

# Samenvatting hoofdstuk 1

Een molecuul is een neutraal deeltje bestaande uit meer dan één door chemische bindingen bijeengehouden atomen. Moleculen kunnen uit één atoomsoort zijn opgebouwd of uit meerdere atoomsoorten. Een stof die opgebouwd is uit één atoomsoort noemen we een element. Er zijn ruim 118 verschillende atoomsoorten. Er zijn dus ook 118 verschillende elementen. Elk element heeft een symbool.

element	symbool	element	symbool	element	symbool	element	symbool
aluminium	Al	fosfor	P	lithium	Li	stikstof	N <sub>2</sub>
argon	Ar	goud	Au	lood	Pb	tin	Sn
barium	Ba	helium	He	magnesium	Mg	uraan	U
boor	B	jood	I <sub>2</sub>	natrium	Na	waterstof	H <sub>2</sub>
broom	Br <sub>2</sub>	kalium	K	neon	Ne	xenon	Xe
cadmium	Cd	kobalt	Co	nikkel	Ni	ijzer	Fe
calcium	Ca	koolstof	C	platina	Pt	zilver	Ag
chloor	Cl <sub>2</sub>	koper	Cu	plutonium	Pu	zink	Zn
chromium	Cr	krypton	Kr	radium	Ra	zuurstof	O <sub>2</sub>
fluor	F <sub>2</sub>	kwik	Hg	radon	Rn	zwavel	S

**Tabel 1.** Elementen en symbolen die je moet kennen.

Een aantal elementen komen in de natuur in paartjes voor: zuurstof (O<sub>2</sub>), waterstof (H<sub>2</sub>), stikstof (N<sub>2</sub>), fluor (F<sub>2</sub>), chloor (Cl<sub>2</sub>), jood (I<sub>2</sub>) en broom (Br<sub>2</sub>). Het getal 2 in de formule O<sub>2</sub> wordt de index genoemd. Dat getal geeft aan dat een zuurstofmolecuul twee zuurstofatomen bevat.

Elementen worden veelal gevormd in sterren door kernfusie.

De elementen zijn gerangschikt in het periodiek systeem van de elementen.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18									
1	H 1		<b>Periodiek systeem der elementen</b>																He 2								
2	Li 3	Be 4																				B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	Na 11	Mg 12																				Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36									
5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54									
6	Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86									
7	Fr 87	Ra 88	Ac 89	Unq 104	Jl 105	Rf 106	Bh 107	Hn 108	Mt 109																		

**Tabel 2.** Periodiek systeem van de elementen.

Elementen die chemisch op elkaar lijken staan onder elkaar. Ze staan in dezelfde groep. Er zijn 18 groepen. Het periodiek systeem van de elementen heeft 7 perioden. Zo staat bijvoorbeeld koolstof in groep 14 en periode 2. Er is een verdeling in

metalen, niet metalen en metalloïden. In het periodiek systeem op de vorige bladzijde zijn de metalen grijs weergegeven. Er zijn ook metalloïden. Dit zijn elementen die soms eigenschappen hebben van een metaal en soms van een niet-metaal. Ze zijn aangegeven met donkergrijs. De elementen in de niet gekleurde vakjes (wit) zijn de niet-metalen.

De elementen uit groep 1 noemen we de alkalimetalen (behalve waterstof).

De elementen uit groep 2 noemen we aardalkalimetalen.

De elementen uit groep 17 noemen we halogenen.

De elementen uit groep 18 noemen we edelgassen.

In het periodiek systeem neemt in een groep (van boven naar beneden) de atoomstraal toe. Er komt immers telkens een schil bij. Van links naar rechts neemt de atoomstraal enigszins af. Dit komt doordat de elektronenschil die van links naar rechts wordt opgevuld steeds sterker naar de kern toe wordt getrokken omdat de kernlading steeds met 1 toeneemt.

Het atoomnummer in het periodiek systeem is gelijk aan het aantal protonen ( $p^+$ ). Deze protonen bevinden zich in de kern. Protonen stoten elkaar onderling af. Daarom zitten er in de kern neutronen ( $n^0$ ). Deze houden de protonen op afstand waardoor de aantrekkende krachten in de kern sterk genoeg zijn om de onderlinge afstoting van protonen tegen te gaan en de protonen bij elkaar te houden. Waterstof heeft soms alleen één proton in de kern.

De som van de protonen en neutronen wordt aangegeven met het massagetal. Het massagetal kan op twee manieren zijn aangegeven, bij de atoomsoort natrium zie dat als volgt: Na-23 of  $^{23}_{11}\text{Na}$ .

deeltje	massa	lading	waar in het atoom?	notatie
proton	1	1+	in de kern	$p^+$
neutron	1	0	in de kern	$n^0$
elektron	vrijwel 0	1 -	in de elektronenwolk	$e^-$

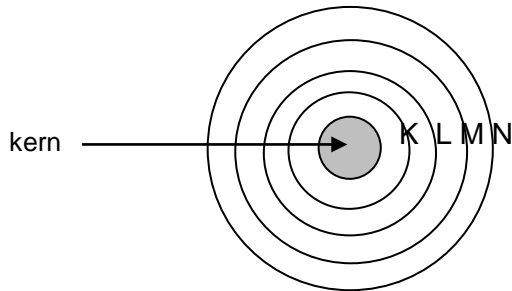
**Tabel 3.** De eigenschappen van de deeltjes van een atoom met bijbehorende plaatsen in het atoom en notaties.

Van vele atoomsoorten bestaan verschillende varianten. De verschillende varianten hebben dezelfde chemische eigenschappen, maar verschillen in massa. Ze hebben in de kern hetzelfde aantal protonen, maar een verschillend aantal neutronen. Omdat ze dezelfde chemische eigenschappen hebben, hebben ze dezelfde naam, hetzelfde symbool en staan ze in het periodiek systeem op dezelfde plek. We noemen ze isotopen. Zo bestaan bijvoorbeeld Cl-35 en Cl-37. De massa van chloor in het periodiek is een gewogen gemiddelde van de in de natuur voorkomende isotopen.

Bij een atoom geldt dat het aantal elektronen gelijk is aan het aantal protonen. Protonen hebben een positieve lading (1+) en elektronen hebben een lading die even groot is als die van de protonen maar dan negatief (1-). Een atoom in het geheel is elektrisch neutraal. Neutronen hebben geen lading.

Om de kern bevindt zich een elektronenwolk. Daarin bevinden zich de elektronen. Deze worden aangeduid met  $e^-$ . De elektronenwolk is opgebouwd uit schillen. In de

eerste schil (K schil) kunnen maximaal 2 elektronen, in de tweede schil (L schil) kunnen maximaal 8 elektronen, in de derde schil (M schil) kunnen maximaal 18 elektronen en in de vierde schil (N schil) kunnen maximaal 32 elektronen. Je kunt het maximaal aantal elektronen berekenen met de formule  $2n^2$ . Hierin is  $n$  het nummer van de schil. K is dan de eerste schil (dus  $n = 1$ ) enzovoorts. De buitenste schil is de valentieschil. Hierin zitten de valentie-elektronen. Zo heeft een natriumatoom bijvoorbeeld 1 valentie-elektron.



Je kunt de elektronenverdeling van een atoom op een verkorte manier weergeven. Voorbeeld: Na-23 heeft 11 protonen in de kern, 12 neutronen in de kern en 11 elektronen in de elektronenwolk. De elektronenconfiguratie wordt dan: (2,8,1).

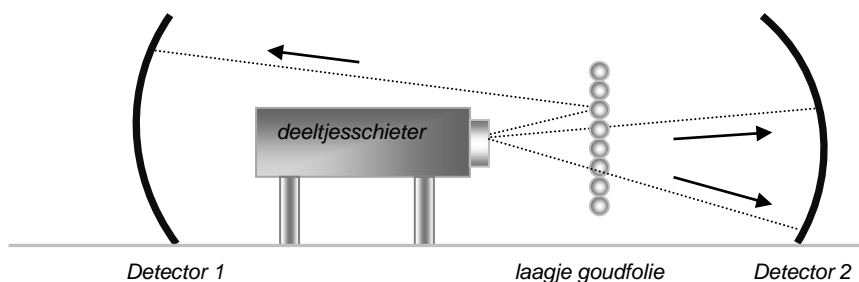
Je moet een schil eerst volmaken wil je naar de volgende schil.

**Figuur 1.** Atoommodel met schillen.

John Dalton stelde een aantal belangrijke kenmerken vast:

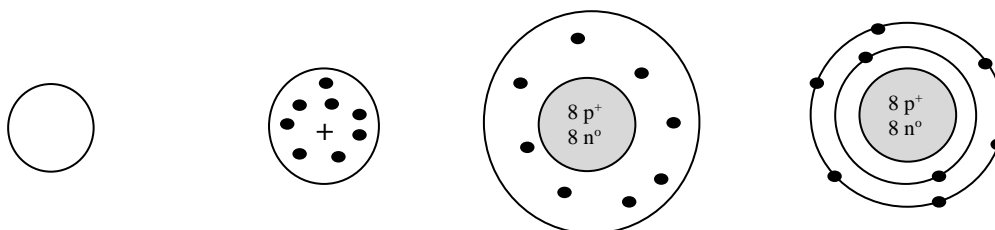
- atomen zijn onverwoestbaar
- elk element bevat één atoomsoort
- atomen van hetzelfde element hebben dezelfde massa en grootte

Joseph John Thomson een atoommodel voor; een positief geladen bol met daarin elektronen. Ernest Rutherford toonde aan dat er een kern in een atoom moet zitten. Hij heeft dit ontdekt door alfadeeltjes op een zeer dun goudlaagje te schieten. Sommige alfadeeltjes gingen door het goudfolie heen en sommige ketsten terug. Deze alfadeeltjes ketsten dus op de kern van het atoom.



**Figuur 2.** Experiment van Rutherford.

Niels Bohr bedacht dat de elektronen in schillen om de kern cirkelen.



Atoommodel Dalton

Atoommodel Thomson

Atoommodel Rutherford

Atoommodel Bohr

**Figuur 3.** Atoommodellen door de tijd heen.

Een ion is een atoom met een lading. Een atoom kan namelijk soms één of meerdere elektronen opnemen/afstaan. Als een atoom een elektron afstaat wordt het een positief geladen ion. Metalen vormen altijd positief geladen ionen. Als een atoom een elektron opneemt wordt het een negatief geladen ion. Een ion heeft een edelgasconfiguratie, dat wil zeggen een volle buitenste baan of een acht omringing (octetregel) in de buitenste schil (valentieschil). Edelgassen hebben allemaal een edelgasconfiguratie en zullen dus geen elektronen opnemen of afstaan.

De ionstraal is de straal van het ion. Bij positieve ionen is de ionstraal kleiner dan de atoomstraal (er mist een elektron in de buitenste schil, waardoor er - als er maar één elektron in zat - een schil minder gevuld is). De ionstraal is groter dan de bijhorende atoomstraal voor negatieve ionen (doordat er een elektron bij komt, kan het zijn dat er een nieuwe schil gevuld wordt waardoor de onderlinge afstoot wordt vergroot).

Metalen zijn stoffen die warmte en elektrische stroom goed geleiden. Bovendien hebben ze glans, zijn ze pletbaar en rekbaar.

Metaalionen hebben altijd een positieve lading. Niet-metaalionen zijn meestal negatief geladen. De metalloïden hebben sommige eigenschappen van een metaal en sommige eigenschappen van een niet-metaal.

Een metaalion en een niet-metaalion kunnen een verbinding vormen. Deze verbinding wordt een zout genoemd. Zouten bestaan dus uit ionen. In de naamgeving van de zouten worden eerst het metaal genoemd en daarna het niet metaal. Voorbeelden zijn natriumchloride (bestaande uit natriumionen en chlorideionen) en kaliumfluoride (bestaande uit kaliumionen en fluorideionen).

naam atoom	formule ion	naam ion
fluor	F <sup>-</sup>	fluorideion
chloor	Cl <sup>-</sup>	chlorideion
broom	Br <sup>-</sup>	bromideion
jood	I <sup>-</sup>	jodideion
zwavel	S <sup>2-</sup>	sulfideion
zuurstof	O <sup>2-</sup>	oxideion

**Tabel 4.** *Namen en formules van negatieve ionen.*

Tijdens het practicum gelden practicumregels. Bovendien hebben stoffen die een specifiek gevaar met zich meebrengen een pictogram op het etiket om het gevaar aan te geven. Dit zijn de WHMIS pictogrammen.



Een verslag bestaat uit een aantal onderdelen: titel en nummer, inleiding, onderzoeksvraag, hypothese, materiaal, chemicaliën, methode/werkwijze, resultaten, conclusie, discussie en evaluatie.

Bij een waarneming noteer je alles wat je ziet, ruikt, hoort, voelt. Vaak heb je hier ook meetwaarden. Bij een conclusie geef je een antwoord op je onderzoeksvraag. Je ziet bijvoorbeeld water borrelen, maar je conclusie is dat het water kookt.