

### 3 Moleculaire stoffen

#### Indeling van stoffen

Door te kijken naar het elektrische geleidingsvermogen zijn stoffen in te delen in drie groepen: Metalen, zouten, moleculaire stoffen.

- *Metalen* geleiden elektrische stroom.
- *Zouten* geleiden geen elektrische stroom in de vaste fase. Wel in de vloeibare fase (en als ze opgelost zijn in water).
- *Moleculaire stoffen* geleiden geen elektrische stroom.

Het verschil in stroomgeleiding tussen metalen, zouten en moleculaire stoffen kun je verklaren met de bouw van de stoffen. Om elektrische stroom te kunnen geleiden zijn er *geladen deeltjes* (ionen of elektronen) nodig die *vrij* kunnen bewegen.

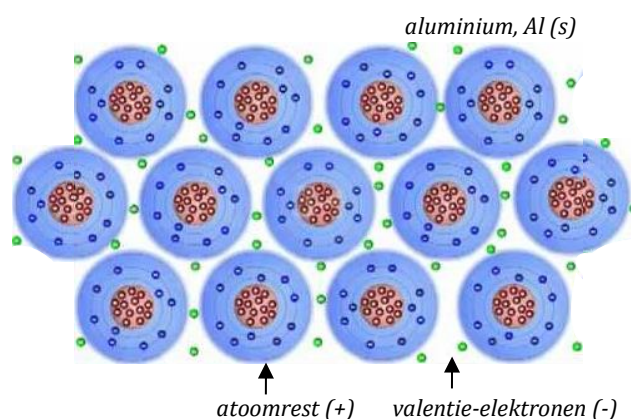
#### Metalen

Metalen zijn opgebouwd uit *metaalatomen*. Het *kristalrooster* van metalen heet *metaalrooster*.

Een metaalatoom bevat enkele valentie-elektronen. Deze staan op een relatief grote afstand tot de kern waardoor ze gemakkelijk los kunnen komen van het atoom. Ze kunnen daardoor vrij bewegen tussen de positieve atoomresten. De binding tussen de positieve atoomresten en de negatieve vrije elektronen noemen we de *metaalbinding*.

Omdat de valentie-elektronen vrij kunnen bewegen door het rooster kunnen metalen de stroom geleiden.

De metaalbinding is een sterke binding. Daarom zijn metalen (meestal) vaste stoffen met een hoog smeltpunt.



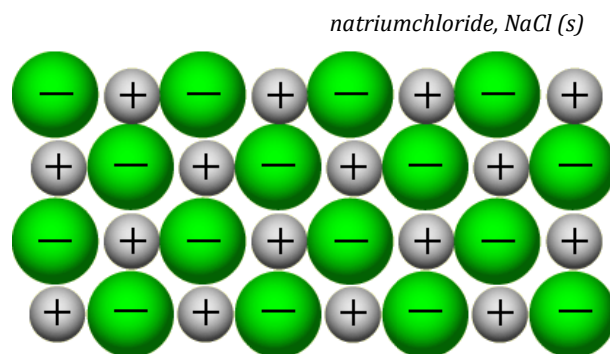
#### Zouten

Zouten zijn opgebouwd uit positief geladen *metaalionen* en negatief geladen *niet-metaalionen*. Het kristalrooster van zouten heet *ionrooster*.

De binding tussen de positieve en de negatieve ionen noemen we de *ionbinding*.

Als een zout smelt worden de ionbindingen gedeeltelijk verbroken en kunnen de ionen vrij langs elkaar bewegen. (Als een zout wordt opgelost komen alle ionen los van elkaar en kunnen vrij bewegen in de oplossing.) Daarom kunnen gesmolten zouten (en zoutoplossingen) de stroom geleiden.

De ionbinding is een sterke binding. Daarom zijn zouten vaste stoffen met een hoog smeltpunt.



#### Moleculaire stoffen

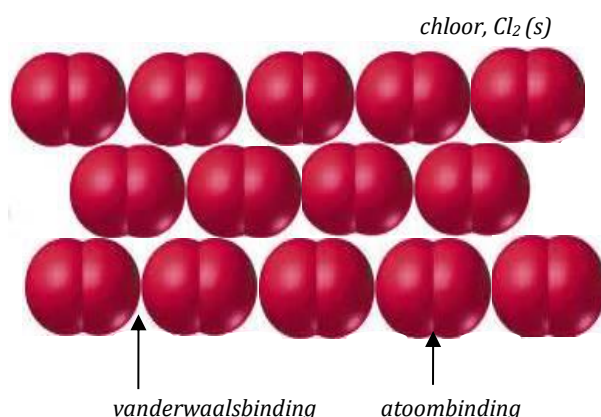
Moleculen zijn opgebouwd uit *niet-metaalatomen*. Moleculen hebben een *molecuulrooster*.

Moleculen zijn ongeladen. Moleculaire stoffen kunnen dus niet de stroom geleiden.

De binding tussen de moleculen heet de *vanderwaalsbinding*. Dit is een zwakke binding. Daarom kunnen moleculaire stoffen gasen, vloeistoffen of vaste stoffen zijn.

De vanderwaalsbinding wordt verbroken bij het smelten en verdampen. Hoe groter de molecuulmassa van de moleculen van een stof, hoe sterker de vanderwaalsbinding is en hoe hoger het smelt- en kookpunt van de stof. Bij een groter contactoppervlak tussen de moleculen is de vanderwaalsbinding sterker.

De binding tussen de atomen in de moleculen heet de *atoombinding*.

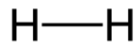
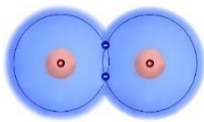


## Atoombinding

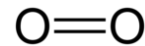
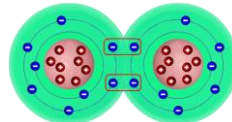
De *atoombinding*, ook wel *covalente binding* genoemd, is een zeer sterke binding tussen twee atomen in een molecuul. Alleen door een chemische reactie kunnen (een deel van) de atoombindingen verbroken worden. De atoombinding wordt gevormd door een *gemeenschappelijk elektronenpaar*. De *covalentie* van een atoom geeft het aantal gemeenschappelijke elektronenparen aan dat een atoom kan vormen met andere atomen in een molecuul. Je kunt de covalentie van een atoomsoort afleiden uit de plaats in het Periodiek Systeem: De niet-metalen in groep 17 covalentie 1, groep 16 covalentie 2, groep 15 covalentie 3, groep 14 covalentie 4. Waterstof heeft covalentie 1.

## Structuurformule

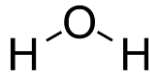
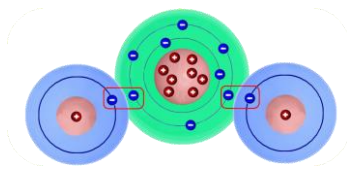
Bij de structuurformule van een molecuul worden de atomen door het symbool weergegeven en de gemeenschappelijke elektronenparen als een streepje getekend.



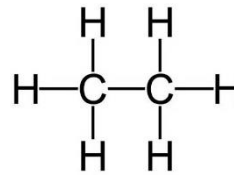
waterstof,  $\text{H}_2$ , atoomnummer 1, covalentie 1



zuurstof,  $\text{O}_2$ , atoomnummer 8, covalentie 2



water,  $\text{H}_2\text{O}$ , zuurstof covalentie 2, waterstof covalentie 1

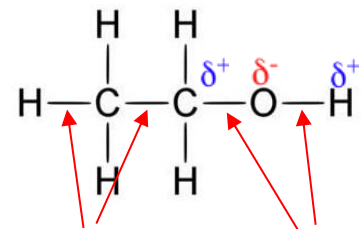


ethaan,  $\text{C}_2\text{H}_6$ , koolstof covalentie 4, waterstof covalentie 1

## Atoombinding en polaire atoombinding

Het atoom met de hoogste *elektronegativiteit* (zie tabel 40A) trekt harder aan het elektronenpaar en krijgt daardoor een negatieve *partiële lading* ( $\delta^-$ ), het andere atoom krijgt een positieve partiële lading ( $\delta^+$ ). Dit heet een *polaire atoombinding*. Men spreekt van een polaire atoombinding als het verschil in elektronegativiteit  $> 0,4$ . Als het verschil in elektronegativiteit  $\leq 0,4$  is het een atoombinding.

Onthoud: De C-H binding is een atoombinding, bindingen van O, N of F met andere atomen zijn polaire atoombindingen waarbij O, N of F gedeeltelijk negatief geladen zijn.

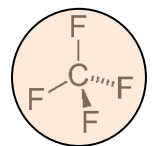
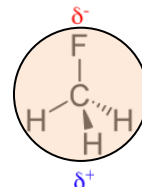
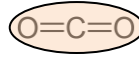
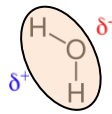
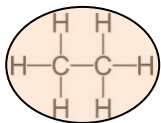
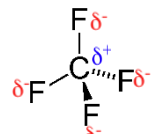
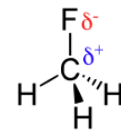
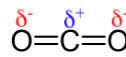
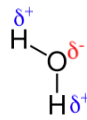
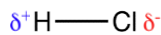
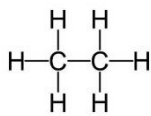


atoombinding

polaire atoombinding

## Dipoolmoleculen

Polaire atoombindingen in een molecuul kunnen leiden tot een molecuul met een  $\delta^+$  kant en  $\delta^-$  kant. We noemen dit soort moleculen *dipolen* of *dipoolmoleculen*. Als door de ruimtelijke bouw het centrum van de  $\delta^+$  en  $\delta^-$  lading samenvallen is het geen dipoolmolecuul.



geen dipool,  
alleen atoombindingen

dipool

dipool

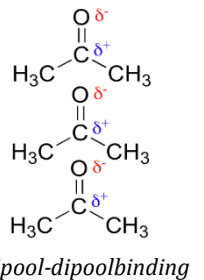
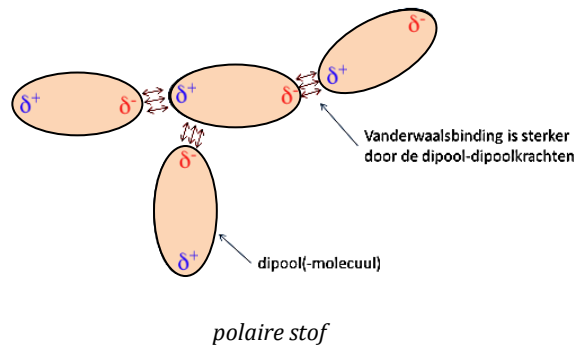
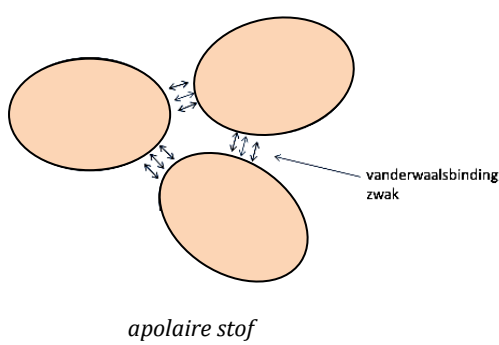
geen dipool,  
centrum  $\delta^-$  valt  
samen met  $\delta^+$

dipool

geen dipool,  
centrum  $\delta^-$  valt  
samen met  $\delta^+$

Stoffen die bestaan uit dipoolmoleculen noemen we *polaire stoffen*. Bij polaire stoffen wordt de vanderwaalsbinding versterkt door de *dipool-dipoolbinding*.

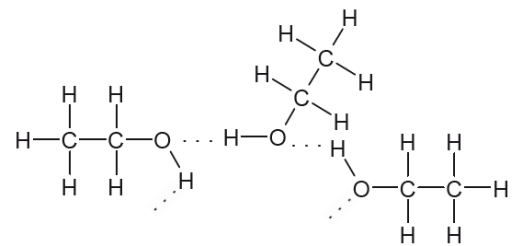
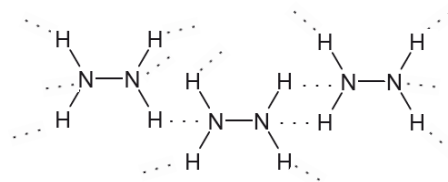
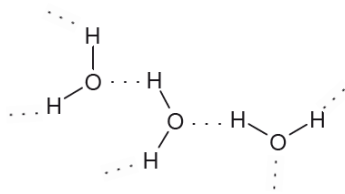
Stoffen die niet uit dipoolmoleculen bestaan, noemen we *apolaire stoffen*. De binding tussen deze moleculen is de vanderwaalsbinding.



Onthoud: koolwaterstoffen zijn altijd apolair.

### Waterstofbruggen

Tussen moleculen met N-H of O-H groepen treedt behalve de vanderwaalsbinding, een zeer sterke dipool-dipoolbinding op, die je de *waterstofbrug* noemt (H-brug). Een H-atoom, dat gebonden is aan een O-atoom of een N-atoom, kan een binding vormen met een O-atoom of een N-atoom van een ander molecuul. Stoffen waarvan de moleculen een O-H of een N-H groep bevatten, hebben daardoor een veel hoger kookpunt dan apolaire stoffen met ongeveer dezelfde molecuulmassa. Waterstofbruggen worden met een stippellijn aangegeven.

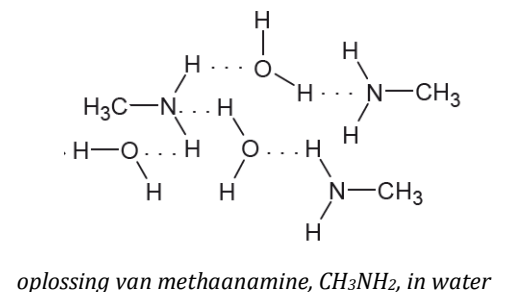
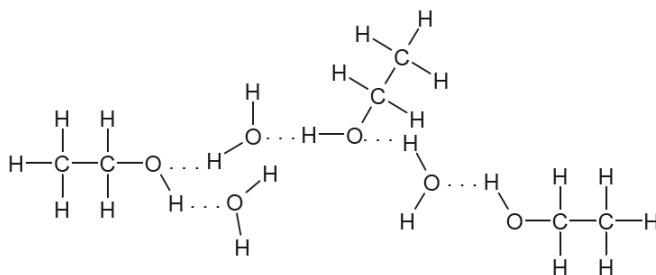


Alleen het H-atoom gebonden aan het O-atoom is betrokken bij de H-brug. Dus niet de H-atomen die gebonden zijn aan de C-atomen.

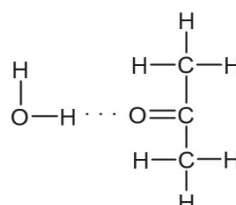
### Oplossen/mengen van moleculaire stoffen

Bij het oplossen van een stof worden de bindingen tussen de moleculen van deze stof verbroken. De moleculen vormen nieuwe bindingen met moleculen van het oplosmiddel.

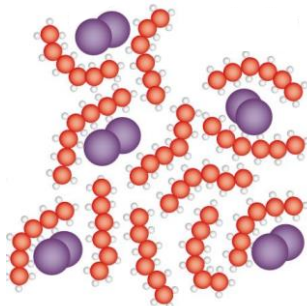
Stoffen die waterstofbruggen kunnen vormen lossen goed op in oplosmiddelen die ook waterstofbruggen kunnen vormen, zoals water. Een stof die oplost in water wordt *hydrofiel* genoemd.



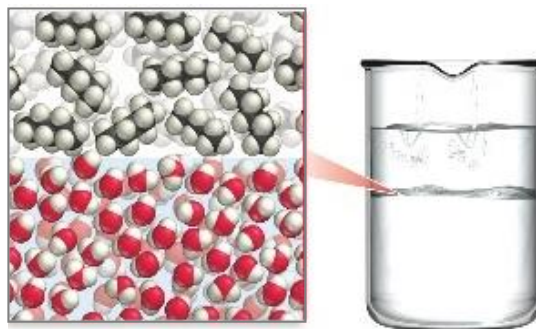
Een  $\text{C}=\text{O}$  groep in een molecuul kan ook deelnemen aan een waterstofbrug. Daarom is bijv. aceton,  $\text{CH}_3\text{-C(=O)-CH}_3$  toch oplosbaar in water.



Apolaire stoffen lossen goed op in *apolaire oplosmiddelen*. De binding die optreedt tussen de moleculen van beide stoffen is de vanderwaalsbinding. Apolaire stoffen lossen dus niet goed op in water. Stoffen die niet goed in water oplossen worden *hydrofoob* genoemd.

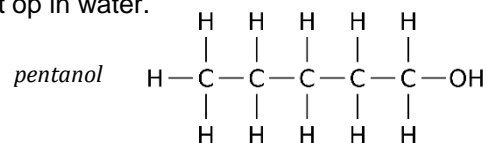


jood,  $I_2$ , lost op in hexaan,  $C_6H_{14}$



pentaan,  $C_5H_{12}$ , lost niet op in water. Er ontstaan twee vloeistofflagen.

Stoffen met moleculen met een NH- of OH- groep, maar ook met een groot apolair deel bestaande uit C- en H-atomen lossen toch niet op in water. Pentanol lost daarom toch niet op in water.



### Naamgeving moleculaire stoffen

Bijv.  $P_2Cl_5$ : difosforpentachloride, of  $SO_2$ , zwaveltrioxide. Gebruik tabel 66C.

### Rekenen: significante cijfers

Bij het met elkaar vermenigvuldigen of op elkaar delen van meetwaarden is het aantal *significante cijfers* van de uitkomst gelijk aan het kleinste aantal significante cijfers in de gemeten waarden, dus telwaarden (gehele getallen) niet meegerekend. Nullen waarmee een getal begint zijn nooit significant.

### Rekenen: het volume van een mol gas

Bij constante temperatuur en druk bevatten gelijke volumes van verschillende gassen evenveel moleculen en dus evenveel mol stof. Het volume van één mol gas is dus voor alle gassen hetzelfde, bij gelijke temperatuur en druk. Het volume van één mol gas noem je het *molair volume*, dat wordt weergegeven met het symbool  $V_m$ .

Uit tabel 7A kun je afleiden: 1,00 mol gas bij 0 °C en  $p_0$  heeft een volume van 22,4 dm<sup>3</sup>.  
1,00 mol gas bij 25 °C en  $p_0$  heeft een volume van 24,5 dm<sup>3</sup>.

#### Rekenvoorbeeld 1

Het volume van een mol gas is onder bepaalde omstandigheden 24,5 dm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup>.

- a** Hoeveel liter neemt 2,5 mol stikstofgas in?  
**b** Hoeveel liter neemt 2,5 mol koolstofdioxidegas in?

Je moet van mol gas naar aantal liters, dus naar aantal dm<sup>3</sup>. Je moet dus vermenigvuldigen met  $V_m$ .

a	mol gas	1,00	2,5
	dm <sup>3</sup> gas	24,5	x

$$x = \frac{2,5 \text{ mol} \times 24,5 \text{ dm}^3}{1,00 \text{ mol}} = 61 \text{ dm}^3 = 61 \text{ L}$$

Het eindantwoord moet in twee significante cijfers omdat dit het kleinste aantal significante cijfers in de gemeten waarden is.

- b** Ook 61 L. Het maakt niet uit welk gas je hebt, bij gelijke omstandigheden neemt ieder gas een gelijk volume in.

#### Rekenvoorbeeld 2

Onder bepaalde omstandigheden is het molair volume van een gas 30,0 dm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup>. Hoe groot is de massa van 10,0 dm<sup>3</sup> stikstof onder deze omstandigheden?

Eerst moet je in het omrekenchema van dm<sup>3</sup> gas naar mol gas. Je moet dus delen door  $V_m$ .

mol gas	1,00	x
dm <sup>3</sup> gas	30,0	10,0

$$x = \frac{1,00 \text{ mol} \times 10,0 \text{ dm}^3}{30,0 \text{ dm}^3} = 0,3333 \text{ mol } N_2$$


Vervolgens moet je van mol naar gram, dus vermenigvuldigen met de molaire massa van stikstof.

mol	1,00	0,3333
gram	28,02	x

$$x = \frac{0,3333 \text{ mol} \times 28,02 \text{ g}}{1,00 \text{ mol}} = 9,34 \text{ g } N_2$$

We hebben in de berekening aantal mol  $N_2$  nog niet op drie significante cijfers afgerond, omdat we nog met deze waarde verder rekenen.

Afronden op het juiste aantal significante cijfers doe je altijd pas na alle delingen en vermenigvuldigingen. In dit geval rond je af op drie significante cijfers.

soort stof	metalen	zouten	moleculaire stoffen
soort deeltjes	metaalatomen	metaalionen en niet-metaalionen	niet-metaalatomen
rooster	metaalrooster	ionrooster	molecuulrooster
voorbeelden	Fe      Zn Au      Pb	$\text{Fe}^{2+}\text{Cl}^-_2$ $\text{Ca}^{2+}_3(\text{PO}_4^{3-})_2$	$\text{C}_5\text{H}_{12}$ $\text{N}_2$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ $\text{HCl}$
soort binding	metaalbinding	ionbinding	in moleculen: (polaire) atoombinding  tussen moleculen: 1 vanderwaalsbinding 2 dipool-dipoolbinding 3 waterstofbrug
sterkte van de binding	sterk	sterk	atoombinding sterk  1 zwak 2 iets sterker 3 veel sterker
kookpunt en smeltpunt 	hoog	hoog	1 tot 3: laag tot hoog
stroomgeleiding	ja, door vrij bewegende elektronen	nee, alleen gesmolten zouten door vrij bewegende ionen	nee