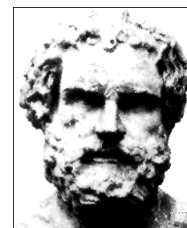


Hoofdstuk 4

Atoombouw en Periodiek Systeem

4.1 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. 4.1 – 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.

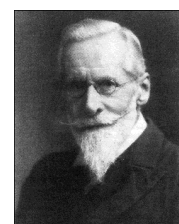


Afb. 4.2 – John Dalton
(1766 – 1844)



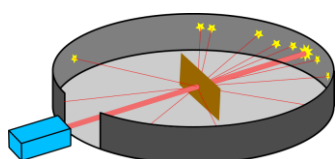
Afb. 4.4 – Joseph
John Thomson
(1856 – 1940)

Net voor de twintigste eeuwswisseling (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.

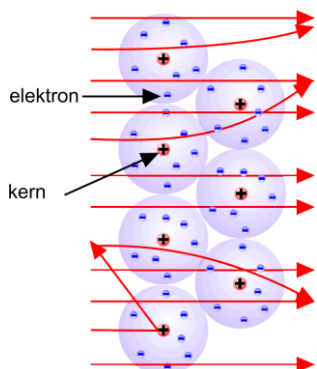


Afb. 4.3 – William
Crookes
(1832 – 1919)

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.

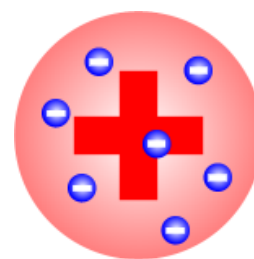


Figuur 4.1 – Proef van Rutherford



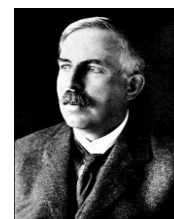
Figuur 4.3 – Proef van Rutherford

Dezelfde 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 4.2 – Atoommodel
volgens Thomson

Deze hypothese (*hypo* = onder / *thesis* = stelling) 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

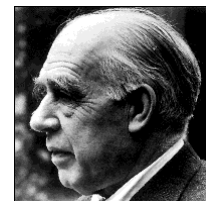


Afb. 4.5 – Ernest
Rutherford
(1871 – 1937)

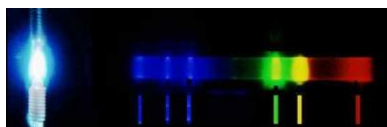
atoomkern passeren wijken ze wat af. Enkel als ze met een kern botsen worden ze teruggekaatst.

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.

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. 4.6 – Niels Bohr (1885 – 1962)



Afb. 4.7 – 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.



Afb. 4.8 – Sir James Chadwick (1891 – 1974)

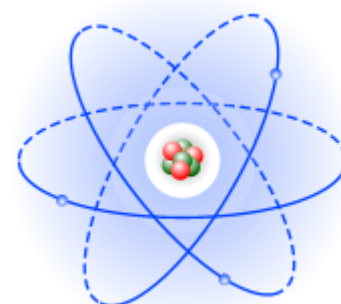
In 1932 ontdekte **J. Chadwick** een neutraal deeltje in de atoomkern, dat de toepasselijke naam 'neutron' kreeg (symbool: n). Een neutron bezit nagenoeg dezelfde massa als een proton: massa neutron = 1.

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 proton is dus 1+ en die van een elektron 1-. Deze lading noemt men de eenheidslading (alle ladingen zijn veelvoud 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 4.4 – Atoommodel van Rutherford-Rutherford-Bohr



#1

Vul volgende gegevens van de elementaire deeltje in:



Elementair deeltje	Ontdekker	Jaartal
proton		
neutron		
elektron		

4.2 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).

Voor het aantal protonen en het aantal elektronen is belangrijk in de chemie. Zo bevat het eerste element (H) 1 proton in de kern en 1 elektron er rond. Waterstof is de enige atoomsoort zonder neutronen in de kern. De massa van een H-atoom = 1.

Het tweede element (He) bevat 2 protonen in de kern en 2 elektronen er rond. Omdat de kern van een heliumatoom ook 2 neutronen bevat is de massa van een He-atoom = 4.

Lithium, het element met atoomnummer 3, bevat 3 protonen in de kern en 3 elektronen er rond, enz.

Het aantal neutronen is in de chemie minder belangrijk



#3

Vul onderstaande tabel aan:



Elementaire deeltjes	Locatie	Aantal
protonen		
neutronen		
elektronen		



#4

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



Element	Z	Aantal protonen	Aantal elektronen
Be			
	6		
		8	
			10
Na			
	17		
		30	
			79
U			

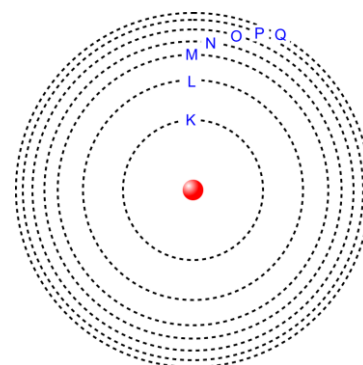
4.3 Elektronenconfiguraties

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



Figuur 4.5 – Spectrum van waterstof

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 4.6 – Schillen volgens Bohr

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

Atoom	Z	K	L	M	N	Eenvoudige voorstellingen	
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



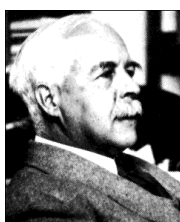
#5

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



Be		
Na		
Cl		
Ne		
Ca		

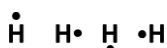
4.4 Lewisvoorstelling



Afb. 4.10 – 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.

Voor waterstof (K^1) geeft dit:

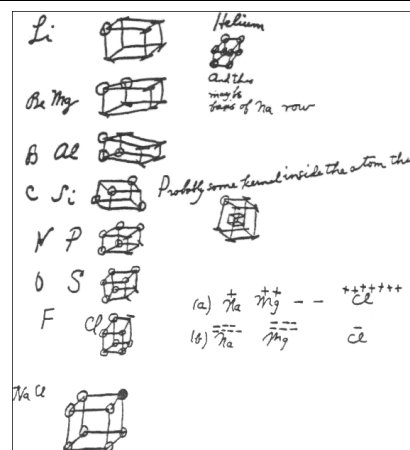


In de K-schil is slechts plaats voor maximaal 2 elektronen. Indien, zoals bij helium (K^2), in de K-schil 2 elektronen aanwezig zijn, dan vormen ze een zogenaamd **elektronenpaar** of **doublet**.

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. 4.9 – Voorstellingen van Lewis

Li K ² L ^① •Li	Be K ² L ^② •Be•	B K ² L ^③ •B•	C K ² L ^④ •C•	N K ² L ^⑤ •N•	O K ² L ^⑥ •O•	F K ² L ^⑦ •F•	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
Lewisvoorstelling	•X	•X• ⚠ •He•	•X•	•X•	•X•	•X•	•X•	•X•



#6

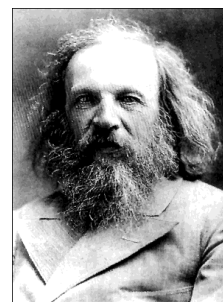
Schrijf de lewisvoorstelling van

A	Een atoom uit groep 13 (IIla)	
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	

4.5 Elektronenconfiguraties en het Periodiek Systeem van de Elementen

4.5.1 Historiek

Dmitri Ivanovitsj Mendelejev heeft als eerste de (toen gekende) elementen gerangschikt. Hij rangschikte ze volgens stijgende massa van de atomen. Als hij op het geschikte moment met een nieuwe rij begon, stelde hij vast dat de elementen met vergelijkbare eigenschappen onder elkaar kwamen te staan. Om dit effect te bereiken, maakte hij af en toe een sprongetje en staaft de lege plaats in zijn tabel met de bewering dat daar een element thuishoorde dat nog niet ontdekt was. Hij voorspelde zelfs vrij nauwkeurig een aantal eigenschappen van nog ongekende elementen.



Afb. 4.11 – Dmitri Mendelejev (1834 – 1907)

In 1869 publiceerde Mendelejev zijn eerste tabel.

Zo was het element germanium (Ge) toen nog niet gekend. Hij liet dus een hokje open op die plaats en noemde dat element eka-silicium. Hij voorspelde een aantal eigenschappen en hieronder kan je zien dat zijn voorspellingen vrij nauwkeurig waren.

Hieronder vind je enkele eigenschappen van dit element, van de overeenkomstige enkelvoudige stof en van een aantal samengestelde stoffen.

Eigenschap	Eka-silicium	Ge
atoommassa	72 u	72,63 u
dichtheid	$5,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$	$5,47 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
atoomvolume	13	13.22
soortelijke warmte	$0,073 \frac{\text{J}}{\text{kg.K}}$	$0,076 \frac{\text{J}}{\text{kg.K}}$
dichtheid GeO_2	$4,7 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$	$4,703 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
kookpunt van GeCl_4	<100 °C	86 °C

Afb. 4.12 – Eerste tabel van Mendelejev

4.5.2 Verband tussen de elektronenconfiguratie en de plaats in het PSE

Het PSE dat we nu gebruiken ziet er enigszins anders uit.

In het huidige PSE zijn de elementen gerangschikt volgens twee criteria:

1. het protonengetal of atoomnummer (Z)
2. eigenschappen van de elementen

Te beginnen met waterstof ($Z = 1$) worden de elementen naast elkaar geschreven volgens toenemend protonengetal. Deze rangschikking levert praktisch hetzelfde resultaat op als de rangschikking volgens stijgende atoommassa's.

De rangschikking is zodanig dat elementen met analoge eigenschappen onder elkaar staan in dezelfde kolom.

Daardoor onderscheiden we in het huidige PSE:

- 7 horizontale rijen: **perioden**,
- 18 verticale kolommen: **groepen**.

De 18 groepen worden genummerd van 1 tot 18. De vroegere indeling in 8 **hoofdgroepen** (Ia tot VIIa + groep 0) en 8 **nevengroepen**, (Ib tot VIIb + VIII -

Figuur 4.7 – Hoofd- en nevengroepen

overgangselementen), waarbij de achtste nevgroep drie kolommen omvat, wordt ook nog vaak gebruikt.

Het nummer van de periode = het aantal elektronenschillen.

Het nummer van de hoofdgroep = het aantal elektronen in de buitenste schil (uitzondering: He).

De elementen die in een zelfde hoofdgroep staan, hebben analoge eigenschappen. De elementen uit groep 1 (Ia) bijvoorbeeld lijken op elkaar, zoals uit onderstaande proefjes blijkt.



#1

We laten voorzichtig een klein stukje natriummetaal in een schaal met water, waaraan enkele druppels fenolftaleïne werden toegevoegd, vallen. Beschrijf wat er gebeurt?

We laten ook een klein stukje kaliummetaal in een schaal met water, waaraan enkele druppels fenolftaleïne werden toegevoegd, vallen. Beschrijf wat er gebeurt?

Zowel natrium- als kaliummetaal worden bewaard onder petroleum. Waarom?



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

De meeste hoofdgroepen kregen een eigen naam. Volgende groepsnamen worden vaak gebruikt en moeten gekend zijn:

1	Ia	Li – Na – K (– Rb – Cs – Fr)	alkalimetalen
2	IIa	(Be –) Mg – Ca – (Sr –) Ba	aardalkalimetalen
17	VIIa	F – Cl – Br – I (– At)	halogenen
18	0	He – Ne – Ar (– Kr – Xe – Rn)	edelgassen

Al de elementen uit de nevgroepen hebben gelijkaardige eigenschappen. Het zijn allemaal metalen. Er zijn echter ook verschillen. Men noemt ze **overgangselementen**.

In het huidige PSE zijn de elementen gerangschikt volgens toenemend protonengetal (Z).

Elementen uit een zelfde hoofdgroep hebben analoge eigenschappen.

De elementen uit de nevgroepen (overgangselementen) zijn allemaal metalen.

De analoge eigenschappen van de elementen uit dezelfde hoofdgroepen blijken uit de formules van een aantal verbindingen van die elementen met chloor en met zuurstof:

1 Ia	2 IIa	13 IIIa	14 IVa	15 Va	16 VIa	17 VIIa
LiCl	BeCl ₂	BCl ₃	CCl ₄	NCl ₃	Cl ₂ O	ClF
NaCl	MgCl ₂	AlCl ₃	SiCl ₄	PCl ₃	SCl ₂	ClCl
KCl	CaCl ₂	GaCl ₃	GeCl ₄	AsCl ₃	SeCl ₂	BrCl

Helemaal onderaan in het PSE vinden we 28 (meestal minder gekende) elementen terug. Ze werden afzonderlijk gerangschikt om redenen die we later zullen bespreken. Het zijn de **lanthaniden** (nummers 58 – 71) en de **actiniden** (nummers 90 – 103).

Element 92 is uraan. Het is het laatste natuurlijke element in het PSE. Alle volgende elementen zijn kunstmatig (man made). De elementen met atoomnummer groter dan 92 noemt men de **transuranen**.

4.5.3 Buitenste schil

We stelden vast dat natrium- en kaliummetaal analoge chemische eigenschappen vertonen (reactie met water – Experiment #1). Deze beide elementen vinden we terug in groep 1 (Ia), samen met Li, Rb en Cs, die ook analoge eigenschappen vertonen. We noemen dit de **alkalimetalen**.

Schrijven we de elektronenconfiguraties van deze elementen, dan zien we dat er in de laatste of **buitenste schil** van deze elementen telkens 1 elektron zit.

Element	Z	Elektronenconfiguratie		Aantal elektronen in de buitenste schil
Li	3	$K^2 L^1$	2 – ①	1
Na	11	$K^2 L^8 M^1$	2 – 8 – ①	1
K	19	$K^2 L^8 M^8 N^1$	2 – 8 – 8 – ①	1
Rb	37	$K^2 L^8 M^{18} N^8 O^1$	2 – 8 – 18 – 8 – ①	1
Cs	55	$K^2 L^8 M^{18} N^{18} O^8 P^1$	2 – 8 – 18 – 18 – 8 – ①	1
Fr	87	$K^2 L^8 M^{18} N^{32} O^{18} P^8 Q^1$	2 – 8 – 18 – 32 – 18 – 8 – ①	1

We stellen hetzelfde vast bij de andere hoofdgroepen: ook die elementen hebben evenveel elektronen in de buitenste schil en het aantal is gelijk aan het nummer van de hoofdgroep.

Lanthaniden

Actiniden

Transuranen

Figuur 4.8 – Lanthaniden, actiniden en transuranen

Aardalkalimetalen – Groep 2 (IIa) – 2 elektronen in de buitenste schil

Element	Z	Elektronenconfiguratie		Aantal elektronen in de buitenste schil
Be	4	$K^2 L^2$	2 – ②	2
Mg	12	$K^2 L^8 M^2$	2 – 8 – ②	2
Ca	20	$K^2 L^8 M^8 N^2$	2 – 8 – 8 – ②	2
Sr	38	$K^2 L^8 M^{18} N^8 O^2$	2 – 8 – 18 – 8 – ②	2
Ba	56	$K^2 L^8 M^{18} N^{18} O^8 P^2$	2 – 8 – 18 – 18 – 8 – ②	2

Halogenen – Groep 17 (VIIa) – 7 elektronen in de buitenste schil

Element	Z	Elektronenconfiguratie		Aantal elektronen in de buitenste schil
F	9	$K^2 L^7$	2 – ⑦	7
Cl	17	$K^2 L^8 M^7$	2 – 8 – ⑦	7
Br	35	$K^2 L^8 M^8 N^7$	2 – 8 – 8 – ⑦	7
I	53	$K^2 L^8 M^{18} N^8 O^7$	2 – 8 – 18 – 8 – ⑦	7

Elementen uit dezelfde hoofdgroep van het Periodiek Systeem hebben analoge eigenschappen. Ze hebben hetzelfde aantal elektronen in de buitenste schil.

Het zijn deze elektronen in de buitenste schil, de zogenaamde valentie-elektronen, die de eigenschappen van een element bepalen.

Het aantal elektronen in de buitenste schil is gelijk aan het nummer van de hoofdgroep.

 De edelgassen staan in groep 18 (0), maar ze hebben 8 elektronen in de buitenste schil, uitgezonderd He dat er maar twee heeft in de K-schil.

4.5.4 Edelgassen

De elementen van groep 18 (0) van het Periodiek Systeem zijn heel stabiel. Ze reageren niet met andere elementen. Dit is trouwens de reden waarom ze pas laat ontdekt werden.

Bij het bekijken van hun elektronenconfiguraties stellen we vast dat ze alle 8 elektronen bezitten in de buitenste schil.



Helium is de uitzondering: de K-schil is maximaal bezet met 2 elektronen.

He	2	 K^2
Ne	10	$K^2 L^8$
Ar	18	$K^2 L^8 M^8$

Kr	36	$K^2 L^8 M^{18} N^8$
Xe	54	$K^2 L^8 M^{18} N^{18} O^8$
Rn	86	$K^2 L^8 M^{18} N^{32} O^{18} P^8$

Daar de eigenschappen van een element bepaald worden door de elektronen in de buitenste schil, de **valentie-elektronen**, is deze speciale configuratie de oorzaak van de grote stabiliteit van de edelgassen. Men noemt die de **edelgasconfiguratie**. Men spreekt ook over de **octetstructuur**, behalve bij helium uiteraard.

De edelgasconfiguratie is een zeer stabiele configuratie.

Uitgezonderd bij helium He , bestaat ze uit een octetstructuur. $\cdot\cdot$ $\boxed{\cdot\cdot}$ $\boxed{\cdot\cdot}$ $\boxed{\cdot\cdot}$ $\boxed{\cdot\cdot}$ $\boxed{\cdot\cdot}$ $\boxed{\cdot\cdot}$ $\boxed{\cdot\cdot}$

Andere atomen proberen deze stabiele edelgasconfiguratie te verkrijgen.

Dit kan op verschillende manieren gebeuren, zoals we in de volgende paragrafen bespreken:

1. door het vormen van ionen (zie ionen en **ionbinding**)
2. door het vormen van moleculen (zie moleculen en **atoombinding**)

4.6 Ionen - Ionbinding

4.6.1 Positieve ionen

Bekijken we de elektronenconfiguraties van de metalen, dan stellen we vast dat er in de buitenste schil van die elementen een beperkt aantal elektronen voorkomt: 1, 2, 3 of, uitzonderlijk, 4, zoals bij lood.

Afb. 4.13 – Buitenste schil bij de metalen

Deze elementen hebben dus geen stabiele edelgasconfiguratie. De meeste metalen kunnen echter die configuratie verkrijgen door 1, 2 of 3 elektronen af te geven, zoals blijkt uit onderstaande voorbeelden.

Een natriumatoom heeft 1 elektron in de buitenste schil. Door dit ene elektron af te geven, wordt de L-schil de buitenste schil, met daarin 8 elektronen. Het deeltje dat op die manier ontstaat heeft een stabiele edelgasconfiguratie, maar is niet meer neutraal. De elektronenmantel bevat nog maar 10 negatieve elektronen, terwijl er nog altijd 11 positieve protonen in de kern zitten.

Het neutrale natriumatoom (Na) is een positief geladen natriumion (Na^+) geworden.



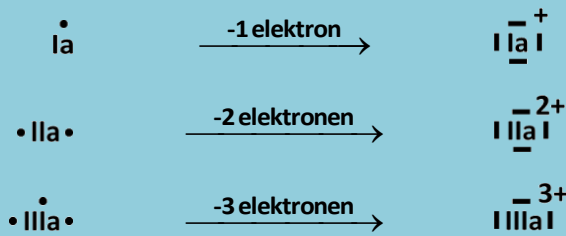
Op analoge wijze kunnen nog andere **eenwaardig-positieve metaalionen** ontstaan.



Bij veel metaalatomen volstaat het afgeven van 1 elektron niet om een stabiele edelgasconfiguratie te verkrijgen. Ze moeten 2 of 3 elektronen kwijtraken om stabiel te worden. Op die manier ontstaan **tweewaardig-positieve** en **driewaardig-positieve metaalionen**.



De metalen uit de hoofdgroepen 1 (Ia), 2 (IIa) en 3 (IIIa) vertonen de neiging om 1, 2 of 3 elektronen af te geven. De op die manier verkregen positieve ionen (1+ , 2+ , 3+) bezitten een stabiele edelgasconfiguratie.



4.6.2 Negatieve ionen

Als we de elektronenconfiguraties van de niet-metalen bekijken, dan stellen we vast dat er in de buitenste schil van die elementen tamelijk veel elektronen voorkomen: 4, 5, 6 of 7.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H Hydrogen 1,00794																	2 He Helium 4,002602
2	3 Li Lithium 6,941	4 Be Beryllium 9,012182											5 B Boron 10,811	6 C Carbon 12,0107	7 N Nitrogen 14,0067	8 O Oxygen 15,9994	9 F Fluorine 18,9984032	10 Ne Neon 20,1797
3	11 Na Natrium 22,98976928	12 Mg Magnesium 24,3050											13 Al Aluminium 26,9815386	14 Si Silicon 28,0855	15 P Phosphorus 30,973762	16 S Sulfur 32,065	17 Cl Chloor 35,453	18 Ar Argon 39,948
4	19 K Kalium 39,0983	20 Ca Calcium 40,078	21 Sc Scandium 44,955912	22 Ti Titanium 47,867	23 V Vanadium 50,9415	24 Cr Chroom 51,9961	25 Mn Manganees 54,938045	26 Fe Izer 55,845	27 Co Cobalt 58,933195	28 Ni Nikkel 58,6934	29 Cu Koper 63,546	30 Zn Zink 65,38	31 Ga Gallium 69,723	32 Ge Germanium 72,64	33 As Arsen 74,921595	34 Se Selen 78,96	35 Br Bromine 79,904	36 Kr Krypton 83,798
5	37 Rb Rubidium 85,4678	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,90585	40 Zr Zirkonium 91,224	41 Nb Niobium 92,90638	42 Mo Molybdeen 95,96	43 Tc Technetium (97,9072)	44 Ru Ruthenium 101,07	45 Rh Rhodium 102,90550	46 Pd Palladium 106,42	47 Ag Zilver 107,8682	48 Cd Cadmium 112,411	49 In Indium 114,818	50 Sn Tin 118,710	51 Sb Antimon 121,760	52 Te Telluurn 127,60	53 I Jodium 126,90547	54 Xe Xenon 131,29
6	55 Cs Cesium 132,9054519	56 Ba Barium 137,327	57-71 Lanthanum tot Lutetium	72 Hf Hafnium 178,49	73 Ta Tantala 180,94788	74 W Tungsten 183,84	75 Re Rhenium 186,207	76 Os Osmium 190,23	77 Ir Iridium 192,222	78 Pt Platina 195,084	79 Au Goud 196,966569	80 Hg Kwik 200,59	81 Tl Thallium 204,3833	82 Pb Lood 207,2	83 Bi Bismut 208,98040	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (209)	86 Rn Radon (222)
7	87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89-103 Actiniden	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (266)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (277)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (271)	111 Rg Roentgenium (272)							

Afb. 4.14 – Buitenste schil bij de niet-metalen

Deze elementen bezitten dus geen stabiele edelgasconfiguratie. Ze kunnen echter die configuratie verkrijgen door 4, 3, 2 of 1 elektronen op te nemen, zoals blijkt uit onderstaande voorbeelden. Later zullen we aantonen dat het opnemen van vier elektronen energetisch onmogelijk is. Ook drie elektronen opnemen is al zeer moeilijk en kan enkel bij het stikstofatoom.

Een chlooratoom heeft 7 elektronen in de buitenste schil. Door 1 elektron op te nemen, zijn er in de buitenste schil 8 elektronen. Het deeltje dat op die manier ontstaat heeft dus een stabiele edelgasconfiguratie, maar is niet meer neutraal. Want de elektronenmantel bevat nu 18 negatieve elektronen, terwijl er nog altijd maar 17 positieve protonen in de kern zitten. Het neutrale chlooratoom (Cl) is een negatief geladen chloride-ion (Cl^-) geworden.



Op analoge wijze kunnen nog andere **eenwaardig-negatieve niet-metaalionen** ontstaan.



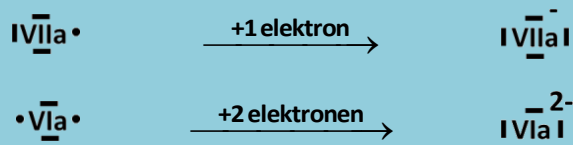
Bij zuurstof en zwavel zijn in de buitenste schil 6 elektronen aanwezig. Voor die elementen volstaat het opnemen van 1 elektron niet om een stabiele structuur te krijgen. Ze moeten er 2 opnemen en ze worden dan ook **tweemaal-negatief** geladen.



Meer dan twee elektronen opnemen is energetisch heel moeilijk of onmogelijk.

De niet-metalen uit de hoofdgroepen 17 (VIIa) en 16 (VIa) vertonen de neiging om 1 of 2 elektronen op te nemen.

Op die manier verkrijgen de gevormde negatieve ionen (1-, 2-) een stabiele edelgasconfiguratie.



4.6.3 Ionbinding

Metalen reageren met niet-metalen, soms zeer fel.

Voorbeeld

natriummetaal + dichloor $\rightarrow$ natriumchloride

Bij deze reactie ontstaat een ionverbinding: natriumchloride. De gevormde verbinding is opgebouwd uit positieve metaalionen en negatieve niet-metaalionen. Deze ionen zitten vast in een **ionrooster**, waarbij hun bewegingsvrijheid beperkt blijft tot ter plaatse trillen.



#7

Schrijf de reactievergelijking.



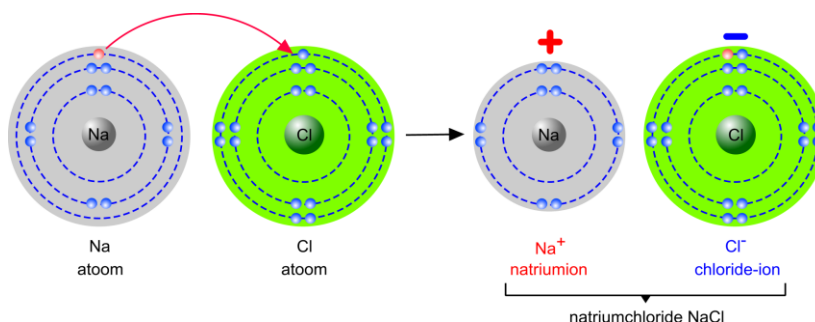
Natriumatomen vertonen een grote neiging om 1 elektron af te geven om op die manier een edelgasconfiguratie te verkrijgen.



Chlooratomen daarentegen nemen, om dezelfde reden, gemakkelijk 1 elektron op.

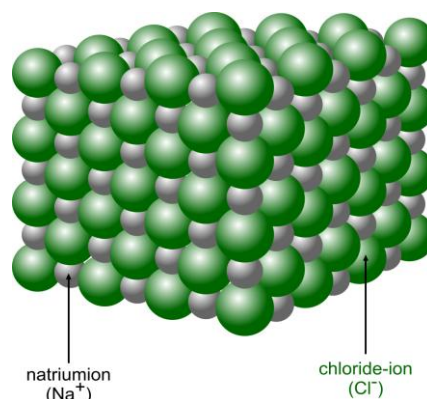


Bij samenvoegen van natriummetaal en dichloor kan deze overdracht van elektronen gebeuren.



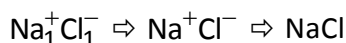
Figuur 4.9 – Vorming van een ionbinding

Bij samenvoegen van natriummetaal en dichloor kan deze overdracht van elektronen gebeuren. De gevormde ionen, positieve natriumionen (Na^+) en negatieve chloride-ionen (Cl^-), trekken elkaar zeer sterk aan (elektrische krachten of coulombkrachten). De ionen gaan zeer dicht bij elkaar zitten in een **ionrooster**. Deze sterke aantrekkingskrachten tussen tegengesteld geladen ionen noemt men een **ionbinding**. Deze krachten zijn zo groot dat alle ionverbindingen vaste stoffen zijn (bij gewone omstandigheden), met een hoog smelt- en kookpunt.



Figuur 4.10 – Ionrooster van natriumchloride

Hoeveel natrium- en chloride-ionen er in het ionrooster zitten, kunnen we niet zeggen. Dit hangt af van de grootte van het rooster, dus van de grootte van het kristal. We weten echter wel dat er in natriumchloride steeds evenveel ionen van beide soort aanwezig zullen zijn. Daarom schrijven we voor de formule van natriumchloride:



Bovenstaande formule is daarom een **verhoudingsformule**. Ze geeft niet weer hoeveel ionen er in het rooster voorkomen, maar wel in welke verhouding ze voorkomen. $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ of NaCl noemen we de formule-eenheid of **roostereenheid**: ze geeft de samenstelling weer van de kleinste eenheid waaruit het ionrooster is opgebouwd.

4.7 Moleculen - Atoombinding

Niet-metalen reageren vaak met andere niet-metalen, soms zeer fel.

Voorbeelden

diwaterstof + dizuurstof $\rightarrow$ water



#8

Schrijf de reactievergelijking.

→

diwaterstof + dichloor $\rightarrow$ waterstofchloride



#9

Schrijf de reactievergelijking.

→

Bij deze reacties ontstaan molecuulverbindingen: water en waterstofchloride. Deze verbindingen geleiden de elektrische stroom niet, ook niet als ze vloeibaar zijn. Ze zijn dus niet opgebouwd uit ionen, maar uit elektrisch **neutrale** moleculen.

Niet-metalen hebben in hun buitenste schil 5, 6 of 7 elektronen: ze vertonen dus de neiging om 1 of meer elektronen op te nemen. Bij een reactie tussen twee niet-metalen zullen er dus geen elektronen overgedragen worden. Er zullen dus geen ionen ontstaan. Beide niet-metalen vertonen immers de neiging om elektronen op te nemen, maar geen van beide vertoont de neiging om elektronen af te geven. Toch kunnen de niet-metalen een stabiele edelgasconfiguratie verkrijgen zoals blijkt uit volgend voorbeeld.

Stel je voor dat in een bepaalde ruimte alleen maar chlooratomen aanwezig zijn:



Alle aanwezige chlooratomen vertonen de neiging om 1 elektron op te nemen. Er zal dus geen enkel Cl-atoom bereid zijn om een elektron af te geven. Toch kunnen de Cl-atomen een stabiele edelgasconfiguratie verkrijgen: de Cl-atomen zullen, per twee, hun ongepaarde elektronen omvormen tot een gemeenschappelijk elektronenpaar. Daardoor krijgen beide Cl-atomen een stabiele edelgasconfiguratie. Dit is echter slechts het geval zolang de beide Cl-atomen samenblijven: m.a.w. ze zijn aan elkaar gebonden door middel van een zogenaamde **atoombinding** (vaak ook **covalente binding** genoemd).



Het gemeenschappelijke elektronenpaar wordt vaak voorgesteld door een bindingsstreepje tussen beide atomen.

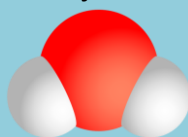


In het voorbeeld hierboven spreken we van een dichloormolecule, die we kortweg voorstellen als Cl₂.

Wanneer niet-metalen onderling reageren, ontstaan neutrale moleculen, waarin de atomen aan elkaar gebonden zijn door één of meer gemeenschappelijke elektronenparen. Dit soort binding noemen we een atoombinding (covalente binding).



Een molecule is een afzonderbare, neutrale groep van twee of meer (dezelfde of verschillende) niet-metaalatomen, die aan elkaar gebonden zijn door atoombindingen.



De hier voorgestelde watermolecule bevat 2 H-atomen die door atoombindingen aan het centrale O-atoom gebonden zijn.