

## Hoofdstuk 2: Chemische bindingen

### 1. INLEIDING

In hoofdstuk 1 hebben we geleerd over de atoombouw. De atoomstructuur bepaalt de chemische en fysische eigenschappen van de stoffen. In chemische reacties reageren elementen en vormen verbindingen, een proces met vorming van chemische bindingen. De term "binding" wordt gebruikt om de manier weer te geven waarmee atomen samengehouden worden in polyatomische aggregaten (moleculen).

Hoe komen atomen samen om moleculen te vormen?

Waarom komen ze samen in plaats van als afzonderlijke atomen te blijven bestaan?

Waarom wordt waterstofgas gevormd door 2 atomen H en niet door 3 atomen H?

Waarom is helium een mono-atomair gas?

Waarom is C 4-waardig en O 2-waardig?

Op al deze en nog veel andere vragen zal dit hoofdstuk een antwoord geven.

### 2. DE NATUUR VAN DE CHEMISCHE BINDING

De chemische binding is het resultaat van een verandering in de elektronenstructuur van de atomen die in een molecuul gecombineerd zijn. Aangezien er 103 elementen zijn is het aantal combinaties enorm groot.

Teneinde hierin enige structuur te brengen worden de bindingen onderverdeeld in 2 groepen: de **covalente** binding en de **ion-binding**.

In werkelijkheid zijn de meeste bindingen een tussensoort, maar ze worden toch bij een van deze 2 soorten ingedeeld, afhankelijk van de overheersende soort binding in die bepaalde verbinding.

Dat brengt mee dat er nogal wat twijfelgevallen bestaan. Toch kan zoiets niet opgelost worden door een derde soort binding te introduceren. Men kan deze toestand best vergelijken met de indeling van aardappelen in grote en kleine. Er zullen steeds weer aardappelen zijn die ergens tussenin zitten, maar een klasse 'middengroot' invoeren lost het probleem niet op.

Omdat chemische bindingen afhangen van de elektronenstructuur is het goed om deze eens te bekijken met het oog op de chemische reactiviteit.

Groep 0 : de edelgassen

De elementen in deze groep zijn bijna niet reactief: er bestaan geen verbindingen met neon, argon en xenon.

Waarom dat zo is leren we uit de elektronenstructuur: al deze gassen hebben volledig bezette schillen.

Behalve He met zijn  $1s^2$  elektronen hebben alle edelgassen in het hoogste energieniveau 8 elektronen. Men noemt dit **de edelgasconfiguratie**.

Atomen links in het Periodiek Systeem (PS) kunnen gemakkelijk deze edelgasconfiguratie krijgen door een of meer elektronen af te staan.

Doordat het aantal protonen in de kern hetzelfde blijft, maar het aantal  $e^-$  vermindert krijgen we hierbij dus positief geladen atomen. Men noemt deze + ionen of **kationen**

De energie die nodig is om een elektron af te stoten wordt de **ionisatie-energie** genoemd.

Bv: voor Na is de ionisatie-energie = 0,50 MJ/mol

De atomen rechts in het PS kunnen dat doen door een of meer elektronen op te nemen. Hierbij worden negatieve ionen of **anionen** gevormd.

De energie die nodig is (of die vrijkomt) om een elektron op te nemen wordt de **elektronenaffiniteit** ( $W_a$ ) genoemd.

Bv: voor Cl is de  $W_a = -0,354$  MJ/mol (een negatieve waarde omdat er energie vrijkomt!)

### OPMERKING:

Een atoom kan nooit meer dan 2 elektronen opnemen, omdat het reeds gevormde 2-waardig anion het derde elektron zo sterk afstoot dat deze afstotingskracht niet door een gewoon chemisch proces kan overwonnen worden.

Voorbeelden:

**De elementen van de alkalimetalen** (Li, Na, K,...)  
kunnen de edelgasconfiguratie bekomen  
door 1 e<sup>-</sup> af te staan.



of andere notatie:



Zo ook  $\text{Li} (1s^2 2s^1) - 1 e^- \rightarrow \text{Li}^+ (1s^2)$   
 $\text{Na} (1s^2 2s^2 2p^6 3s^1) - 1 e^- \rightarrow \text{Na}^+ (1s^2 2s^2 2p^6)$   
 $\text{K} (2 8 8 1) - 1 e^- \rightarrow \text{K}^+ (1 8 8)$

**De elementen van de halogeengroep** (F, Cl, Br, I,...)  
kunnen de edelgasconfiguratie bekomen  
door 1 e<sup>-</sup> op te nemen



of andere notatie:



Zo ook  $\text{F} (s^2 2s^2 2p^5) + 1 e^- \rightarrow \text{F}^- (1s^2 2s^2 2p^6)$   
 $\text{Cl} (2 8 7) + 1 e^- \rightarrow \text{Cl}^- (1 8 8)$   
 $\text{Br} (2 8 18 7) + 1 e^- \rightarrow \text{Br}^- (1 8 18 8)$

**De elementen van de aardalkalimetalen** (Be, Mg, Ca,...)  
kunnen de edelgasconfiguratie bekomen  
door 2 e<sup>-</sup> af te stoten



of andere notatie:

Zo ook  $\text{Be} (1s^2 2s^2) - 2 e^- \rightarrow \text{Be}^{2+} (1s^2)$   
 $\text{Mg} (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2) - 2 e^- \rightarrow \text{Mg}^{2+} (1s^2 2s^2 2p^6)$

### 3. DE IONBINDING

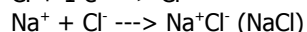
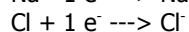
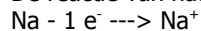
Twee (of meer) atomen kunnen reageren via een elektronenovergang en hierbij 2 ionen maken die de edelgasconfiguratie bezitten en die tot elkaar aangetrokken worden.

Typisch is de reactie tussen de elementen van groep I en II met de elementen uit groep VI en VII.

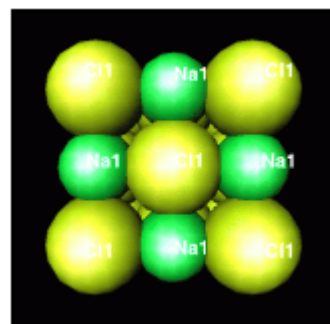
Doordat de atomen uit groep I en II dan +ionen vormen en de atomen uit groep VI en VII -ionen, zullen deze ionen elkaar aantrekken en een binding vormen. Dit is de ionbinding.

Voorbeeld:

De reactie van natrium met chloor met vorming van natriumchloride

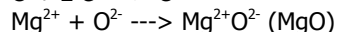
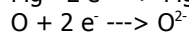
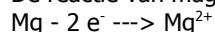


waarbij de 2 ionen elk de edelgasconfiguratie bezitten.



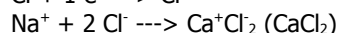
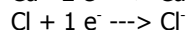
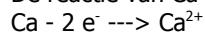
In het rooster van een NaCl-kristal is elke ionensoort omgeven door 6 ionen met tegengestelde lading.

De reactie van magnesium met zuurstof met vorming van magnesiumoxide



waarbij de 2 ionen elk de edelgasconfiguratie bezitten.

De reactie van Ca met chloor met vorming van calciumchloride



waarbij de 3 ionen elk de edelgasconfiguratie bezitten.

#### OPMERKINGEN:

NaCl is stabiel dan de geïsoleerde Na en Cl atomen.

Nochtans is de energie nodig om aan Na een  $e^-$  te onttrekken groter dan de vrijkomende energie van het verlies van een  $e^-$  bij Cl.



en voor Cl is de  $W_a = -0,354 \text{ MJ/mol}$

De som is  $0,50 - 0,354 \text{ MJ/mol} = 0,146 \text{ MJ/mol}$

Hieruit zou je kunnen besluiten dat er voor deze reactie energie moet toegevoegd worden en dan zou NaCl minder stabiel zijn dan Na en Cl apart.

Maar het samenbrengen van + en - ionen levert ook energie, namelijk  $0,68 \text{ MJ/mol}$ .

De totale som van de energiestromen is dus  $(0,5 - 0,354 - 0,68) \text{ MJ/mol} = -0,534 \text{ MJ/mol}$ .

Dit wil dus zeggen dat bij het samenbrengen van Na en Cl een reactie zal volgen waarbij NaCl gevormd wordt en waarbij ook nog energie zal vrijkomen.

Ionverbindingen ontstaan tussen + ionen van metalen en - ionen van sterke niet-metalen of -ionen met meerdere atomen. Dit zijn polyatomische ionen zoals  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ , ...

Door de ionverbinding nemen de + en - ionen t.o.v. elkaar een vaste plaats in volgens een regelmatig patroon. Men noemt dit in een ionrooster. Dit ionrooster maakt dat alle stoffen met ionbindingen vaste stoffen zijn.

## 4. DE COVALENTE BINDING

### 4.1. De enkelvoudige covalente binding.

De tweede klasse van bindingen kan niet verklaard worden door een volledige overgang van  $e^-$ . Immers in het geval van moleculen als  $H_2$ ,  $O_2$  of  $Cl_2$  is er sprake van bindingen tussen identieke atomen.

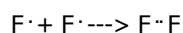
Er is dus geen verschil in ionisatie-energie of in elektronenaffiniteit en er is dus geen energetische reden om deze binding te realiseren.

Nemen we het geval van fluor ( $s^2 2s^2 2p^5$ ). De 5 elektronen in de 2p-orbitaal zijn  $2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

Er is dus 1 ongepaard elektron, namelijk  $2p_z^1$ , aanwezig.

Als we nu 2 F atomen nemen dan is er 2 maal een ongepaard elektron.

Deze 2 elektronen worden gemeenschappelijk gebruikt en vormen zo een elektronenpaar.



In de Lewis voorstelling wordt een doublet voorgesteld door een streepje.

Dus:  $F + F \text{---} \rightarrow F-F$

In deze F-F configuratie heeft ieder F atoom nu de edelgasconfiguratie.

De enkelvoudige covalente binding komt o.a. voor bij H-H, F-F, Cl-Cl, Br-Br, I-I,...

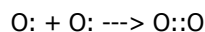
### 4.2. De dubbele covalente binding.

Nemen we nu uit de groep VI het zuurstofatoom.

O heeft volgende elektronenconfiguratie:  $1s^2 2s^2 2p^4$

De 4  $e^-$  in de 2p-orbitaal zijn  $2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ . Er zijn dus 2 niet-gepaarde elektronen.

Als we nu 2 O atomen nemen met telkens 2 ongepaarde  $e^-$ , dan kunnen deze gemeenschappelijk gebruikt worden en zo 2 doubletten vormen.



of de Lewis voorstelling:  $O + O \text{---} \rightarrow O=O$

Doordat er een dubbele covalente binding gevormd is hebben de beide O atomen nu ook de edelgasconfiguratie.

### 4.3. De drievoudige covalente binding.

Het typevoorbeeld voor een 3-voudige covalente binding is N uit groep V. N heeft volgende elektronenconfiguratie:  $1s^2 2s^2 2p^3$

De 4  $e^-$  in de 2p-orbitaal zijn  $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Er zijn dus 3 niet-gepaarde elektronen.

Als we nu 2 N atomen nemen met telkens 3 ongepaarde  $e^-$ , dan kunnen deze gemeenschappelijk gebruikt worden en zo 3 doubletten vormen.

Doordat er een driedubbele covalente binding gevormd is hebben de beide N atomen nu ook de edelgasconfiguratie.

### 4.4. De viervoudige covalente binding.

Het typevoorbeeld voor een 4-voudige covalente binding is C uit groep IV.

C heeft de volgende elektronenconfiguratie:  $1s^2 2s^2 2p^2$

Volgens deze configuratie zou C maar 2 ongepaarde  $e^-$  hebben namelijk de  $2p^2$

Dit is echter de configuratie in de **grondtoestand** van C.

Als we energie toevoeren dan wordt het doublet van  $2s^2$  ontbonden en worden er 4 ongepaarde  $e^-$  gevormd.

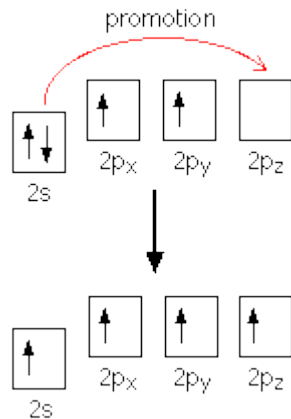
In deze zgn. **aangeslagen toestand** kan C nu wel 4 covalente bindingen vormen met bv. H met vorming van  $CH_4$

**OPMERKINGEN:**

1. De orbitalen die een covalente binding aangaan veranderen enigszins van vorm.

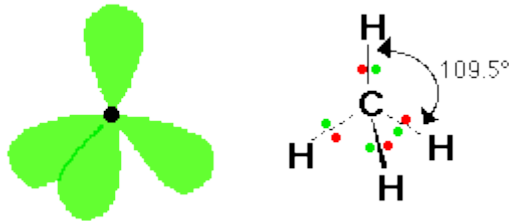
Immers als er een elektron van een s-orbitaal een covalente binding vormen met een of meer elektronen van een p-orbitaal dan behouden we niet die 2 verschillende orbitalen maar er worden 2 gelijke hybridisatie-orbitalen gevormd. Naargelang het aantal betrokken elektronen spreekt men dan van  $sp$ ,  $sp^2$  en  $sp^3$  hybridisatie-orbitalen.

Bvb: bij  $CH_4$  hebben we 4  $sp^3$  orbitalen.



De "promotie" van een s-elektron tot p-elektron

De 4  $sp^3$  orbitalen van  $CH_4$



De ruimtelijke structuur van  $CH_4$  is een **tetraëder**.

2. De soort binding tussen atomen wordt bepaald door de interactie van de valentie-elektronen en dus met de plaats in het Periodiek Systeem.

**De neiging van een atoom om elektronen aan te trekken noemt men de elektronegativiteit (EN)**

De metalen hebben dus een kleine EN-waarde en de halogenen hebben een grote EN-waarde.

Enkele EN-waarden:

H = 2,1  
 Li = 1,0 ; Na = 0,9 ; K = 0,8 ; Ca = 1,0 ; Zn = 1,6 ; Fe = 1,8 ; Al = 1,5  
 F = 4,0 ; Cl = 3,0 ; Br = 2,8 ; I = 2,5 ; O = 3,5 ; N = 3,0 ; C = 2,5

Uit de EN-waarden kunnen we enigszins afleiden welk type van binding we zullen hebben.

**Voor een covalente binding moet het verschil tussen de EN-waarden van de 2 atomen klein zijn.**

In het ideaal geval is het verschil = 0 (bv. Cl-Cl) maar men spreekt nog over een covalente binding als  $EN_1 - EN_2$  kleiner is dan 1,6

**Dus als  $EN_1 - EN_2$  groter is dan 1,6 heeft men een ionbinding.**

Voorbeeld:

In NaCl is  $EN_{Cl} = 3,0$  en de  $EN_{Na} = 0,9$ .

Het verschil = 2,1 en dus is dit een ionbinding.

In  $CH_4$  is de  $EN_C = 2,5$  en de  $EN_H = 2,1$ .

Het verschil is 0,4 en dus is dit een covalente binding.

## 5. DE OXIDATIETRAP (OT)

**De OT is de lading die het atoom in een verbinding krijgt wanneer de verschuiving van de elektronen volledig zou zijn.**

De OT wordt weergegeven door een Romeins cijfer en + of - (naargelang er een  $e^-$  afgegeven of opgenomen is).

Voorbeeld: NaCl en  $Cl_2$

In NaCl is de OT van Na = +I en de OT van Cl = -I.

In  $Cl_2$  is de OT van Cl = 0 omdat hier geen verschuiving van  $e^-$  plaatsvindt.

De OT is een zeer belangrijk gegeven omdat dit het opstellen van molecuulformules vereenvoudigt. In een molecule moet immers de som van de oxidatietrappen = 0 zijn.

Voorbeeld:

De OT van Ca(+II) is en van O (-II) dus dan is de formule van hun reactieproduct = CaO.

De molecule met Al(+III) en O(-II) heeft als formule  $Al_2O_3$ . We weten immers dat met 2 x (+III) van Al en 3 x (-II) van O de som = 0.