

# Atoombinding

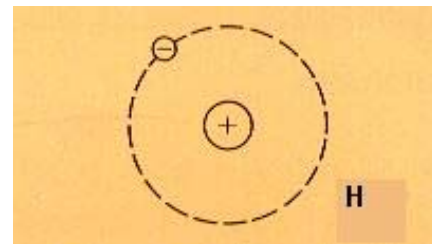
## structuurformules nader beschouwd (aanvulling § 2.4)

### 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.

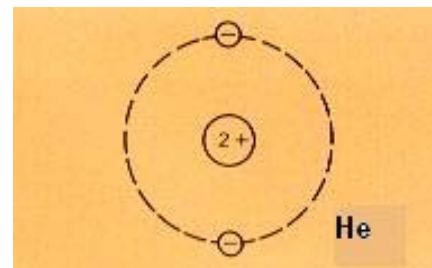
#### Waterstof

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)



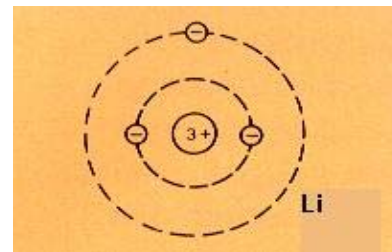
#### Helium

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.



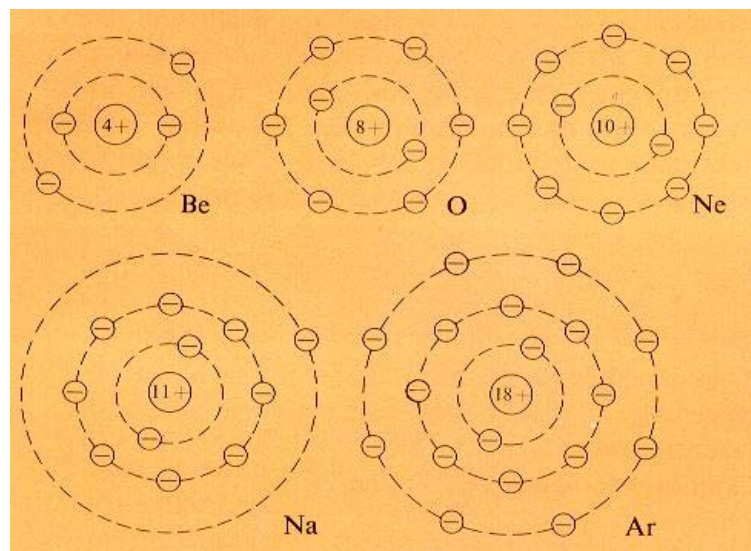
#### Lithium

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



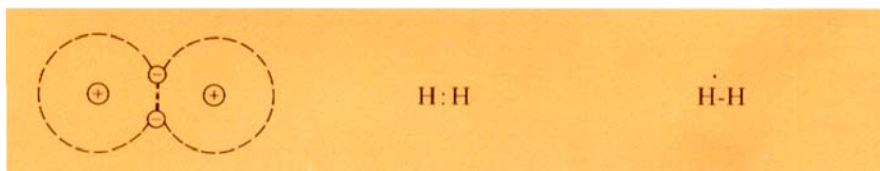
zich 2 elektronen in de K-schil, 8 elektronen in de L-schil en 1 elektron in de M-schil. De diameter van de M-schil is weer groter dan van de L-schil. Bij de volgende elementen 12 (Mg) tot en met 18 (Ar) komt er in de M-schil steeds een elektron bij. Een Ar-atoom heeft 8 elektronen in de M-schil.

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.

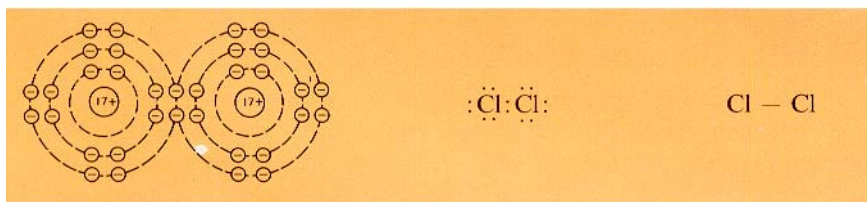


Een dergelijke binding door gemeenschappelijke elektronenparen noemen we *atoombinding* of *covalente binding*.

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  $I_2$ .

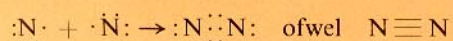


In het algemeen kan voor de eerste achttien elementen worden gesteld dat de atomen in verbindingen hiervan "streven" naar de edelgasconfiguratie van het edelgas in de betreffende periode (rij). Beide Cl-atomen hebben bijvoorbeeld in het molecuul  $Cl_2$  de edelgasconfiguratie van argon (Ar) bereikt.

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  $O = O$ .

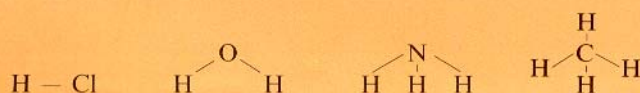
In stikstof tenslotte wordt van de 5 elektronen die ieder atoom in de buitenste schil heeft een *octet* (8) gemaakt door gemeenschappelijk gebruik van drie elektronenparen.



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  $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$  en  $CH_4$  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-metaalatom 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  $H_2$  vormt zich per molecuul één elektronenpaar, bij  $N_2$  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

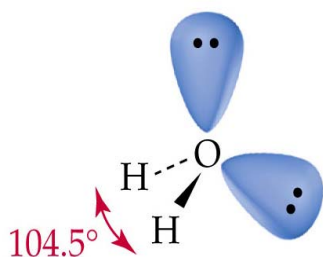
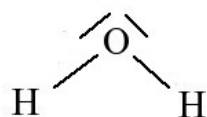
Waterstof heeft één elektron, chloor heeft er 7 in de buitenste schil. Door vorming van één bindend elektronenpaar krijgt het chlooratoom 8 elektronen in de buitenste schil.



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 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<sub>2</sub>O heeft en niet bijvoorbeeld H<sub>6</sub>O.

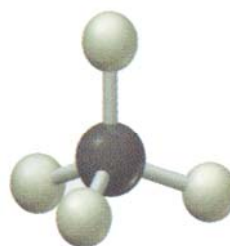
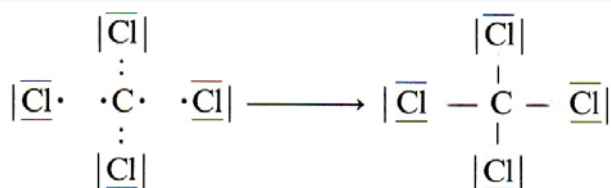


In het watermolecuul spelen de twee niet-bindende elektronenparen geen rol bij de binding. Ze spelen echter wel een rol bij de vorm van het molecuul.

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<sub>2</sub> molecuul (zie later) en de tetraëderische structuur van CH<sub>4</sub> en CCl<sub>4</sub> (zie hierna).

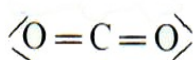
### Tetrachloormethaan

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.



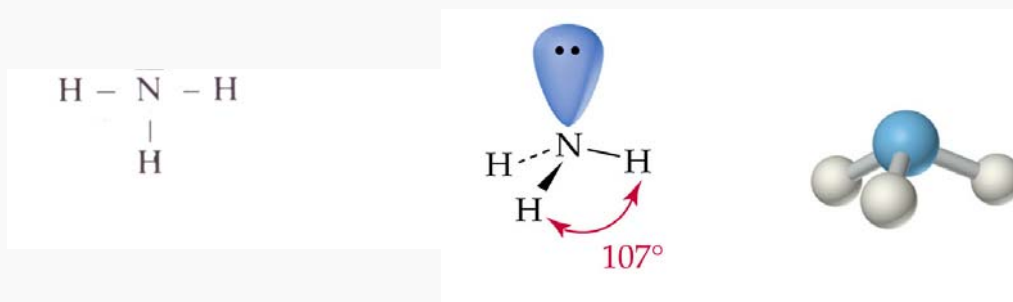
### Koolstofdioxide

Er zijn geen vrije elektronenparen op het C-atoom aanwezig. CO<sub>2</sub> is daarom een lineair molecuul.



## Ammoniak

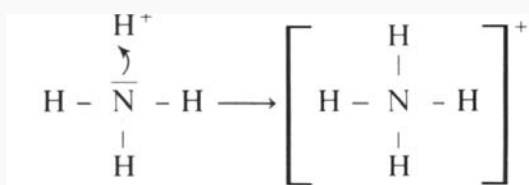
NH<sub>3</sub> heeft de volgende structuurformule en vorm zoals hieronder is afgebeeld.



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<sup>+</sup> ion (proton) doordat het niet-bindende elektronenpaar van NH<sub>3</sub> gebruikt wordt voor de binding van het H<sup>+</sup> ion dat zelf geen elektron voor een elektronenpaarbinding ter beschikking heeft. Alle atomen in NH<sub>4</sub><sup>+</sup> hebben hierdoor een edelgasconfiguratie



Samenvattend kun je dus zegen:

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.