

Hoofdstuk 5 Atoommodellen

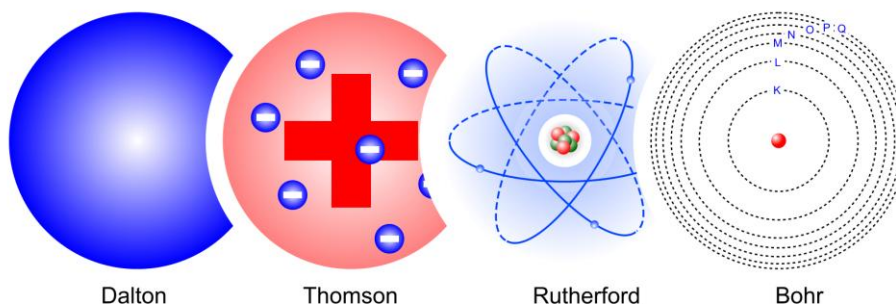
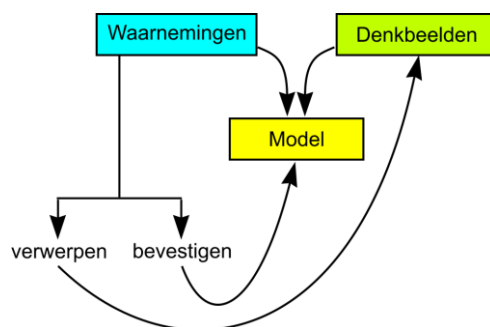
5.1 Natuurwetenschappelijk denken en modeldenken

Het is niet altijd eenvoudig om je een voorstelling te maken van dingen die je niet kan zien. Een wetenschapper werkt dan met hypothesen (*hypo* = onder; *thesis* = stelling), en hij ontwerpt een wetenschappelijk model. Een model is handig omdat het helpt om wetenschappelijke waarnemingen te begrijpen.

Het voorgestelde model en de vooropgestelde hypothesen zijn aanvaardbaar als ze de waarnemingen kunnen verklaren.

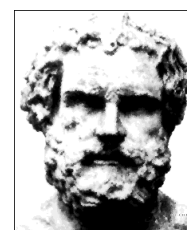
Een model wordt zolang aanvaard tot men daaruit gevolgen trekt, die in strijd zijn met nieuw ontdekte ervaringen of als men deze uit het 'verouderde' model niet kan afleiden. Het oude model moet dan aangepast worden ofwel moet een 'nieuw' model worden voorgesteld.

Het eenvoudigste atoommodel was dat van John Dalton (1803). Hij stelde de atomen (a-tomen: niet deelbaar) voor als kleine, massieve bolletjes. Hij kon er o.a. de wet van behoud van massa mee verklaren. Toen op het einde van de 19e eeuw bleek dat atomen gesplitst kunnen worden, was dit atoommodel niet langer aanvaardbaar.



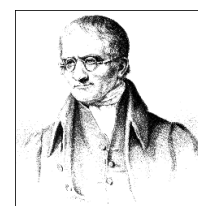
5.2 Evolutie van het atoommodel

De Grieken stelden zich al de vraag of materie oneindig deelbaar is of niet. Er werd gediscussieerd over de deelbaarheid van bijvoorbeeld een stuk krijt. Je kan dat stuk krijt in twee breken, je kan de helften nogmaals in twee breken, enz. Maar kan je dat (theoretisch natuurlijk: dit noemt men filosoferen) een oneindig aantal keer blijven doen? Of krijg je op een bepaald ogenblik een krijtdeeltje dat niet meer in twee kan gedeeld worden? Volgens **Democritus** is de laatste veronderstelling de juiste. Hij noemt die zeer kleine materiedeeltjes, die niet meer kunnen gesplitst worden, atomen (Grieks: 'ατομος' *a-tomos* = niet deelbaar). We kunnen hem gerust de peetvader van het atoom noemen, want hij geeft het begrip een naam.



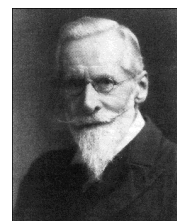
Afb. 5.1 –
Democritus
(460 – 380 v.C.)

J. Dalton is de vader van de moderne atoomtheorie. Volgens hem bestaan alle stoffen uit zeer kleine deeltjes, namelijk **atomen**. Er zijn zoveel verschillende atoomsoorten als er elementen zijn (een honderdtal). Met ieder element kan men dus één atoomsoort associëren. Elke atoomsoort heeft een bepaalde massa. Waterstofatomen hebben de kleinste massa, de massa van uraanatomen is 238 keer groter. In een samengestelde stof zijn die atomen op een bepaalde manier, in een bepaalde verhouding, met elkaar gebonden (Wet van de constante massaverhoudingen – Hoofdstuk 3). Dalton gebruikte ook voor het eerst verschillende symbolen voor de verschillende atoomsoorten.



Afb. 5.2 – John Dalton
(1766 – 1844)

Net voor de twintigste eeuwwisseling (1870-1897) stelt men vast dat de atomen niet ondeelbaar zijn, maar opgebouwd zijn uit nog kleinere deeltjes (**elementaire deeltjes**). Zo ontdekte **W. Crookes** de **kathodestralen**, waarvan hij dacht dat het atomen waren in een vierde aggregatietoestand.



Afb. 5.3 – William Crookes (1832 – 1919)



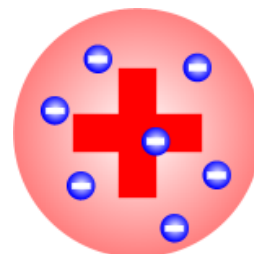
Afb. 5.4 – Joseph John Thomson (1856 – 1940)

In 1897 kon **J.J. Thomson** aantonen dat het geen atomen zijn, maar veel kleinere, negatief geladen deeltjes (massa 1800 keer kleiner dan de massa van een H-atoom), die uit de atomen losgekomen zijn. Het **elektron** (symbool: e) is ontdekt. Als we de massa van een H-

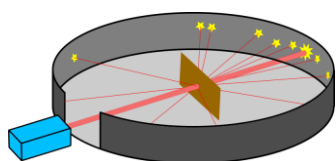
atoom als eenheid nemen (massa $H = 1$), dan is de massa van het elektron 0,000 54.

Diezelfde Thomson veronderstelt dat een atoom bestaat uit een homogene, positieve sfeer, waarin de positieve lading

overeenstemt met de lading van alle, daarin gevangen, negatief geladen elektronen. De elektronen in dat model zijn te vergelijken met de krenten, verdeeld in een pudding, vandaar de Engelse term 'plumpuddingmodel'.

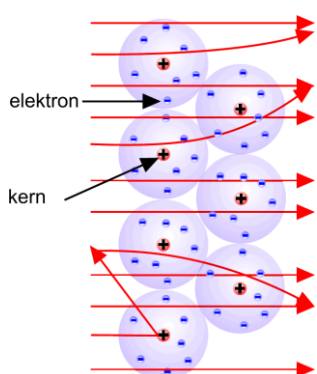


Figuur 5.1 – Atoommodel volgens Thomson



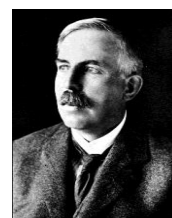
Figuur 5.2 – Proef van Rutherford

Deze hypothese houdt echter niet lang stand. **E. Rutherford** stelde namelijk vast dat atomen een ijle structuur hebben. Bij het beschieten van een goudplaatje met snelle, energierijke partikels vliegen de meeste partikels gewoon dwars doorheen het goudplaatje. Hij veronderstelde dat atomen bestaan uit een compacte **kern**, waarin positief geladen



deeltjes zitten, met daarrond een ijle 'wolk' van snelbewegende elektronen. De energierijke partikels vliegen gewoon dwars doorheen die wolk. Als ze in de buurt van een atoomkern passeren wijken ze wat af. Enkel als ze met een kern botsen worden ze teruggekaatst.

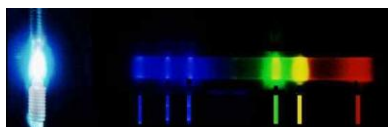
In 1911 kon Rutherford de positief geladen deeltjes uit de kern afzonderen. Hij noemde ze protonen (symbool: p). De massa van het proton is nagenoeg gelijk aan de massa van een H-atoom: massa proton = 1.



Afb. 5.5 – Ernest Rutherford (1871 – 1937)

Figuur 5.3 – Proef van Rutherford

N. Bohr tenslotte leidt uit de studie van de spectra van waterstof en enkele andere elementen af dat de elektronen in de elektronenwolk niet zomaar willekeurig bewegen. Hun beweging is aan bepaalde regels gebonden. Volgens Bohr zijn er een beperkt aantal energieniveaus waarop de elektronen voorkomen. Hij noemt die niveaus **schillen**. De verdeling van de elektronen over de schillen noemt men de **elektronenconfiguratie** van het atoom.

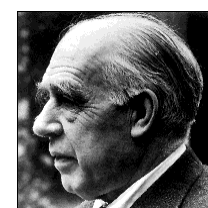


Afb. 5.3 – Spectrum van kwik

Een spectrum is een reeks kleurenbanden die men bekomt door elementen te verhitten, en het vrijgekomen licht te ontbinden, bijvoorbeeld door een glazen prisma.

In 1932 ontdekte **J. Chadwick** een neutraal deeltje in de atoomkern, dat de toepasselijke naam 'neutron' kreeg (symbool: n). Een neutron bezit nagenoeg dezelfde massa als een proton: massa neutron = 1.

Protonen, elektronen en neutronen worden **elementaire deeltjes** genoemd. De absolute waarde van de lading van een elektron of van een proton is de kleinste die ooit werd waargenomen en stellen we daarom gelijk aan 1. De lading van een



Afb. 5.1 – Niels Bohr (1885 – 1962)



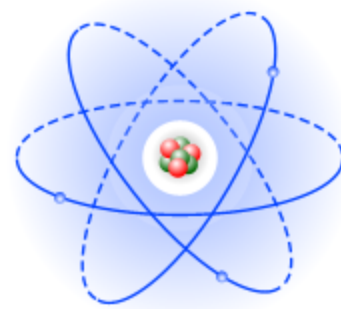
Afb. 5.2 – Sir James Chadwick (1891 – 1974)

proton is dus 1+ en die van een elektron 1–. Deze lading noemt men de eenheidslading (alle ladingen zijn veelvouden van deze eenheidslading).

Door combinatie van de namen van de twee belangrijkste ontwerpers van het atoommodel spreken we van het **atoommodel van Rutherford-Bohr**.

Een atoom bestaat uit een centraal gelegen, positieve kern, met daar rond bewegende elektronen, die zich op bepaalde afstanden om de kern, in banen, bewegen zoals planeten rond de zon.

Dit model is vrij eenvoudig, maar het laat toch toe de meeste elementaire chemische verschijnselen te verklaren en te voorspellen. En dat is tenslotte de bedoeling van een model.



Figuur 5.4 – Atoommodel van Rutherford-Bohr



#1

Vul volgende gegevens van de elementaire deeltje in:



Elementair deeltje	Ontdekker	Jaartal
proton		
neutron		
elektron		

5.3 Samenstelling van een atoom

Via diverse experimenten heeft men aangetoond dat atomen niet ondeelbaar zijn, maar opgebouwd zijn uit nog kleinere elementaire deeltjes: protonen, neutronen en elektronen.

De protonen en de neutronen (samen ook nucleonen genoemd) bevinden zich in de kern (nucleus): een compact bolletje in het centrum van het atoom. De elektronen bewegen met een zeer grote snelheid rond die kern in de elektronenwolk of -mantel.

De belangrijkste eigenschappen van de elementaire deeltjes zijn hun lading en massa.

Protonen zijn positief geladen, elektronen negatief, neutronen zijn ongeladen (neutraal). De ladingen van het proton en van het elektron zijn, op het teken na, gelijk.

Protonen en neutronen hebben een massa die (ongeveer) even groot is als de massa van een H-atoom (de atoomsoort met de kleinste massa). Om de massa's eenvoudig te kunnen uitdrukken, werd de **atoommassa-eenheid** (symbool: u) ingevoerd.

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

De massa van proton en neutron is 1 u. De massa van een elektron is ongeveer 2000 keer kleiner en bijna te verwaarlozen: 0,000 54 u.



#2

Vul onderstaande tabel aan:



Elementair deeltje	Symbool	Lading	Massa (in u)
proton			
.....			
elektron			

Alle atoomsoorten zijn opgebouwd uit deze elementaire deeltjes. Het enige verschil tussen de atoomsoorten is het aantal elementaire deeltjes van elke soort.

Het aantal protonen in de kern van een bepaald atoom, het **protonengetal** of **atoomnummer** (symbool: Z), bepaalt de aard van het atoom. Het aantal elektronen (lading $1-$) dat in de elektronenmantel beweegt, is gelijk aan het aantal protonen (lading $1+$) in de kern: een atoom is dus steeds elektrisch neutraal. Dit atoomnummer (Z) vinden we terug in het zogenaamde Periodiek Systeem: een tabel waarin allerlei belangrijke gegevens over de atomen terug te vinden zijn. Het atoomnummer (Z) is meteen ook het volgnummer of ranggetal van het atoom.

Daar de elektronen een te verwaarlozen massa hebben, zit alle massa van het atoom geconcentreerd in de kern: protonen en neutronen, samen de nucleonen genoemd, bepalen de massa van een atoom. Het aantal nucleonen in een atoom wordt weergegeven door het **nucleonengetal** of **massagetal** (symbool: A). We vinden dit niet terug in het Periodiek Systeem, maar het is meestal gelijk aan de op de eenheid afgeronde atoommassa die wel vermeld is. Het aantal neutronen in de kern (**neutronengetal**) kunnen we dus terugvinden door het aantal protonen (Z) af te trekken van het aantal nucleonen (A).



#3

Vul onderstaande tabel aan:



Elementaire deeltjes	Locatie	Aantal
protonen		
neutronen		
elektronen		

Heel vaak stelt men een atoomsoort, samen met het atoomnummer en het massagetal, als volgt voor: A_ZX . In een atoom X heb je Z protonen, Z elektronen en $(A-Z)$ neutronen.



#4

Bereken het aantal elementaire deeltjes in een Fe-atoom: ${}^{56}_{26}\text{Fe}$

Aantal protonen

Aantal elektronen

Aantal neutronen

.....	
.....	
.....	





#5

Een atoom uraan $^{238}_{92}\text{U}$ bestaat uit:

Aantal protonen

Aantal elektronen

Aantal neutronen

.....	
.....	
.....	



#6

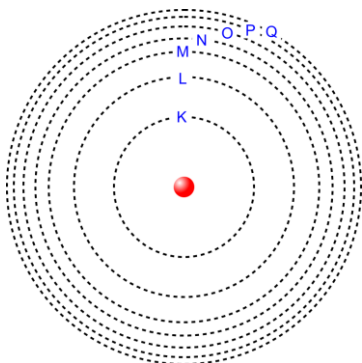
Vul onderstaande tabel in. Zoek de ontbrekende gegevens in het Periodiek Systeem.

Element	Z	A	Aantal protonen	Aantal neutronen	Aantal elektronen
Li	3	7			
Be		9			
	6	12			
		27			13
			35	45	
	79	197			
Ra		226			

5.4 Elektronenconfiguraties

Uit het onderzoek van spectra is gebleken dat de elektronen in de elektronenmantel niet zomaar wanordelijk aanwezig zijn.

Bohr gaf een verklaring voor deze spectra: de elektronen zijn verdeeld over een aantal welbepaalde energieniveaus of schillen (K-, L-, M-, N-, O-, P-, Q-schil). In een bepaalde schil hebben alle elektronen dezelfde energie, die groter is naarmate ze in een hogere schil zitten. In elke schil kunnen bovendien slechts een beperkt aantal elektronen voorkomen.



Figuur 5.5 – Schillen volgens Bohr

Schil		Maximaal aantal elektronen
Nummer	Naam	
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32

Schil		Maximaal aantal elektronen
Nummer	Naam	
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32

De elektronen van een bepaald atoom zitten zoveel mogelijk in de laagste schil. Pas als die schil vol is zijn ook elektronen aanwezig in de volgende schil. Op die manier komen we tot volgende elektronenverdelingen of elektronenconfiguraties voor de eerste 20 elementen.

Atoom	Z	K	L	M	N	Eenvoudige voorstellingen	
H	1	1				K^1	1
He	2	2				K^2	2
Li	3	2	1			$K^2 L^1$	2-1
Be	4	2	2			$K^2 L^2$	2-2
B	5	2	3			$K^2 L^3$	2-3
C	6	2	4			$K^2 L^4$	2-4
N	7	2	5			$K^2 L^5$	2-5
O	8	2	6			$K^2 L^6$	2-6
F	9	2	7			$K^2 L^7$	2-7
Ne	10	2	8			$K^2 L^8$	2-8
Na	11	2	8	1		$K^2 L^8 M^1$	2-8-1
Mg	12	2	8	2		$K^2 L^8 M^2$	2-8-2
Al	13	2	8	3		$K^2 L^8 M^3$	2-8-3
Si	14	2	8	4		$K^2 L^8 M^4$	2-8-4
P	15	2	8	5		$K^2 L^8 M^5$	2-8-5
S	16	2	8	6		$K^2 L^8 M^6$	2-8-6
Cl	17	2	8	7		$K^2 L^8 M^7$	2-8-7
Ar	18	2	8	8		$K^2 L^8 M^8$	2-8-8

Vaak zijn deze elektronenconfiguraties weergegeven in het Periodiek Systeem. Bij het element zuurstof bijvoorbeeld vind je de elektronenconfiguratie:

Dit betekent dat zuurstof volgende configuratie heeft: $K^2 L^6$

2
6



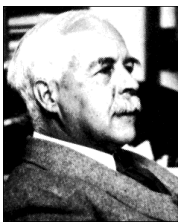
#7

Schrijf de elektronenconfiguraties van volgende elementen op twee manieren. Zoek de ontbrekende gegevens in het Periodiek Systeem.



Be		
Na		
Cl		
Ne		
Ca		

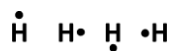
5.5 Lewisnotatie



Afb. 5.5 – Gilbert Lewis
(1875-1946)

Omdat het aantal elektronen in de buitenste schil de eigenschappen van een element bepaalt, stelde Lewis voor om enkel deze elektronen weer te geven door middel van bolletjes die links, rechts, boven of onder het symbool getekend worden (elektronenstip-voorstelling).

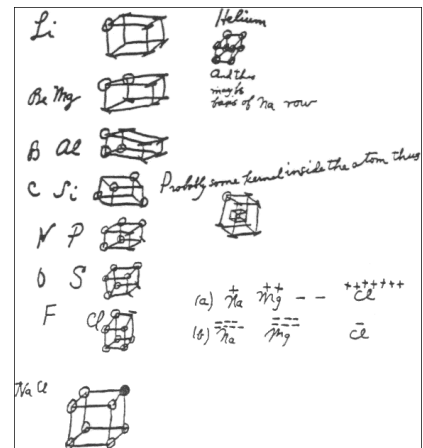
Voor waterstof (K^1) geeft dit:



In de K-schil is slechts plaats voor maximaal 2 elektronen. Indien, zoals bij helium (K^2), in de K-schil 2 elektronen aanwezig zijn, dan vormen ze een zogenaamd **elektronenpaar** of **doublet**. Een elektronenpaar kan ook voorgesteld worden met een streepje. Links, rechts, onder, boven: maakt niet uit.



In de buitenste schil van de andere elementen zitten (meestal) hoogstens acht elektronen: zoveel mogelijk **ongepaarde elektronen** (maximaal 4) en, indien nodig, ook elektronenparen.



Afb. 5.4 – Voorstellingen van Lewis

Li $K^2 L^1$ $\cdot\text{Li}$	Be $K^2 L^2$ $\cdot\text{Be}\cdot$	B $K^2 L^3$ $\cdot\text{B}\cdot$	C $K^2 L^4$ $\cdot\text{C}\cdot$	N $K^2 L^5$ $\cdot\text{N}\cdot$	O $K^2 L^6$ $\cdot\text{O}\cdot$	F $K^2 L^7$ $\text{F}\cdot$	Ne $K^2 L^8$ Ne
Na $K^2 L^8 M^1$	Mg $K^2 L^8 M^2$	Al $K^2 L^8 M^3$	Si $K^2 L^8 M^4$	P $K^2 L^8 M^5$	S $K^2 L^8 M^6$	Cl $K^2 L^8 M^7$	He $K^2 L^8 M^8$

Aantal elektronen in de buitenste schil	1	2	3	4	5	6	7	8
Lewisnotatie	$\cdot \underset{\cdot}{\text{X}}$	$\cdot \underset{\cdot}{\text{X}} \cdot$  $\cdot \underset{\cdot}{\text{He}}$	$\cdot \underset{\cdot}{\text{X}} \cdot$	$\cdot \underset{\cdot}{\text{X}} \cdot$	$\cdot \underset{\cdot}{\text{X}} \cdot$	$\cdot \underset{\cdot}{\text{X}} \cdot$	$\cdot \underset{\cdot}{\text{X}} \cdot$	$\cdot \underset{\cdot}{\text{X}} \cdot$



#8

Schrijf de lewisnotatie van



A	Een atoom uit groep 13 (IIIa)	
B	Het atoom met 12 elektronen	
C	Een atoom met 4 elektronen in de buitenste schil	
D	Een edelgasatoom (niet He)	
E	Een atoom uit de alkalimetaleengroep	