

3 Atoommodellen¹

Een model is een voorstelling van de werkelijkheid. Een model hoeft niet volledig correct te zijn, maar kan als basis dienen voor de manier waarop we naar de werkelijkheid kijken op een bepaald moment. Een model dat vandaag lijkt te kloppen, kan in de toekomst helemaal fout blijken. (Denk aan de gedachte dat de aarde plat zou zijn en dat de rand van de aarde afgescheiden zou zijn door zeeën waar schepen van af zouden varen)

3.1 Het atoommodel van Dalton, John (1766-1844)

Volgens het atoommodel van Dalton is een atoom

- het kleinste deeltje op aarde,
- bolvormig,
- massief en ondeelbaar,
- een deeltje met een massa en een grootte die specifiek is voor elke atoomsoort.

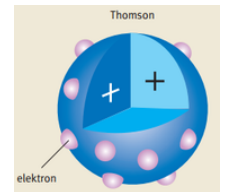
De structuur is te vergelijken met een knikker, maar dan kleiner.

3.2 Het atoommodel van Thomson, Joseph John (1856-1940)

- Atomen zijn massief en elektrisch neutraal.
- Aan de buitenzijde van een atoom bevinden zich negatief geladen elektronen.
- Het atoom bevat een positieve, geleidende massa die het hele atoom omvat.

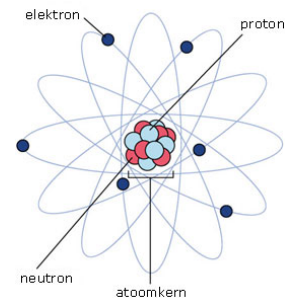
De structuur is te vergelijken met een krentenbol, maar dan kleiner.

Proef: geladen plasticen buis buigt een waterstraal af.



3.3 Het atoommodel van Rutherford, Ernest (1871-1937)

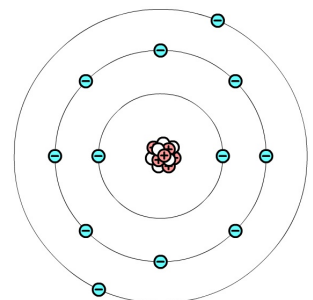
- Een atoom bevat een centrale, massieve kern of nucleus die in totaal positief geladen is. De atoomkern bevat protonen (p^+) die positief geladen zijn en neutronen (n^0) die niet geladen zijn.
- Een atoom bevat een grote, ijle ruimte. In deze ruimte zweven elektronen (e^-) die zeer klein en negatief geladen zijn vrij rond. De ijle ruimte noemt hij de elektronenmantel.



Vergelijk een elektron met een vlieg in een kathedraal (De straal van de kern is 40 000 keer kleiner dan de straal van het atoom)

3.4 Het atoommodel van Bohr, Niels (1885-1962)

- Een atoom bevat een centrale, massieve kern of nucleus die in totaal positief geladen is. De atoomkern bevat protonen (p^+) die positief geladen zijn en neutronen (n^0) die niet geladen zijn.
- Een atoom bevat een grote, ijle ruimte, de elektronenmantel. In deze ruimte zweven elektronen (e^-) die zeer klein en negatief geladen zijn op een vaste afstand ten opzichte van de kern, in schillen.
- Het aantal protonen (p^+) is gelijk aan het aantal elektronen (e^-) in een niet-geladen atoom.



Het atoommodel van Bohr is een handig, maar ook onvolledig atoommodel, dat in het vijfde leerjaar nog zal worden verfijnd.

¹ B15 De historische evolutie van de atoommodellen van Dalton tot en met Bohr bondig en chronologisch weergegeven. W5 C8

4 Waaruit bestaat een atoom?²

Een atoom bestaat uit veel kleinere deeltjes:

- een positief geladen kern die bijna de gehele massa van het atoom bevat,
- een of meer geladen elektronen rond de kern.

Atoom Symbool X		
Kern Massagetal $A = p^+ + n^0$		elektronenmantel
protonen (p^+) Atoomnummer $Z = p^+$	neutronen (n^0)	elektronen (e^-) Atoomnummer $Z = e^-$

De massa van een atoom wordt vooral bepaald door het aantal p^+ en n^0 .

De som van p^+ en n^0 noemen we het massagetal (A)

De lading van de kern wordt bepaald door het aantal p^+ . Dit aantal noemen we het atoomnummer (Z).

Vermits een atoom elektrisch neutraal is, geeft het atoomnummer ook het aantal e^- aan. Aan de hand van het atoomnummer kunnen we afleiden over welk element het gaat.

Symbolische voorstelling



A = massagetal

X = symbool voor de atoomsoort

Z = atoomnummer

Vb. ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ heeft 17 protonen, 17 elektronen, 35 kerndeeltjes, dus $(35-17)$ neutronen = 18 neutronen.

Vb. ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ heeft 17 protonen, 17 elektronen, 37 kerndeeltjes, dus $(37-17)$ neutronen = 20 neutronen.

Merk op dat hier 2 isotopen (enkeltvoud: isotoop) van het zelfde atoom staan: evenveel protonen, maar een verschillend aantal neutronen.

Element	Z	A	p^+	e^-	n^0	Symbolisch
IJzer		56		26		
	1				0	H
			18		22	Ar
Broom	35				46	
Zilver		107		47		

² B16 Van protonen, neutronen en elektronen de relatieve massa en lading kennen en hun plaats op een voorstelling van het atoommodel van Bohr aanduiden. C8 C9

4.1 Het atoommodel van Bohr: elektronenconfiguratie

Volgens Bohr bewegen e^- zich op welbepaalde banen rond de kern.

Van elektronen die zich bewegen op banen met gelijke afstand tot de kern zegt men dat ze bewegen op eenzelfde **schil**.

Omdat de afstand tot de kern ook samenhangt met de hoeveelheid energie spreekt men in plaats van schillen soms ook van **energieniveaus**.

De manier waarop de elektronen verdeelt zijn over de verschillende schillen noemt men **de elektronenconfiguratie**.

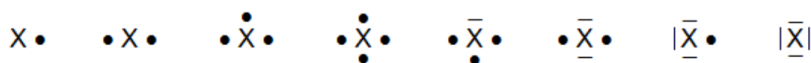
Men onderscheidt 7 schillen. Elke schil is genummerd en heeft een naam.

Er kunnen slechts een beperkt aantal e^- op 1 schil volgens de formule $2n^2$ (waarbij n de nummer van de schil)

- Schil 1 → K-schil maximum $2 \cdot 1^2 = 2 e^-$
- Schil 2 → L-schil maximum $2 \cdot 2^2 = 8 e^-$
- Schil 3 → M-schil maximum $2 \cdot 3^2 = 18 e^-$
- Schil 4 → N-schil maximum $2 \cdot 4^2 = 32 e^-$
- Schil 5 → O-schil
- Schil 6 → P-schil
- Schil 7 → Q-schil

Het opvullen van de schillen gebeurt van binnen naar buiten (eerst K, dan L,...).

De elektronen verspreiden zich zoveel mogelijk over de schil. Pas vanaf het 5de e^- vormen ze paren³.



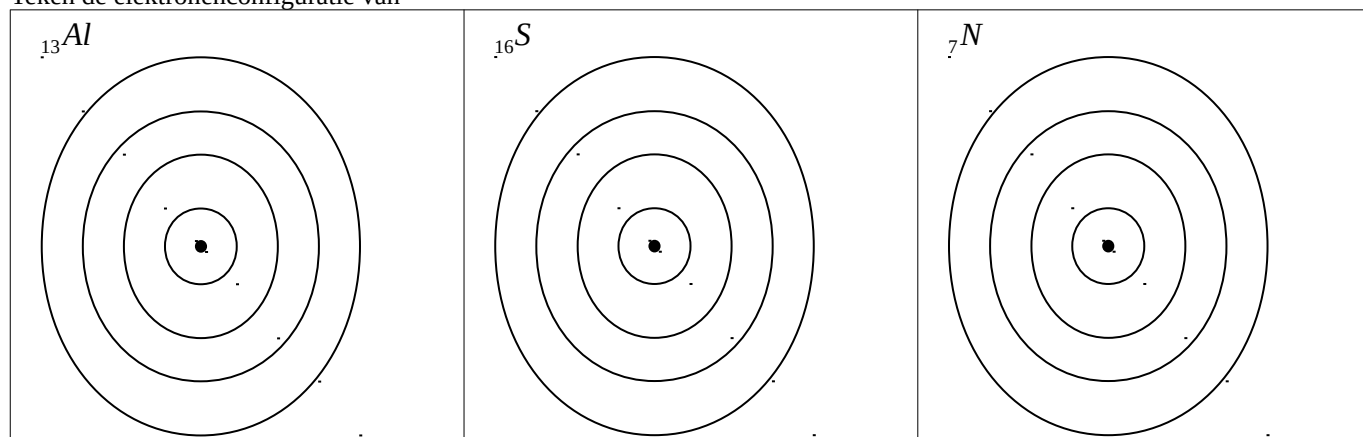
De e^- op de buitenste schil noemen we de **valentie-elektronen**.

Deze elektronen spelen een hoofdrol in het chemisch gedrag van het atoom.

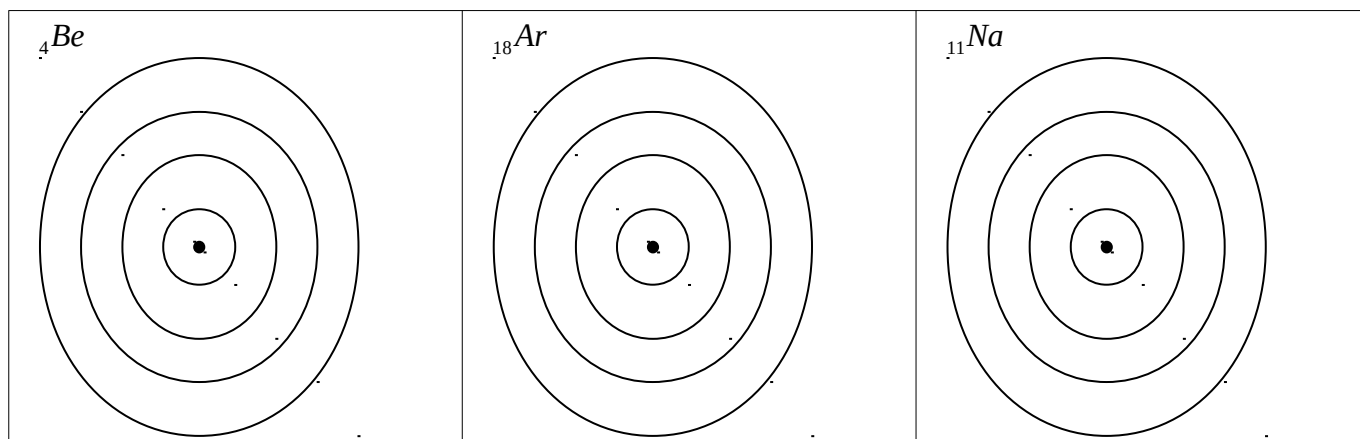
De voorstelling met het **elektronenstipmodel** geeft enkel de valentie-elektronen weer.

Vb:	Be	S	Al	Ne	Na
	B	P	C	K	Kr

Teken de elektronenconfiguratie van



³ Paren elektronen op een schil worden soms met een streepje voorgesteld.



5 Rangschikking van de elementen⁴

5.1 Tabel van Mendelejev

Men heeft in de chemie pas een duidelijk beeld gekregen van de opbouw der materie, nadat men gekomen was tot een logische ordening van de elementen waaruit deze materie is samengesteld. In 1969 rangschikte Dimitri Mendelejev de elementen in een tabel

- volgens stijgende atoommassa,
- groeperen van atoomsoorten met gelijkaardige chemische eigenschappen.

Na groepering bleek er een periodiciteit in te zitten.

5.2 Het Periodiek Systeem van de Elementen (PSE)⁵

5.2.1 Elektronenconfiguratie en rangnummer

In het Periodiek Systeem van de Elementen of het PSE bezitten opeenvolgende elementen telkens 1 p^+ en 1 e^- meer. Het aantal protonen, gegeven door het atoomnummer van het element, komt dus overeen met het rangnummer in het periodiek systeem. Bij stijgend rangnummer krijgen de atomen dus telkens een elektron meer dat de schillen verder opvult.

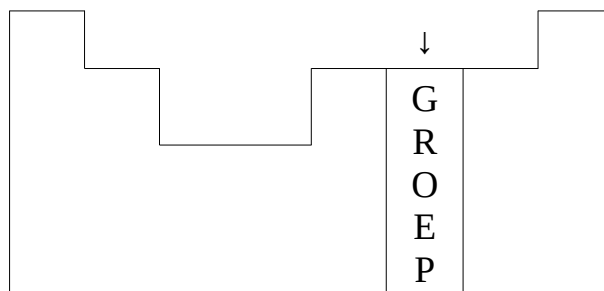
5.2.2 Groepen en perioden

We onderscheiden kolommen (groepen) en rijen (perioden)

5.2.2.1 Groepen

Elementen uit dezelfde groep hebben een sterke gelijkenis in chemische eigenschappen. Ze hebben eenzelfde aantal valentie-elektronen. We onderscheiden een achttal hoofdgroepen:

- | | |
|--|---------------------------|
| • alkalimetalen (groep 1) | (vroeger groep Ia) |
| • aardalkalimetalen (groep 2) | (vroeger groep IIa) |
| • aardmetalen (groep 13) | (vroeger groep IIIa) |
| • C-groep of koolstofgroep (groep 14) | (vroeger groep IVa) |
| • N-groep of stikstofgroep (groep 15) | (vroeger groep Va) |
| • O-groep of zuurstof groep (groep 16) | (vroeger groep VIa) |
| • halogenen (groep 17) | (vroeger groep VIIa) |
| • edelgassen (groep 18) | (vroeger groep 0 of VIIa) |



⁴ B18 Het huidige PSE beschrijven als een rangschikking van elementen volgens toenemend atoomnummer en overeenkomstige eigenschappen. C9

⁵ B19 De begrippen periode, groep, groepsnaam, metalen, niet-metalen, edelgassen, elektronegatieve waarde toepassen op een gegeven tabel van het PSE. C10

Deze groep elementen noemt men de edelgassen. Edelgassen gaan slechts zeer uitzonderlijk verbindingen aan met andere stoffen. Ze zijn chemisch inert.

Vul aan zonder het PSE te raadplegen Welk atoomnummer staat in het PSE ...

in de tweede periode	
in de groep 13 (vroeger groep IIIa)	
in de tweede periode en de groep 13 (vroeger groep IIIa)	
in de groep 16 (vroeger groep VIa) en de tweede periode	
precies boven het element met nr. 17	
precies boven het element met nr. 3	
precies boven het element met nr. 10	
precies onder het element met nr. 3	
precies onder het element met nr. 8	
precies onder het element met nr. 1	

6 Atoommassa, molecuulmassa en molaire massa⁷

6.1 Welke constanten moet ik kennen om omzettingen te doen?

Het getal van Avogadro of $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

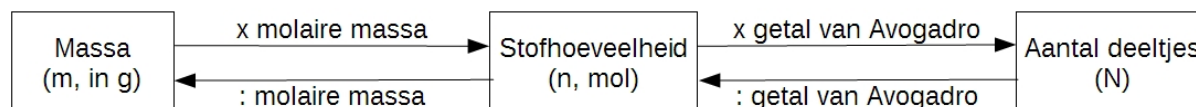
1 atomic mass unit of 1 u of 1 amu = $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

Merk op: $N_A \cdot 1 \text{ amu} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 0,00100 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

6.2 Welke formules moet ik kennen om omzettingen te doen?

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{of} \quad m = n \cdot M \quad \text{of} \quad M = \frac{m}{n}$$

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{of} \quad N = n \cdot N_A \quad (\text{of} \quad N_A = \frac{N}{n})$$



⁷ B21 De relatieve atoom- en molecuulmassa, alsook de molaire massa afleiden of berekenen uit de gegevens bij elk symbool in het PSE. C15

B22 Het verband tussen stofhoeveelheid en aantal deeltjes weergeven. C15

B23 In voorbeelden uit het dagelijkse leven omrekeningen maken tussen massa en stofhoeveelheid in mol. W2 C15

6.3 Wat is één mol?

Eén mol is een hoeveelheid, een aantal. Zoals je spreekt over een dozijn eieren (12 eieren), zo spreek je over 1 mol koper (Cu) of 3 mol zwavelzuur (H_2SO_4).

In 1 mol koper zitten N_A deeltjes koper (Cu) ofwel $6,02 \cdot 10^{23}$ deeltjes koper (Cu)

In 3 mol zwavelzuur zitten $3 \cdot N_A$ deeltjes zwavelzuur (H_2SO_4) ofwel $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ deeltjes zwavelzuur (H_2SO_4) ofwel $1,806 \cdot 10^{24}$ deeltjes zwavelzuur (H_2SO_4) $\simeq 1,81 \cdot 10^{24}$ deeltjes zwavelzuur (H_2SO_4).

6.4 Hoeveel bedraagt de relatieve atoommassa van een bepaald atoom (relatieve atoommassa A_r , heeft geen eenheid)?

In de tabel van Mendelejev of het periodiek systeem der elementen (PSE) zien we bij koper (Cu) 63,546 staan als massagetel. Dat wil zeggen dat één atoom koper (Cu) ten opzichte van 1/12 van één atoom koolstof 12-atoom of ^{12}C -atoom 63,546 als relatieve atoommassa heeft.

$$A_r(\text{Cu}) = 63,546$$

6.5 Hoeveel bedraagt de relatieve molecuulmassa van een bepaalde molecule (relatieve atoommassa M_r , heeft geen eenheid)?

In de tabel van Mendelejev of het periodiek systeem der elementen (PSE) zien we bij waterstof (H) 1,0079 staan als massagetel, bij zwavel (S) 32,06 en bij zuurstof (O) 15,9994. Je telt de massagetallen bij elkaar volgens de indices, dus voor zwavelzuur (H_2SO_4) $2 \cdot 1,0079 + 32,06 + 4 \cdot 15,9994 = 98,0734 \simeq 98,07$

Dat wil o.a. zeggen dat 1 molecule zwavelzuur (H_2SO_4) ten opzichte van 1/12 van één atoom koolstof 12-atoom of ^{12}C -atoom 98,05 als relatieve molecuulmassa heeft.

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,07$$

6.6 Hoeveel is de molaire massa in g/mol van een bepaald atoom of een bepaalde molecule (molaire massa M in g/mol)?

In de tabel van Mendelejev of het periodiek systeem der elementen (PSE) zien we bij waterstof (H) 1,0079 staan als massagetel, bij zwavel (S) 32,06 en bij zuurstof (O) 15,9994. Je telt de massagetallen bij elkaar volgen de indices, dus voor zwavelzuur (H_2SO_4) $2 \cdot 1,0079 + 32,06 + 4 \cdot 15,9994 = 98,0734 \simeq 98,07$

De molaire massa van zwavelzuur (H_2SO_4) bedraagt dan 98,07 g/mol

$$M(\text{O}) = 15,9994 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,07 \text{ g/mol}$$

6.7 Hoeveel stofhoeveelheid in mol zit er in een bepaalde massa van een bepaald atoom (n in mol)?

In 1 mol van een atoom of van een molecule zitten altijd N_A deeltjes. In de tabel van Mendelejev of het periodiek systeem der elementen (PSE) zien we bij koper (Cu) 63,546 staan als massagetel. Je weet dan dat 63,546 g koper (Cu) 1 mol deeltjes bevat.

$$n(63,546 \text{ g Cu}) = 1 \text{ mol}$$

$$n(21,182 \text{ g Cu}) = 21,182 \text{ g} / 63,546 \text{ g/mol} = 0,333.. \text{ mol} \simeq 0,33333 \text{ mol}$$

Je neemt dus de massa in g, je deelt ze door de molaire massa M in g/mol en het resultaat is het aantal deeltjes in mol.

6.8 Hoeveel stofhoeveelheid in mol zit er in een bepaalde massa van een bepaalde molecule (n in mol)?

In de tabel van Mendelejev of het periodiek systeem der elementen (PSE) zien we bij waterstof (H) 1,0079 staan als massagetel, bij zwavel (S) 32,06 en bij zuurstof (O) 15,9994. Je telt de massagetallen bij elkaar volgen de indices, dus voor zwavelzuur (H_2SO_4) $2 \cdot 1,0079 + 32,06 + 4 \cdot 15,9994 = 98,0734 \simeq 98,07$. Je weet dan dat 98,07g 1 mol deeltjes bevat.

$$n(98,07 \text{ g H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol}$$

$$n(196,14 \text{ g H}_2\text{SO}_4) = 196,14 \text{ g} / 98,07 \text{ g/mol} = 2 \text{ mol} \simeq 2,000 \text{ mol}$$

Je neemt dus de massa in g, je deelt ze door de molaire massa M in g/mol en het resultaat is het aantal deeltjes in mol.

6.9 Hoeveel is de massa in g van 1 mol van een bepaald atoom (absolute atoommassa A_a in g)?

In de tabel van Mendelejev of het periodiek systeem der elementen (PSE) zien we bij koper (Cu) 63,546 staan als massagetel. Dat wil o.a. zeggen dat 1 mol koper (Cu) 63,546 g als massa heeft.

$$A_a(1 \text{ mol Cu}) = 63,546 \text{ g}$$

Je zoekt dus het massagetel op en je plaats er g van gram achter en je hebt de absolute atoommassa A_a in g van één mol van een bepaald atoom.

Als je de massa van één atoom Cu wilt kennen, dan moet je de massa van één mol Cu delen door N_A , want er zijn $6,02 \cdot 10^{23}$ atomen in 1 mol.

$$A_a(1 \text{ atoom Cu}) = A_a(\text{Cu}) = 63,546 \text{ g} / 6,02 \cdot 10^{23} = 1,06 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

Dat is dus een zeer kleine massa voor één atoom!

6.10 Hoeveel is de massa in g van 1 mol van een bepaalde molecule (absolute molecuulmassa M_a in g)?⁸

In de tabel van Mendelejev of het periodiek systeem der elementen (PSE) zien we bij waterstof (H) 1,0079 staan als massagetel, bij zwavel (S) 32,06 en bij zuurstof (O) 15,9994. Je telt de massagetallen bij elkaar volgen de indices, dus voor zwavelzuur (H_2SO_4) $2 \cdot 1,0079 + 32,06 + 4 \cdot 15,9994 = 98,0734 \simeq 98,07$

Dat wil o.a. zeggen dat 1 mol zwavelzuur (H_2SO_4) 98,0734 g $\simeq 98,07$ g als massa heeft.

Dat wil o.a. zeggen dat 3 mol zwavelzuur (H_2SO_4) $3 \cdot 98,0734 \text{ g} = 294,2202 \text{ g} \simeq 294,22 \text{ g}$ als massa heeft.

$$M_a(1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4) = 98,0734 \text{ g} \simeq 98,07 \text{ g}$$

Je zoekt dus alle massagetallen op, je telt ze in de juiste hoeveelheden bij elkaar op en je plaats er g van gram achter en je hebt de absolute molecuulmassa M_a in g van één mol van een bepaalde molecule.

Als je de massa van één molecule H_2SO_4 wilt kennen, dan moet je de massa van één mol H_2SO_4 delen door N_A , want er zijn $6,02 \cdot 10^{23}$ atomen in 1 mol.

$$M_a(1 \text{ atoom H}_2\text{SO}_4) = M_a(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,0734 \text{ g} / 6,02 \cdot 10^{23} = 1,63 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

Dat is dus een zeer kleine massa voor één molecule!

⁸ We geven hier g als eenheid. In S.I.-eenheden is dat kg. Dan moet je de massa in g vermenigvuldigen met 10^{-3} om de massa in kg te bekomen. Volgens het leerplan is g ook toegelaten.

7 De chemische bindingen

7.1 De edelgasconfiguratie is heel stabiel⁹

De edelgassen zijn: He,

De edelgassen staan in de PSE in kolom 18 (vroeger kolom 0/VIIIa).

De edelgassen komen voor als gasvormige stoffen in de lucht.

De eigenschappen van de edelgassen worden hoofdzakelijk bepaald door de.....

Edelgassen hebben als atoomstructuur.....

De kookpunten en smeltpunten van edelgassen zijn.....

Aangezien ze bijna nooit verbindingen maken, noemen we edelgassen

Z	atoom-naam	symbool	elektronenconfiguratie							structuur
86	Radon	Rn	2	8	18	32	18	8		
			K	L	M	N	O	P	Q	

Edelgassen zijn stabiel omdat ze op hun buitenste schilvalentieëlektronen hebben. Dat noemen we de octetstructuur.

Alleenis een uitzondering hierop: het heeft slechts 2 valentieëlektronen. Dat noemen we de duetstructuur.

Wanneer een atoom een binding aangaat met een ander atoom, streeft het naar de octetstructuur of stabiele edelgasconfiguratie. Met andere woorden, alle atomen die binden proberen 8 elektronen in hun buitenste schil te hebben.

7.2 De vorming van ionen

7.2.1 Een ion is een geladen deeltje

Een ion is een elektrisch geladen deeltje dat ontstaat doordat een atoom een of meerdere elektronen afgeeft of opneemt.

Er kunnen maximaal 2 elektronen opgenomen worden.

Er kunnen maximaal 3 elektronen afgegeven worden¹⁰.

Door het opnemen van 1 of 2 elektronen (negatief geladen e^-) ontstaat een negatief geladen ion of anion.

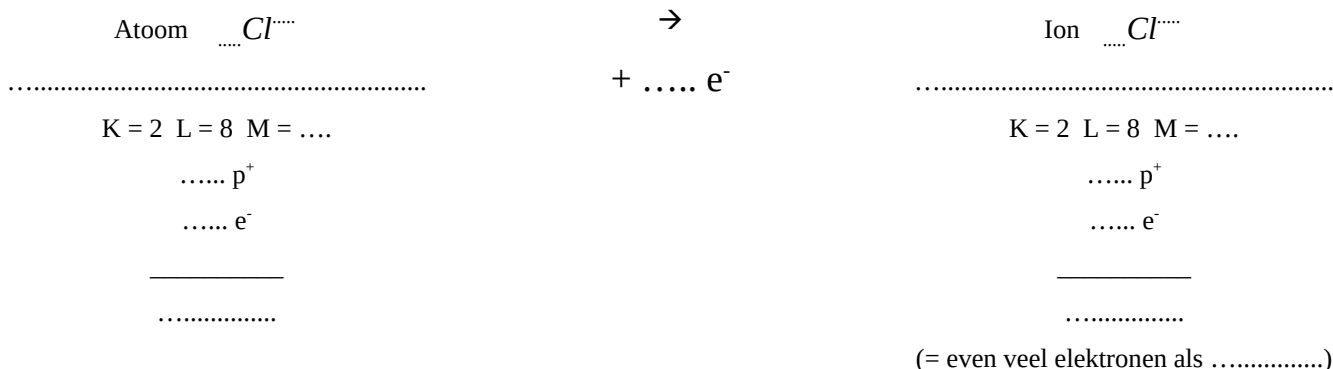
Door het afgeven van 1, 2 of 3 elektronen ontstaat een positief geladen ion of kation.

⁹ B24 De mono-atomische ionvorming uitleggen voor metalen en niet-metalen uit de hoofdgroepen I, II, III, VI en VII uitgaande van de stabiliteit van edelgasatomen en van hun bijzondere elektronenconfiguratie. C5

¹⁰ Soms gebeurt het toch dat er 4 elektronen afgegeven worden.

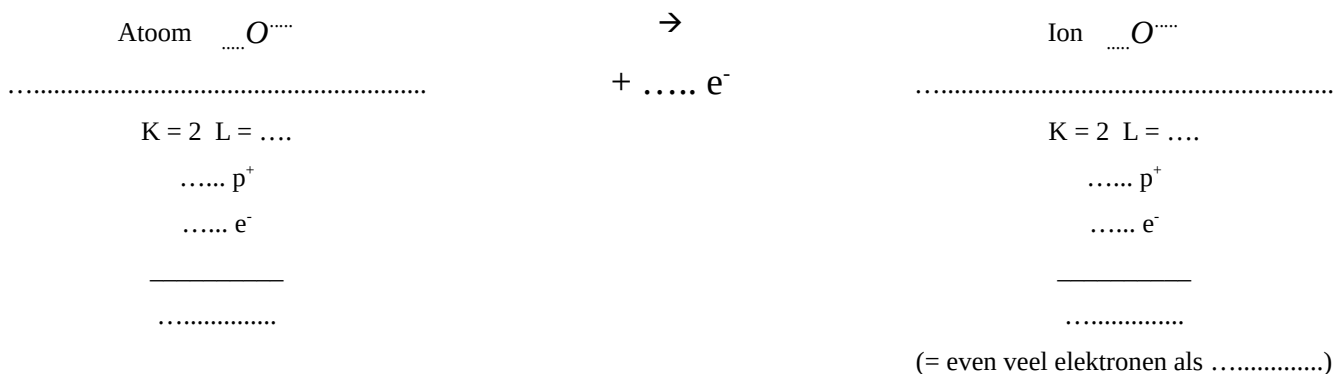
7.2.2 De vorming van negatieve ionen of anionen: elektronen opnemen

7.2.2.1 Voorbeeld 1: Chloor



Het chloride-ion heeft de elektronenconfiguratie van Argon bereikt door 1 e^- op te nemen.

7.2.2.2 Voorbeeld 2: Zuurstof



Het oxide-ion heeft de elektronenconfiguratie van Neon bereikt door 2 e^- op te nemen.

7.2.2.3 Besluit

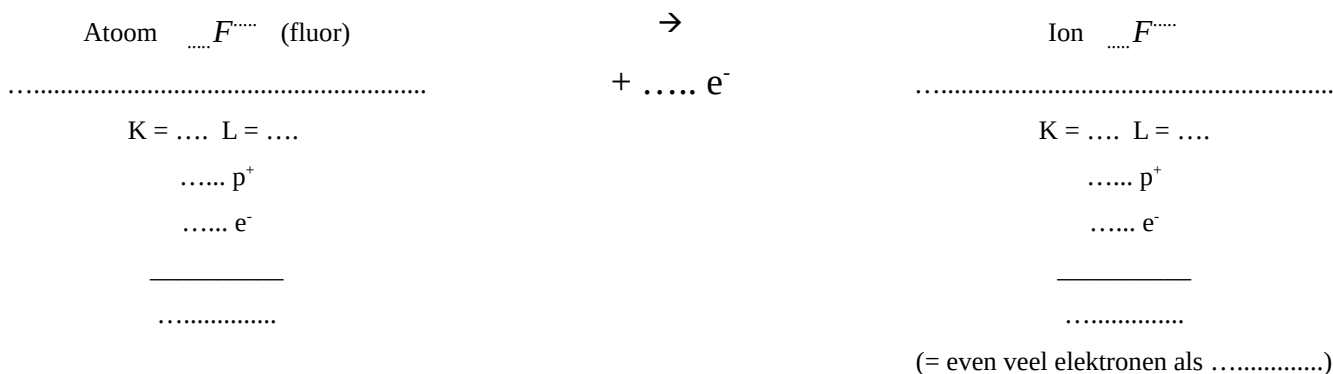
Elk niet-metaal probeert een stabiele toestand te bekomen door elektronen op te nemen.

Er kunnen maximaal 2 elektronen opgenomen worden.

Een negatief ion noemen we een anion.

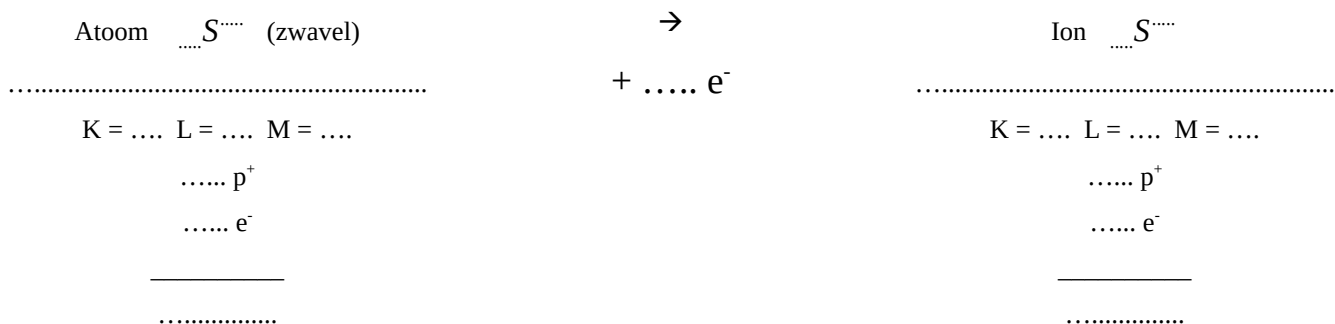
Een ion heeft de octetstructuur, de buitenste schil is volzet, er zijn 8 valentie-elektronen¹¹.

7.2.2.4 Oefeningen



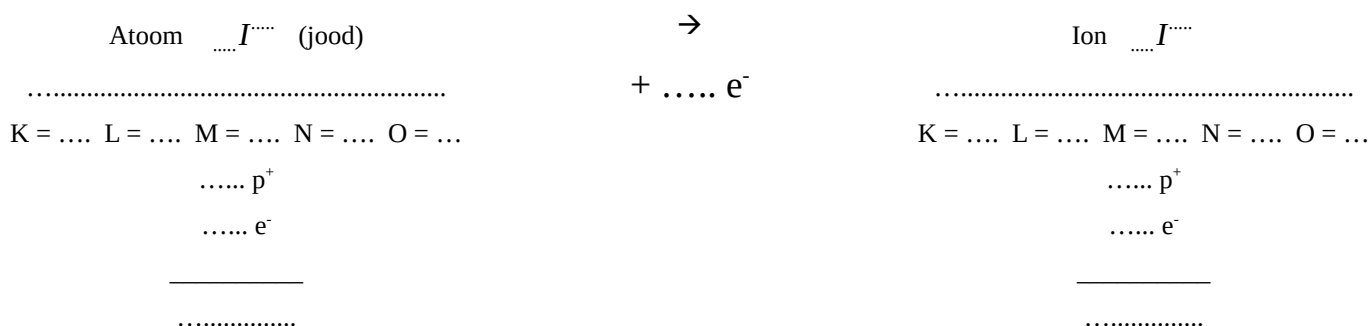
Het fluoride-ion heeft de elektronenconfiguratie van Neon bereikt door e^- op te nemen.

¹¹ Hierop zijn soms wel uitzonderingen.



(= even veel elektronen als)

Het sulfide-ion heeft de elektronenconfiguratie van Argon bereikt door e^- op te nemen.

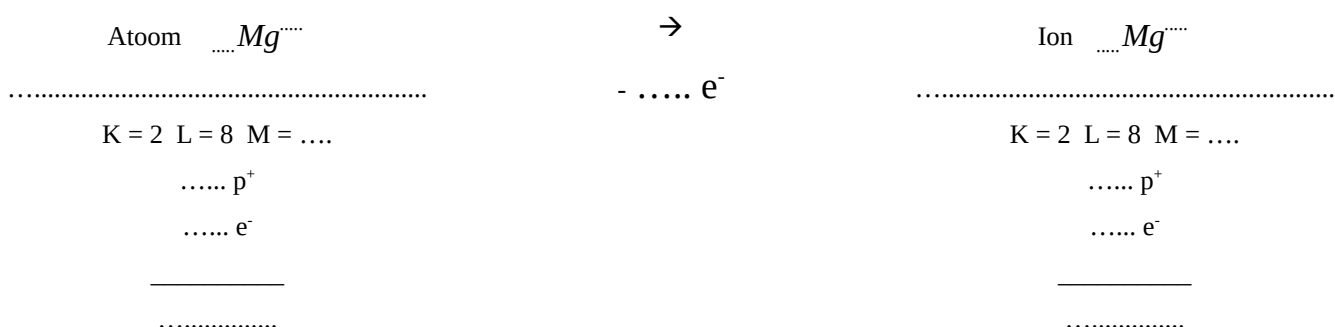


(= even veel elektronen als)

Het jodide-ion heeft de elektronenconfiguratie van Xenon bereikt door e^- op te nemen.

7.2.3 De vorming van positieve ionen of kathionen: elektronen afgeven

7.2.3.1 Voorbeeld : Magnesium



(= even veel elektronen als)

Het Magnesium-ion heeft de elektronenconfiguratie van Neon bereikt door 2 e^- op te nemen.

7.2.3.2 Besluit

Een metaal probeert een stabiele toestand te bekomen door elektronen af te geven.

Er kunnen maximaal 3 elektronen afgegeven worden¹².

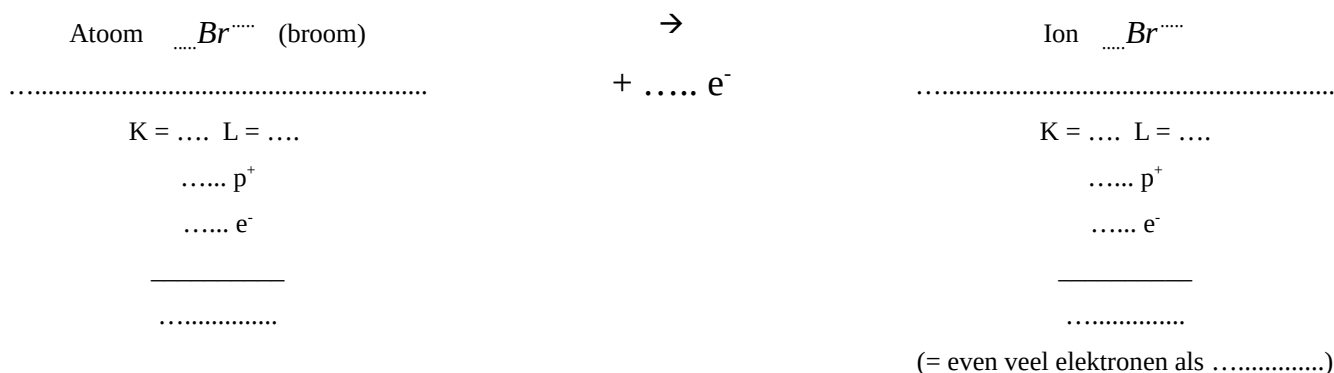
Een positief ion noemen we een kation.

Een ion heeft de octetstructuur, de buitenste schil is volzet, er zijn 8 valentie-elektronen¹³.

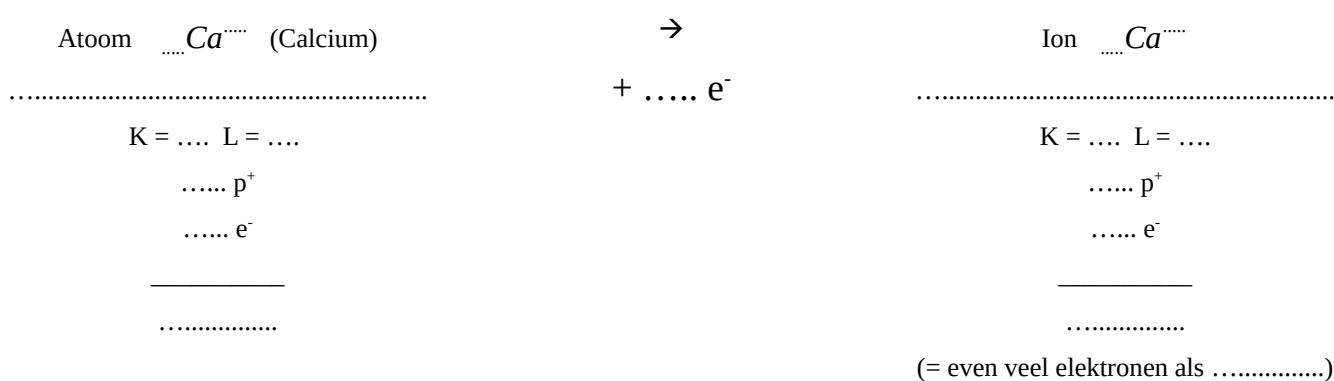
¹² Soms gebeurt het toch dat er 4 elektronen afgegeven worden.

¹³ Hierop zijn soms wel uitzonderingen.

7.2.4 Oefeningen



Het bromide-ion heeft de elektronenconfiguratie van Krypton bereikt door e^-



Het calcium-ion heeft de elektronenconfiguratie van bereikt door e^-

7.2.5 Tabellen met belangrijke ionen

7.2.5.1 Anionen of negatieve ionen

Atoom -soort		Ion	Naam	Stabiele toestand
F	$+ 1e^-$ $\rightarrow$	$(F^{1-} \text{ of beter } F^-)$	fluoride-ion	octetstructuur
Cl	$+ 1e^-$ $\rightarrow$	Cl^-	chloride-ion	octetstructuur
I	$+ 1e^-$ $\rightarrow$	I^-	jodide-ion	octetstructuur
O	$+ 2e^-$ $\rightarrow$	O^{2-}	oxide-ion	octetstructuur
S	$+ 2e^-$ $\rightarrow$	S^{2-}	sulfide-ion	octetstructuur

Atomen van niet-metalen vormen door e^- op te nemen anionen, waardoor ze de edelgasconfiguratie bereiken