

Elementen; atomen en moleculen

In de natuur komen veel stoffen voor die we niet meer kunnen splitsen in andere stoffen. Ze zijn dus te beschouwen als de 'grondstoffen'. Deze stoffen worden elementen genoemd. Alle stoffen die we in de natuur tegenkomen zijn óf elementen óf verbindingen, dat wil zeggen stoffen die zijn opgebouwd uit meerdere elementen. Voorbeelden van elementen die in de natuur voorkomen zijn de gassen waterstof, zuurstof en stikstof; een ander voorbeeld is het metaal ijzer. Een bekend voorbeeld van een verbinding is water; deze stof is opgebouwd uit de elementen waterstof en zuurstof. De meeste stoffen die wij kennen blijken verbindingen te zijn, bijvoorbeeld keuzenzout, eiwitten, vetten en koolhydraten.

Alle elementen worden weergegeven door een symbool, dat bestaat uit een hoofdletter, al of niet gevolgd door een kleine letter. De symbolen zijn afkortingen van de Latijnse namen van die elementen. Van een aantal elementen wordt de Latijnse naam ook in het Nederlands gebruikt, bijvoorbeeld natrium en kalium. Er zijn meer dan 100 elementen bekend

Alle stoffen (elementen of verbindingen) zijn opgebouwd uit moleculen. Onder een molecuul verstaan we het kleinste deel van een stof dat nog alle eigenschappen van die stof bezit. Een molecuul water heeft dus nog alle eigenschappen van water. Alle moleculen van een bepaalde stof zijn aan elkaar gelijk. Er is natuurlijk wel een groot verschil tussen de moleculen van verschillende stoffen. Een molecuul water heeft andere eigenschappen dan een molecuul suiker.

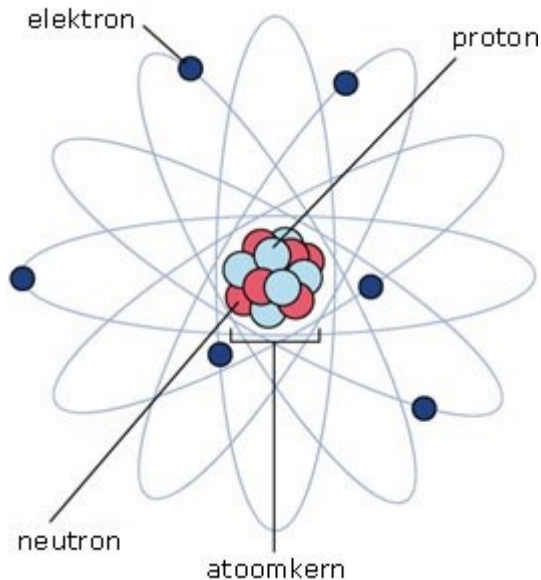
Iedere molecuul is opgebouwd uit atomen. Atomen zijn deeltjes waarvan men vroeger dacht dat ze niet meer te splitsen waren, vandaar de naam (a=niet; tome=deel). We weten tegenwoordig echter maar al te goed dat atomen nog wel te splijten zijn. Ieder atoom bestaat namelijk uit een kern (nucleus) en daaromheen cirkelende deeltjes, de elektronen. De kern is positief geladen, terwijl de elektronen negatief geladen zijn. In een atoom zijn beide ladingen altijd gelijk, zodat een atoom als geheel elektrisch neutraal is. In een atoomkern blijkt veel energie te zitten. Bij splijting van de atoomkern komt deze energie plotseling vrij: de atoomenergie. Deze energie kunnen we voor vele doeleinden gebruiken bijvoorbeeld als energiebron in kerncentrales. In de moderne oorlogsvoering kan men echter ook (helaas) van deze energie gebruik maken, denk maar aan kernraketten.

De moleculen van een stof die als element voorkomt, zijn opgebouwd uit één of meer gelijksoortige atomen. Zo bestaat een molecuul zuurstof uit twee atomen zuurstof. De schrijfwijze voor een molecuul zuurstof is daarom O_2 . Hetzelfde geldt voor de gassen stikstof (N_2) en waterstof (H_2).

Een molecuul van een verbinding is altijd opgebouwd uit verschillende soorten atomen. Zo bevat een molecuul water twee atomen waterstof en één atoom zuurstof; de chemische schrijfwijze voor water is daarom H_2O .

Hoe is een atoom opgebouwd?

Een atoom is opgebouwd uit een positieve atoomkern bestaande uit **protonen** en **neutronen** met daar omheen een negatieve wolk van **elektronen**. De lading van de elektronenwolk is precies even groot als die van de atoomkern; het atoom is als geheel neutraal van lading.



Protonen

Protonen zijn kleine positief geladen deeltjes. Ze hebben een massa van $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg. Deze massa wordt ook wel de atomaire massa-eenheid u genoemd.

Een proton heeft een lading van $+1$. Dit is de kleinste lading die mogelijk is. De elementaire ladingsquantum wordt ook wel de elementaire ladingseenheid genoemd.

Elektronen

Elektronen zijn zeer kleine negatieve deeltjes. Ze hebben een massa die te verwaarlozen is. Een elektron heeft een lading van -1 e.

Een elektron heeft dus een veel kleinere massa dan een proton. De lading van een elektron is precies even groot als die van een proton, maar met een tegengesteld teken.

Neutronen

Neutronen zijn ongeladen deeltjes. De massa van een neutron is ongeveer gelijk aan de massa van een proton: $1u$.

De atoomkern

De atoomkern is het centrum van een atoom en bestaat dus uit protonen en neutronen. De positieve lading van de kern wordt veroorzaakt door de protonen. Neutronen hebben geen lading.

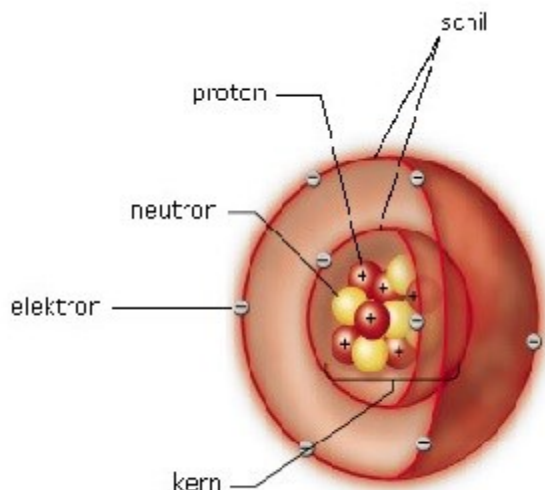
De elektronenwolk

De elektronenwolk die zich rond om de atoomkern bevindt bestaat uit één of meerdere negatief geladen deeltjes: de elektronen. De elektronen zijn de belangrijkste deeltjes van een atoom: zij zorgen voor het vormen van chemische bindingen.

Omdat een atoom neutraal van lading is, is het aantal protonen in de kern gelijk aan het aantal elektronen in de elektronenwolk.

ONTHOUD: Voor elk atoom geldt dat het aantal protonen gelijk is aan het aantal elektronen.

De elektronen cirkelen rond de atoomkern in banen met een verschillende diameter. We noemen deze banen ook wel schillen.



Schematische weergave van een zuurstofatoom. Zuurstof bezit 8 protonen en 8 neutronen in de kern en heeft 8 elektronen verdeeld over twee schillen.

Niet alle schillen bevatten evenveel elektronen. De elektronen in de buitenste schil zijn het belangrijkste. Deze elektronen zijn namelijk betrokken bij het vormen en verbreken van chemische bindingen tussen atomen. De elektronen in de buitenste schil worden ook wel de [valentie-elektronen](#) genoemd.

Het aantal elektronen dat een schil maximaal kan bevatten, staat weergegeven in onderstaande tabel:

Maximaal aantal elektronen in een schil *					
nummer schil	1	2	3	4	...
max. aantal elektronen in de schil	2	8	18**	32	...

* De algemene formule is: $2n^2$ (met n = nummer van de schil)

** bij kleine atomen (t/m nr. 20) is dit aantal 8

Het nummer van een periode in het periodiek systeem komt overeen met het aantal schillen dat in gebruik is.

Voorbeeld

Zuurstof (O) heeft atoomnummer 8 en staat in periode 2 van het periodiek systeem. Het heeft dus 8 elektronen die verdeeld zijn over 2 schillen. Schil 1 bevat dan twee elektronen en schil 2 zes elektronen. De zes elektronen in de tweede schil zijn bij zuurstof de valentie-elektronen.

Atoomsoorten

Het aantal protonen in de atoomkern bepaald met welk soort atoom we te maken hebben. Heeft een atoom bijvoorbeeld 7 protonen in de kern dan hebben we te maken met een stikstofatoom. Het aantal protonen van een atoom noemen we ook wel het [atoomnummer](#). In de tabel staan de atoomnummers van alle atomen weergegeven.

Voorbeelden

- boor heeft atoomnummer 5; het bevat dus 5 protonen
- een atoom heeft 10 protonen; volgens binas-tabel 99 is dit neon (Ne)

De som van het aantal protonen en neutronen wordt het massagetal genoemd. De meeste atomen kunnen meerdere massagetalen hebben. Dit betekent dat het aantal neutronen in een atoomkern kan variëren. In binas-tabel 25 vind je de massagetalen van een groot aantal atoomsoorten.

Voorbeeld

Waterstof heeft atoomnummer 1. Dit betekent dat waterstof 1 proton heeft. Om te weten hoeveel neutronen waterstof heeft kijken we naar het massagetal. In tabel 25 van BINAS vinden we dat waterstof drie verschillende massagetalen kan hebben. Heeft het massagetal 1 dan bevat het geen neutronen. Heeft het massagetal 2 dan bevat het één neutron. Heeft het massagetal 3 dan bevat het twee neutronen in de atoomkern.

Atomen met hetzelfde atoomnummer maar verschillende massagetalen noemen we isotopen.

Wat zijn valentie-elektronen?

Valentie-elektronen zijn de elektronen die zich bevinden in de buitenste schil van de elektronenwolk van een bepaald atoom. Valentie-elektronen zijn erg belangrijk omdat ze kunnen worden gebruikt voor het vormen van een chemische binding tussen atomen.

Het aantal valentie-elektronen bepaalt de bindingsmogelijkheden van een atoom. Een atoom heeft maximaal acht valentie-elektronen. De precieze hoeveelheid valentie-elektronen kun je bepalen aan de hand van de positie van een atoom in het periodiek systeem.

1	2											13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

WWW.ALJEVERAGEN.NL

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Alle atomen uit groep 1 van het periodiek systeem hebben dus één valentie-elektron en alle atomen uit groep 2 twee valentie-elektronen.

Alle atomen uit groep 13 hebben drie valentie-elektronen. De atomen uit groep 14 hebben vier valentie-elektronen enzovoort. Met uitzondering van helium heeft elk edelgasatoom (groep 18) acht valentie-elektronen. Maar omdat edelgasatomen vrijwel niet reageren met andere atomen, is het beter om te stellen dat een edelgasatoom nul valentie-elektronen heeft.

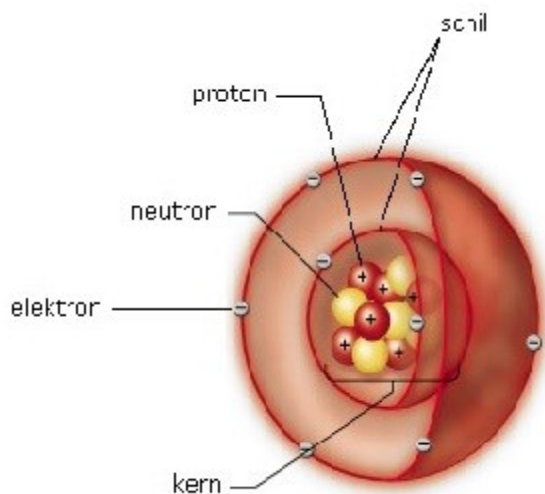
Voorbeelden

- calcium (Ca) staat in groep 2 en heeft dus twee valentie-elektronen
- arseen (As) staat in groep 15 en heeft dus vijf valentie-elektronen

De overgangsmetalen (groep 3 t/m 12) hebben een variërend aantal valentie-elektronen.

Wat zijn de hoofdniveaus in een elektronenwolk?

[Elektronen](#) bevinden zich in een atoom in een elektronenwolk rond de atoomkern. De elektronen bewegen niet willekeurig door de elektronenwolk. Ze zijn verdeeld over een aantal schillen (ook wel energieniveaus genoemd). De verdeling van de elektronen van een bepaald atoom over de beschikbare energieniveaus noemt men de elektronenconfiguratie.



We maken een onderscheid tussen twee soorten energieniveaus: de hoofdniveaus en de subniveaus.

Hoofdniveau

Het aantal elektronen dat zich maximaal op een hoofdniveau kan bevinden, staat weergegeven in onderstaande tabel:

Maximaal aantal elektronen in een schil*

nummer schil	1	2	3	4	...
max. aantal elektronen in de schil	2	8	8 (18)	(32)	...

* De algemene formule is: $2n^2$ (met n = nummer van de schil)

Het nummer van een periode in het periodiek systeem komt overeen met het nummer van het aantal hoofdniveaus dat in gebruik is.

Let op: niet alle hoofdniveaus moeten maximaal gevuld zijn. Soms zitten elektronen al in een volgend hoofdniveau terwijl een vorig hoofdniveau nog niet maximaal gevuld is (zie het voorbeeld van kalium hieronder).

Voorbeelden

- Zuurstof (O) heeft atoomnummer 8 en staat in periode 2 van het periodiek systeem. Het heeft dus 8 elektronen die verdeeld zijn over 2 hoofdniveaus. Hoofdniveau 1 bevat dan twee elektronen en hoofdniveau 2 zes elektronen.

- Kalium (K) heeft atoomnummer 19 en staat in periode 4 van het periodiek systeem. Het heeft dus 19 elektronen die verdeeld zijn over 4 hoofdniveaus. Hoofdniveau 1 bevat dan twee elektronen, hoofdniveau 2 acht elektronen, hoofdniveau 3 acht elektronen (terwijl achttien het maximum is) en hoofdniveau 4 één elektron.

De verschillende hoofdniveaus worden soms aangeduid als K, L, M en N-schillen.

Wat zijn isotopen?

Isotopen zijn atomen met hetzelfde [atoomnummer](#) maar met verschillende [massagetallen](#). Dit betekent dat de isotopen van een atoom hetzelfde aantal protonen hebben maar een verschillend aantal neutronen.

Isotopen worden als volgt aangegeven:

6

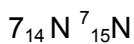
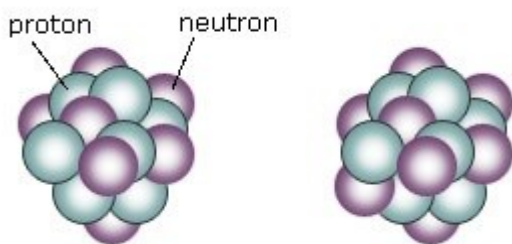
C

12

Links boven het symbool van een atoom plaatst men het bijbehorende atoomnummers. Links onder wordt het massagetal genoteerd.

Voorbeeld

In de natuur komen twee isotopen van stikstof voor:



Stikstof heeft atoomnummer 7. Dit betekent dat stikstof 7 protonen heeft. In ${}^7_{14}\text{N}$ zitten dan 7 neutronen. In ${}^7_{15}\text{N}$ zitten dan 8 neutronen.

ONTHOUD: Isotopen van een zelfde atoom verschillen van elkaar in het aantal neutronen.

Wat is een atoomnummer?

Het atoomnummer is het volgnummer van de elementen uit het periodiek systeem.

1 H WATERSTOF	A TOOMNUMMER		
3 Li LITHIUM	4 Be BERYLLIUM		
11 Na NATRIUM	12 Mg MAGNESIUM		
19 K KALIUM	20 Ca CALCIUM	21 Sc SCANDIUM	22 Ti TITAN
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zn

Voorbeelden

- het atoomnummer van beryllium (Be) is 4
- het atoomnummer van kalium (K) is 19

Het atoomnummer is gelijk aan het aantal [protonen](#) dat in de kern van een atoom aanwezig is.

Voorbeelden

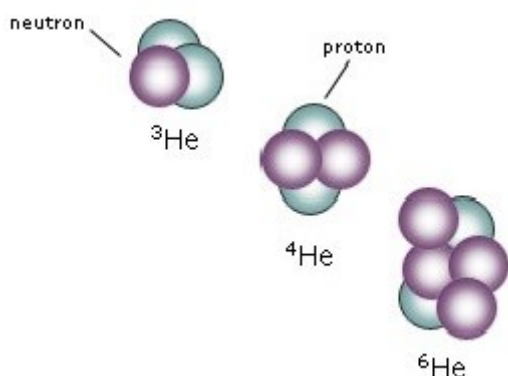
- boor (B) heeft atoomnummer 5; het bevat dus 5 protonen
- een atoom heeft 10 protonen; het atoomnummer is dus 10; volgens tabel is dit neon (Ne)

Wat is het massagetal?

Het massagetal is de som van het aantal [protonen en neutronen](#) in een atoomkern. De meeste atomen kunnen meerdere massagetalen hebben. Dit wordt veroorzaakt door het feit dat het aantal neutronen in de kern kan variëren. Het aantal protonen in een bepaald atoom (het atoomnummer) is echter altijd hetzelfde.

Voorbeeld

Helium (He) heeft atoomnummer 2. Dit betekent dat helium 2 protonen heeft. Om te weten hoeveel neutronen helium heeft kijken we naar het massagetal. In binas-tabel 25 vinden we dat helium drie verschillende massagetalen kan hebben. Heeft het massagetal 3 dan bevat het één neutron. Heeft het massagetal 4 dan bevat het twee neutronen. Heeft het massagetal 6 dan bevat het vier neutronen in de atoomkern.



Atomen met hetzelfde atoomnummer maar verschillende massagetalen noemen we isotopen. In bovenstaand voorbeeld zijn dus drie heliumisotopen weergegeven.

Hoe is het periodiek systeem opgebouwd?

In het periodiek systeem der elementen (of kortweg periodiek systeem) zijn alle elementen gerangschikt naar opklimmend [atoomnummer](#) en overeenkomsten in chemische eigenschappen. In natschool staat een voorbeeld van het periodiek systeem.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

WWW.ALJEVERROEN.NL

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

De elementen met atoomnummers 58 (Ce) tot en met 71 (Lu), de lantaniden, en 90 (Th) tot en met 103 (Lr), de actiniden, worden onderaan in aparte rijen geplaatst.

Periode

Een horizontale rij van elementen met toenemend atoomnummer wordt een periode genoemd. Er zijn in totaal 7 periodes.

Groep

Een verticale kolom van elementen die verwante eigenschappen vertonen wordt een groep genoemd. Er zijn in totaal 18 groepen.

Enkele belangrijke groepen zijn:

1. [Alkalimetalen](#)(groep 1)
2. [Aardalkalimetalen](#)(groep 2)
3. [Overgangsmetalen](#)(groep 3 t/m 12)
4. [Halogenen](#)(groep 17)
5. [Edelgassen](#)(groep 18)

Metalen en niet-metalen


Een belangrijke onderverdeling van de elementen in het periodiek systeem is die in metalen en niet-metalen. In het periodiek systeem hieronder zie je hoe die onderverdeling is.


Merk op dat de meeste elementen tot de metalen worden gerekend.

H																			He
Li	Be										B	C	N	O	F	Ne			
Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar			
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt											

www.aljevragen.nl

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

 metaal atomen

 niet-metaal atomen

De diagonaal boor (B) - astat (At) vormt de overgang tussen de metaal en niet-metaalatomen. Deze overgang is niet heel scherp. De elementen germanium (Ge) en antimoon (Sb) worden soms ook tot de niet-metaalatomen gerekend.

Welke bindingstypen zijn er?

Er zijn een aantal verschillende bindingstypen afhankelijk van de soort stof.

Moleculaire stoffen

In moleculaire stoffen komen atoombindingen, vanderwaalsbindingen, waterstofbruggen en dipool-dipoolbindingen voor.

Vanderwaalsbindingen, waterstofbruggen en dipool-dipoolbindingen zijn voorbeelden van intermoleculaire bindingen: het zijn bindingen die optreden tussen moleculen.

Zouten

In zouten komen ionbindingen voor.

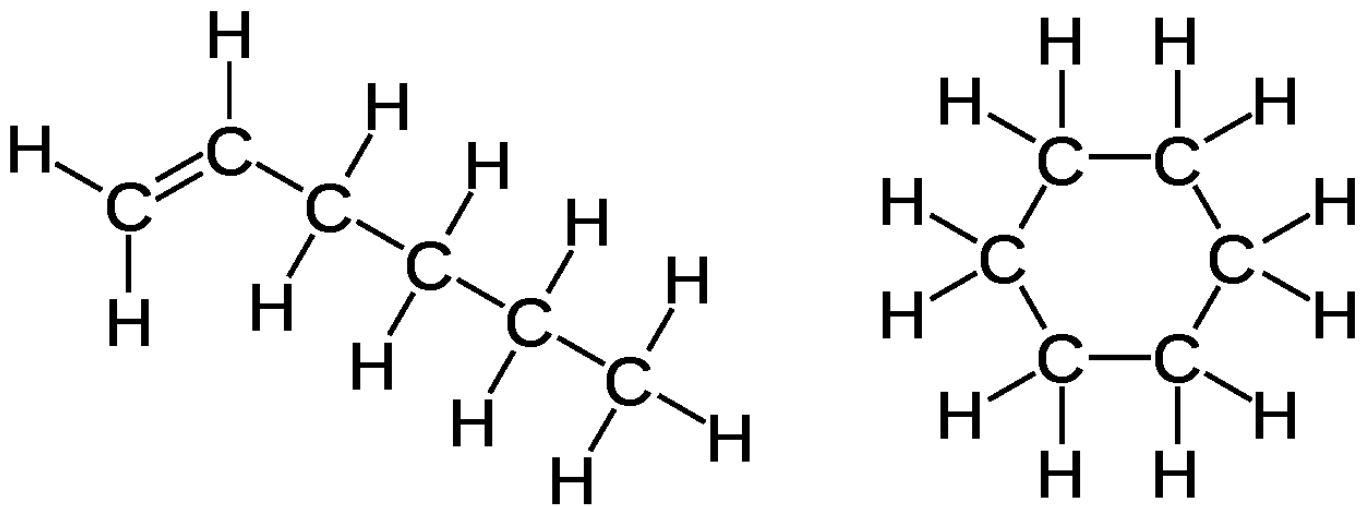
Metalen

In metalen komen metaalbindingen voor.

Wat is een atoombinding?

Een atoombinding (ook wel covalente binding genoemd) is een binding tussen twee niet-metaal-atomen. De atoombinding wordt gevormd door een zogenaamd *gemeenschappelijk elektronenpaar* tussen de atomen: één elektron van een atoom vormt samen met één elektron van een ander atoom een elektronenpaar.

In een structuurformule wordt een atoombinding met een streepje aangegeven. Het aantal atoombindingen dat een atoom kan aangaan met een ander atoom noemen we de covalentie van een atoom.



Atoombindingen treden op bij moleculaire stoffen en zijn over het algemeen zeer sterk.

We maken een onderscheid tussen twee soorten atoombindingen:

- de gewone atoombinding - hierbij is (bijna) geen verschil in elektronegativiteit tussen de twee niet-metaal-atomen (voorbeelden Cl-Cl en C-H)
- de polaire atoombinding- hierbij is een verschil in elektronegativiteit tussen de twee niet-metaal-atomen (voorbeelden O-H, C-Cl en N-H)

Wat is een polaire atoombinding?

Een polaire atoombinding is een atoombinding waarbij het verschil in elektronegativiteit tussen de twee atomen groter is dan 0,4. De elektronegativiteit kun je opzoeken in het periodiek systeem

Voorbeelden:

HCl: het verschil in elektronegativiteit tussen het chlooratoom en het waterstofatoom is 0,7 ---> de binding tussen het chlooratoom en het waterstofatoom is dus een polaire atoombinding

- H₂O: het verschil in elektronegativiteit tussen het zuurstofatoom en een waterstofatoom is 1,4 ---> de binding tussen het zuurstofatoom en een waterstofatoom is dus een polaire atoombinding

Indien het verschil in elektronegativiteit tussen twee atomen kleiner is dan 0,4 spreken we van een gewone atoombinding.

ONTHOUD:

verschil in elektronegativiteit $\leq 0,4$ ---> gewone atoombinding

verschil in elektronegativiteit $> 0,4$ ---> polaire atoombinding

Wat is een metaalbinding?

Een metaalbinding is de binding van positieve metaalionen door vrij bewegende elektronen.

Een metaalbinding treedt op in een metaal.

Wat is een ionbinding?

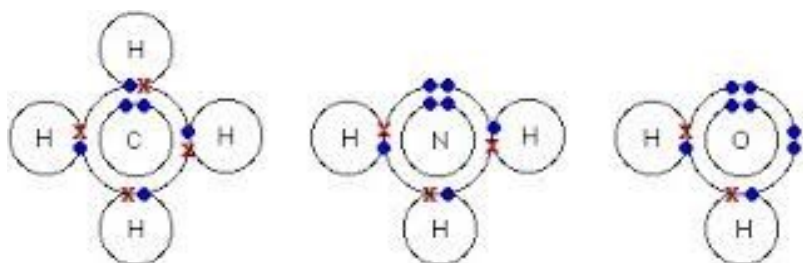
De ionbinding is de binding die het gevolg is van de elektrische aantrekkingskracht tussen positieve en negatieve ionen.

De sterkte van een ionbinding hangt onder andere af van de grootte van de ionladingen en van de onderlinge afstand tussen de ladingen.

Een ionbinding komt voor in zouten en is, vergeleken met de bindingen in metalen en moleculaire stoffen, een zeer sterke binding. Het gevolg van deze zeer sterke binding is dat zouten over het algemeen een hoog kook- en smeltpunt hebben.

Wat is covalentie?

Covalentie is het aantal bindingen dat een atoom kan aangaan.



Uit bovenstaande voorbeelden blijkt dat koolstof (C) covalentie 4 heeft, waterstof (H) covalentie 1 en zuurstof (O) covalentie 2.

In de onderstaande tabel staan de covalentie's van enkele veel voorkomende atoomsoorten vermeld.

atoomsoort	covalentie
halogenen (F, Cl, Br, I)	1
waterstof (H)	1
zuurstof (O)	2
stikstof (N)	3
koolstof (C)	4