijk de vorm van het molecuul na te gaan. Daarover later meer. Eerst iets over structuurformules.

Structuurformules (1)

Bij een atoombinding worden in de regel zoveel elektronenparen gevormd, dat de buitenste schil acht elektronen bevat (behalve bij H, want de K-schil is met twee elektronen vol). Hierbij zijn de gemeenschappelijke elektronenparen meegerekend.

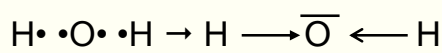
Voorbeelden:

Waterstofchloride



H heeft één elektron, Cl zeven. Door vorming van één paar krijgt Cl acht el. in de buitenste schil en H twee. Het HCl molecuul bevat één bindend en drie vrije el. paren. $\Delta \text{EN} = 0,9$; de binding is dus polair.

Water

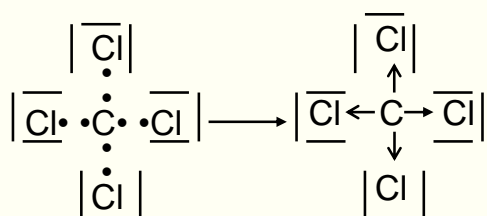


O heeft zes el. en vormt met de H at. twee elektronenparen waardoor het acht el. in zijn buitenste schil krijgt. Het O at bevat dus twee vrije el. paren.

Structuurformules (2)

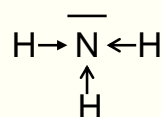
Nog enkele voorbeelden:

Tetrachloormethaan



Cl heeft zeven elektronen, dus één te weinig. C heeft er vier in de buitenste schil, dus vier te weinig. Door vorming van vier elektronenparen krijgen alle atomen acht el. in de buitenste schil.

Ammoniak

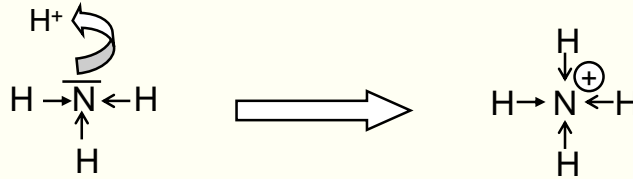


Stikstof heeft 8 el. in de buitenste schil. Eén el.paar "doet niet mee" aan de binding

Structuurformules (3)

De vorming van het **ammoniumion**.

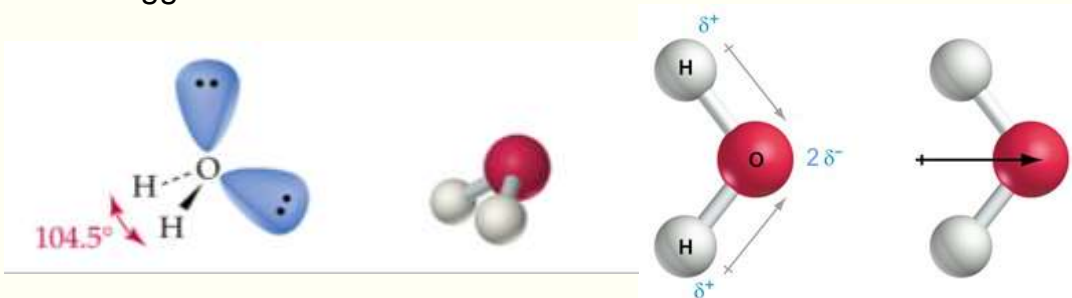
Dit ion vormt zich uit ammoniak en een H^+ ion, doordat het niet-bindende elektronenpaar in NH_3 gebruikt gaat worden voor de binding van het H^+ ion dat zelf geen elektronen voor de binding ter beschikking heeft.



De "pijltjesnotatie" voor polaire bindingen wordt doorgaans weggelaten.

Vormen en dipoolkarakter (1)

De onderlinge elektrostatische *afstoting* van de in het molecuul aanwezige *vrije en bindende elektronenparen* bepaalt de vorm van het molecuul. Vandaar dat bijvoorbeeld het H_2O molecuul een V-vorm heeft en niet lineair is zoals de structuurformule op één van de vorige sheet suggereerde.



De voor het molecuul meest gunstige vorm is die waarbij alle bindende en vrije elektronenparen zover mogelijk van elkaar verwijderd zijn.

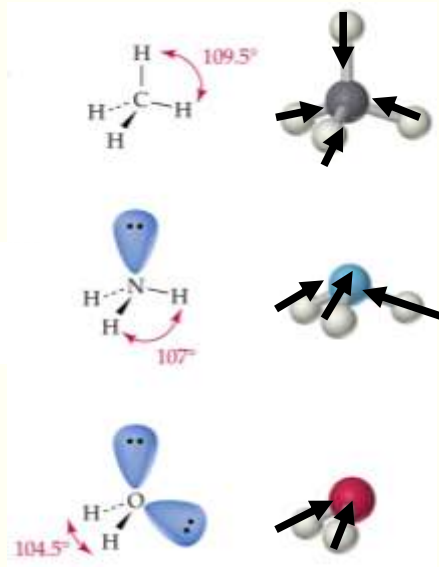
Vormen en dipoolkarakter (2)

De aanwezigheid van polaire bindingen in een molecuul betekent niet dat een molecuul als geheel een dipoolmolecuul is. Het is noodzakelijk de vorm van het molecuul na te gaan.

Een methaanmolecuul is een tetraëder met bindingshoeken van $109,5^\circ$.

Een ammoniakmolecuul is pyramidaal met bindingshoeken van 107° .

Een watermolecuul is V-vormig met een bindingshoek van $104,5^\circ$.



Dipoolmomenten

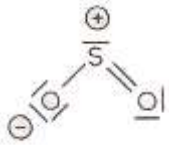
$$\mu = Q \cdot r \quad \text{in } 10^{-30} \text{ Cm}$$

Enkele voorbeelden

CO ₂	0	HF	6,4	H ₂ O	6,1	SO₂	5,4
CS ₂	0	HCl	3,5	H ₂ O ₂	7,1	CH ₃ COH	9,1
CH ₄	0	HBr	2,7	H ₂ S	3,1	CH ₃ COCH ₃	9,6
C ₂ H ₆	0	HI	1,4	NH ₃	4,9	CH ₃ Cl	6,2
SO ₃	0	HCN	9,3	PH ₃	1,8	CH ₃ Br	6,0

Structuurformules (4)

Uit de vorige sheet blijkt dat SO_2 geen lineair molecuul is, omdat het een dipoolmoment heeft. De structuur van SO_2 kan als volgt worden weergegeven:



Verklaring:

voor omhulling nodig:

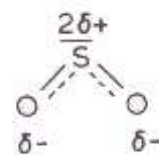
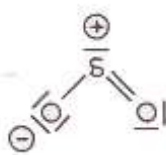
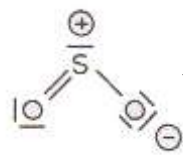
$$3 \times 8 = 24 e^-$$

beschikbaar: 1 S-atoom: $6 e^-$ (e^- in buitenste schil)

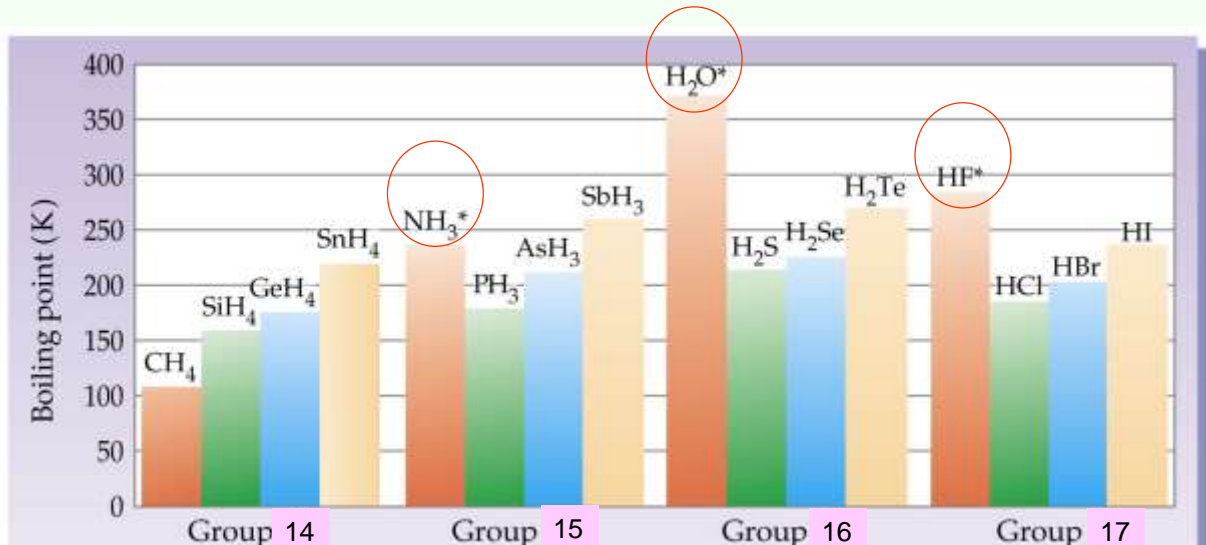
2 O-atomen: $12 e^-$ ($2 \times 6 e^-$ in buitenste schil)

$$18 e^- \longrightarrow \frac{18 e^-}{6 e^-}$$

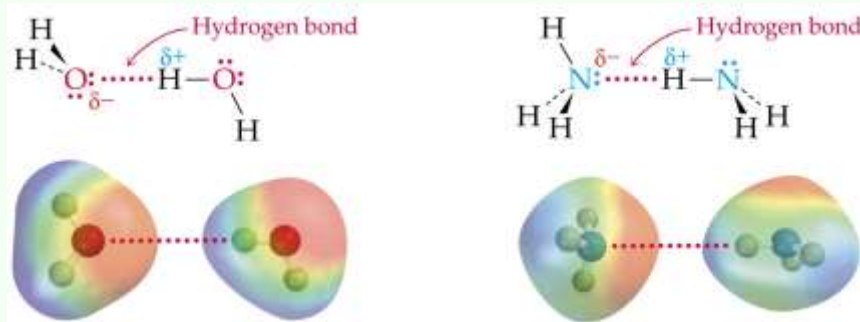
bij bindingen betrokken: $6 e^- = 6 e^- / 2 = 3$ elektronenparen



Waterstofbruggen (1)



Waterstofbruggen (2)



Zie bron 14 blz. 137

Waterstofbruggen (3)

Waterstofbruggen komen alleen voor als waterstof gebonden is aan O-, N- (en F-) atomen.

Waterstofbrug ontstaat tussen een H atoom dat aan een O, N (of F) atoom gebonden is en een O, N (of F) atoom waaraan één of meer H-atomen gebonden zijn.

H: 1 mogelijkheid

O: 2 mogelijkheden

N: 1 mogelijkheid

Waterstofbruggen (4)

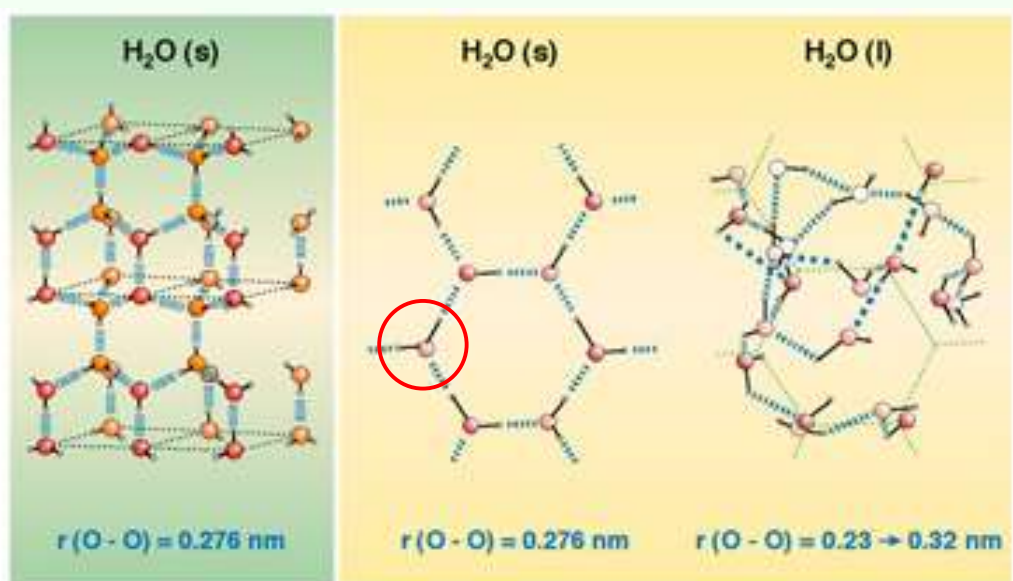
Een speciaal polair molecuul:

WATER

[Water als vloeistof](#)

[Water als vaste stof : ijs](#)

Waterstofbruggen (5)



Water als oplosmiddel (1)

Oplossen in water

- Stoffen zijn *oplosbaar in water* (mengbaar met water) als de moleculen van deze stoffen met de watermoleculen *waterstofbruggen* kunnen vormen (voorbeeld: water en methanol) of in oplossing ionen vormen (zie later; hydratatie).

Soort zoekt soort

- Stoffen opgebouwd uit *dezelfde soort moleculen mengen onderling goed*. (Voorbeeld: pentaan en hexaan (benzine) mengen goed. Beide apolaire molecuulsoorten trekken elkaar via vanderwaalskrachten aan).
- Stoffen opgebouwd uit *verschillende soorten moleculen mengen heel slecht*. (Voorbeeld: water en hexaan; water is polair en hexaan apolair.)
- Stoffen die goed met water mengen noemen we *hydrofiel* (= waterminnend).
- Stoffen die niet met water mengen noemen we *hydrofoob* (= watervrezend).

Oplossen

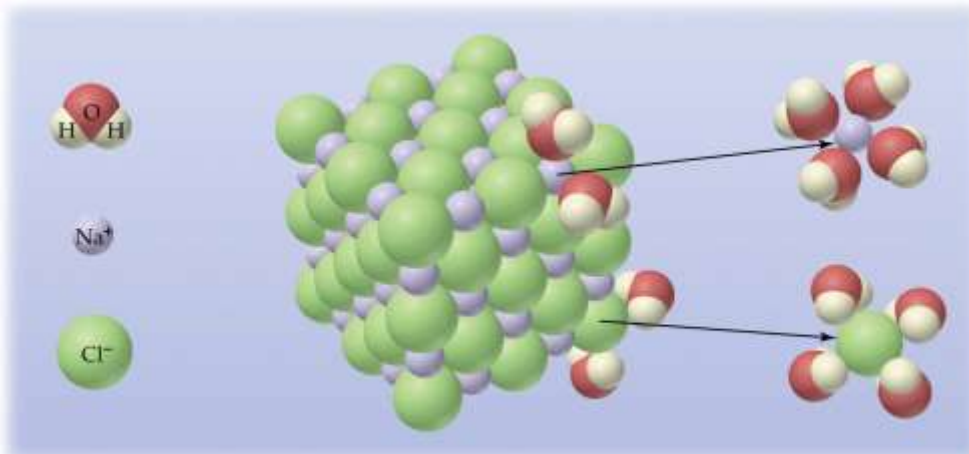
Hoewel bijvoorbeeld *1-pentanolmolec. H-bruggen* kunnen vormen, *lossen ze niet op* in water. De *C₅H₁₁-staart is te groot*; er zouden hiervoor teveel H-bruggen verbroken moeten worden zonder dat er weer nieuwe H-bruggen gevormd kunnen worden. (Het gedeelte dat geen H-bruggen kan vormen is te groot.)

Water als oplosmiddel (2)

- Verklaar aan de hand van een tekening hoe we ons kunnen voorstellen dat ethanol oplost in water. Geef daarbij de bindingen aan die optreden tussen de verschillende soorten moleculen.
- Verklaar aan de hand van een tekening hoe we ons kunnen voorstellen dat ethanol oplost in hexaan (benzine). Geef daarbij de bindingen aan die optreden tussen de verschillende soorten moleculen.

Hydratatie (1)

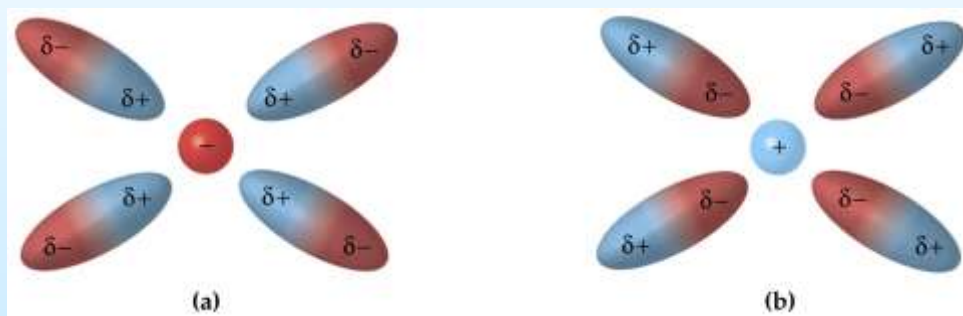
In een ionrooster trekken de tegengesteld geladen ionen elkaar sterk aan. Toch lost NaCl(s) heel gemakkelijk op. We nemen aan dat de H_2O -moleculen met hun δ^+ kant trekken aan de negatieve ionen en met hun δ^- kant aan de positieve ionen. Dit heet *hydratatie*. We kunnen dit als volgt weergeven.



De afzonderlijke ionen worden dan door de watermoleculen omringd. De watermoleculen zijn met hun negatieve kant naar een positief ion gericht en met hun positieve kant naar een negatief ion.

Hydratatie (2)

Hydratatie is een voorbeeld van ion-dipoolinteracties



Hydratatie (3)

Ion-dipoolinteracties

- Hydraten vb. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- Complexen vb.

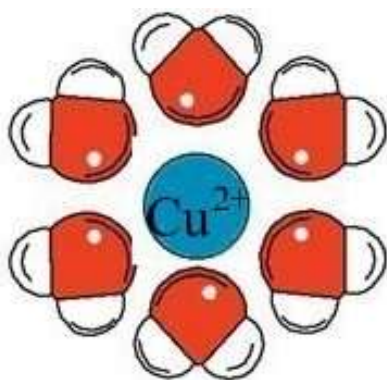
$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ tetraaquakoper(II)-ion

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ hexaaquaaluminium(III)-ion

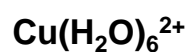
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ tetraamminekoper(II)-ion

Hydratatie (4)

Hydratatie van een koperion door zes watermoleculen.

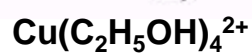
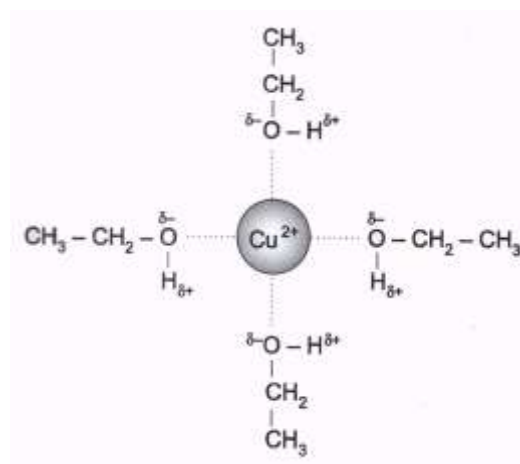
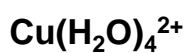
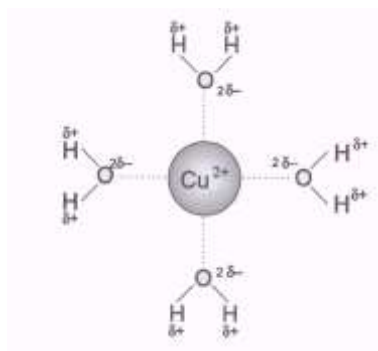


Notatie:



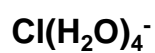
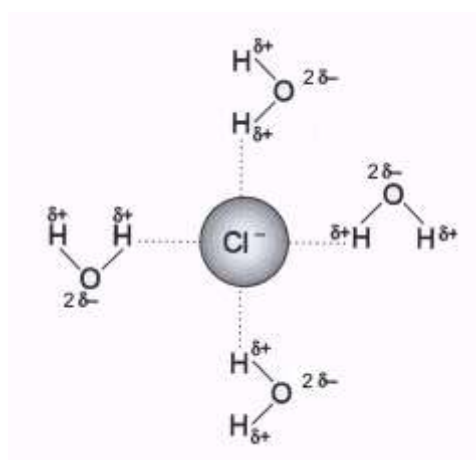
Hydratatie (5)

Anders vormgegeven voorbeelden van gehydrateerde ionen.

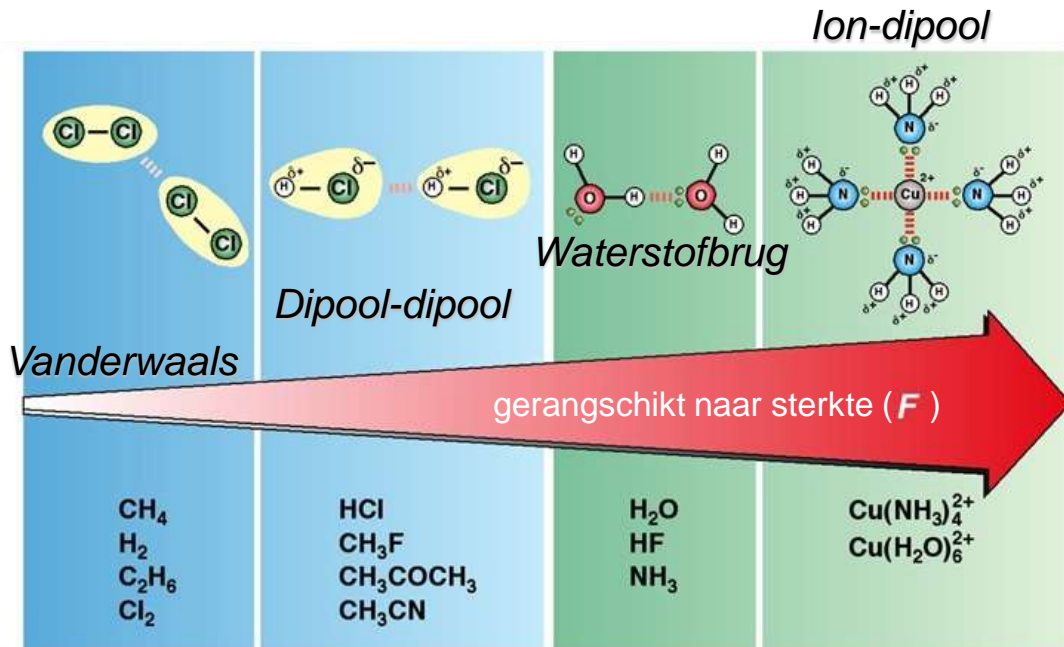


Hydratatie (6)

Anders vormgegeven voorbeelden van gehydrateerde ionen.



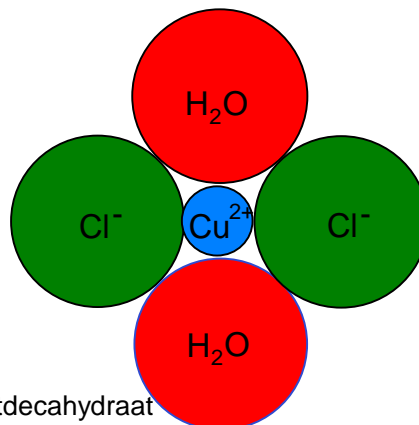
Samenvatting intermoleculaire krachten



Kristalwater

Soms worden in het kristalrooster van het zout tussen de ionen watermoleculen ingebouwd. Dit "water" heet *kristalwater*. Een zout dat kristalwater bevat is een *hydraat*.

Voorstelling van gehydrateerd CuCl_2



Men noteert dit als $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 en spreekt dit uit als
 koperchloridedihydraat

Andere voorbeelden:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ natriumcarbonatdecahydraat

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ kopersulfaatpenta-hydraat