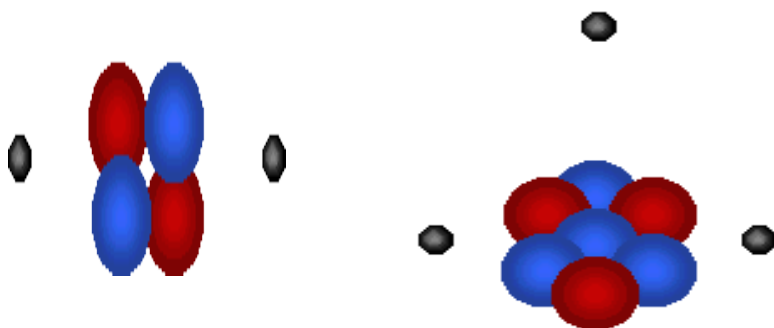
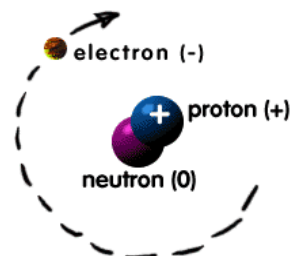


Hoofdstuk 1 : De atoombouw en het Periodiek Systeem

1. SAMENSTELLING VAN HET ATOOM

Een atoom bestaat uit: **een positief geladen kern**, opgebouwd uit protonen en neutronen en (een of meer) **negatief geladen elektronen** die rond de kern bewegen.

De positieve lading van een proton is even groot als de negatieve lading van een elektron, namelijk $\pm 1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulomb.
Het aantal protonen (+ deeltjes in de kern) = aantal elektronen (- deeltjes rond de kern)



Helium atoom = kern met 2 protonen en 2 neutronen met eromheen draaiend 2 elektronen

Lithium atoom = kern met 3 protonen en 4 neutronen met eromheen draaiend 3 elektronen

Het ATOOMNUMMER (Z) van een element =

zowel het rangnummer van het element in het periodiek systeem
als het aantal protonen in de kern
als het aantal elektronen rond de kern

De ATOOMMASSA (A) geeft de massa aan van het atoom.

Aangezien de elektronen een verwaarloosbare massa hebben is de atoommassa dus de som van de kerndeeltjes (protonen + neutronen)

Bijvoorbeeld:

Helium heeft atoomnummer 2.

Dit betekent dus dat He 2 elektronen rond de kern heeft.

Dit betekent dus dat He 2 protonen in de kern heeft.

De atoommassa van He = 4,00

Dit betekent dat de kern 4 deeltjes bevat.

Aangezien het atoomnummer reeds aangeeft dat er 2 protonen in de kern zitten, moeten er ook nog $4-2 = 2$ neutronen zijn.

Dus: **het aantal NEUTRONEN in de kern $N = A-Z$**

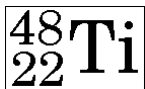
De voorstelling van een atoom:

Teneinde deze gegevens per atoom weer te geven gaat men als volgt te werk: Voor het symbool van het element noteert men bovenaan de atoommassa en onderaan het atoomnummer.

bv. voor Helium wordt dit dan



en voor Titanium

**2. ISOTOPEN**

Een welbepaald element heeft een welbepaald aantal protonen in de kern.

Dit is voor ieder element onveranderlijk.

Maar het aantal neutronen kan wel verschillen.

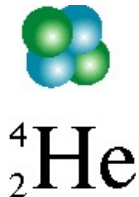
DUS de atomen van een bepaald element hebben altijd hetzelfde atoomnummer hebben, maar de atoommassa, die de som is van het aantal protonen en neutronen, kan wel verschillen.

Atomen met een gelijk atoomnummer en met verschillende atoommassa worden ISOTOPEN genoemd.

**Isotopen zijn chemisch identiek, maar fysisch verschillend.
Isotopen komen in de natuur steeds in dezelfde verhouding voor.**

Voorbeelden:

Helium komt voor onder de vorm van 2 isotopen: He met massa 3 (2 protonen + 1 neutron) en Helium met massa 4 (2p + 2n).



Van zuurstof bestaan er 3 isotopen: de atoommassa's zijn 16, 17 en 18 en de respectievelijke percentages zijn 99,756% - 0,039% en 0,205%

In de tabellen wordt de **relatieve atoommassa** weergegeven: dit is de gemiddelde waarde van de atoommassa zoals het element met zijn isotopen in de natuur voorkomt.

Meestal wordt in de chemie gewerkt met afgeronde waarden voor de atoommassa.

Bv:

waterstof H heeft A=1, koolstof C heeft A=12, stikstof N heeft A=14, zuurstof O heeft A=16, chloor Cl heeft A=35,5, enz...

3. STRUKTUUR VAN DE ELEKTRONENWOLK ROND DE ATOOMKERN

3.1. De hoofdenergieniveaus

De elektronen rond de kern kunnen in **7 energieniveaus** voorkomen.

Deze niveaus worden ook wel **schillen** genoemd.

Deze schillen of energieniveaus worden aangegeven met de letters K,L,M,N,O,P en Q.

Aan ieder niveau wordt ook een getal toegekend: K = 1, L= 2, ...

Men noemt dit getal **het hoofdquantumgetal n**.

Iedere schil kan een beperkt aantal elektronen bevatten. Het maximale aantal per schil (voor K,L,M en N) wordt gegeven door de formule:

$$\text{max. aantal} = 2 \cdot n^2$$

Dus:

voor de K-schil geldt $n = 1$ en dus max. aantal $e^- = 2 \cdot 1^2 = 2$

voor de L-schil geldt $n = 2$ en dus max. aantal $e^- = 2 \cdot 2^2 = 8$

voor de M-schil geldt $n = 3$ en dus max. aantal $e^- = 2 \cdot 3^2 = 18$

voor de N-schil geldt $n = 4$ en dus max. aantal $e^- = 2 \cdot 4^2 = 32$

Opmerking:

de hogere schillen O,P en Q hebben dan weer een max. aantal e^- van resp. 32, 18 en 8

3.2. Subniveaus en orbitalen

Binnen de schillen kunnen de elektronen nog kleine energiever verschillen vertonen. Het hoofdenergieniveau kan dus nog opgesplitst worden in subniveaus.

Er bestaan 4 types: s,p,d en f-subniveaus.

Zoals bij de hoofdniveaus is hier ook het max. aantal elektronen weer beperkt per subniveau.

Een s-subniveau kan max. 2 e^- bevatten

Een p-subniveau kan max. 6 e^- bevatten

Een d-subniveau kan max. 10 e^- bevatten

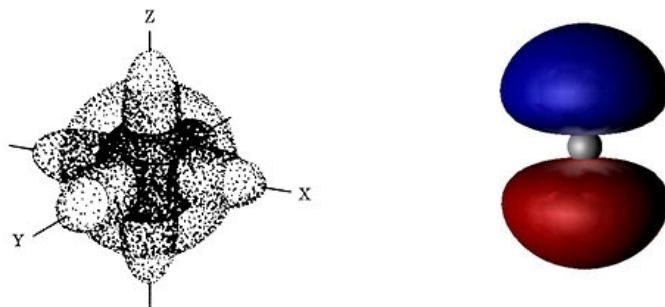
Een f-subniveau kan max. 14 e^- bevatten

Een ORBITAAL is de ruimtelijke voorstelling van het gebied waar de waarschijnlijkheid om een elektron aan te treffen het grootst is.

De vorm van een s-orbitaal is een BOL, waarin 2 elektronen kunnen ronzwerven.

Een p-orbitaal ziet eruit als 3 zandlopers langs de x,y en z as van een assenstelsel gelegen zijn. Men duidt die aan met p_x , p_y en p_z . En elk van die 3 "zandlopers" bevat 2 elektronen.

De d- en f-subniveaus hebben nog veel ingewikkelder structuren met resp. 5 en 7 mogelijke orbitalen.



Ruimtelijke voorstelling van s- en p-orbitaal en van een p_z orbitaal.

3.3. De elektronenspin

Binnen de orbitalen zijn er dus steeds structuren waarin de elektronen per 2 aanwezig zijn. Maar deze e^- zijn niet identiek. Ze verschillen door hun draaibeweging: het ene elektron draait in wijzerzin, het andere in tegenwijzerzin.

Men geeft dit symbolisch weer door een pijltje omhoog (spin op) of omlaag (spin neer).

Twee elektronen in hetzelfde orbitaal en met tegengestelde spin vormen een elektronenpaar of DOUBLET.

3.4. Elektronenconfiguratie

De elektronenverdeling in de verschillende schillen moet voldoen aan bepaalde regels.

3.4.1. Het Pauli-verbod

Per orbitaal is er maximaal één elektronendoublet.

3.4.2. De Hund-regel

In het laatste te bezetten subniveau zijn er zoveel mogelijk ongepaarde elektronen.

3.4.3. De regel van minimale energie

Telkens er een elektron wordt bijgevoegd bezet dit elektron het subniveau met de laagste energie

3.4.4. Als laatste hebben we ook nog enkele stabiliteitsregels:

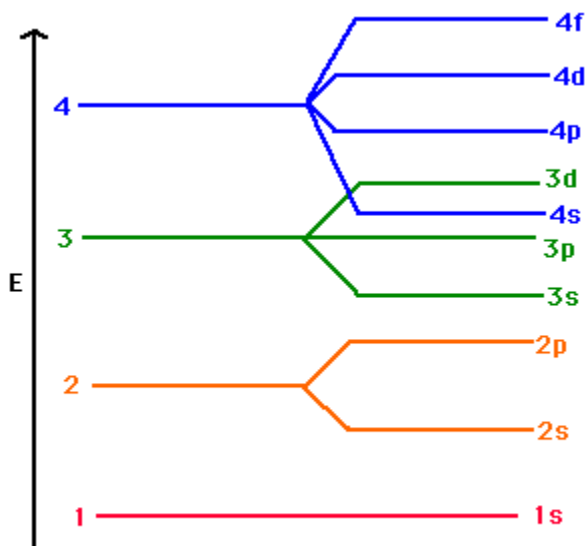
Deze betreffen de elektronen van de buitenste orbitalen.

Deze elektronen streven naar configuraties met zo groot mogelijke stabiliteit.

Dit is de volgorde van stabiliteit:

- 1. edelgasconfiguratie**
- 2. volledig bezet subniveau**
- 3. halfbezet subniveau**

De volgorde = 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p



Voorbeelden:**Fluor heeft 9 elektronen:**

in de eerste schil heb je de 1s orbitaal. Hierin gaan 2 elektronen (doublet).

In de tweede schil heb je een 2s orbitaal en drie 2p orbitalen ($2p_x$, $2p_y$ en $2p_z$)

In 2s gaat weer een doublet, alsook in $2p_x$ en $2p_y$. Het overblijvende elektron gaat in $2p_z$.

We noteren deze configuratie als: $1s^2 2s^2 2p^5$

Koolstof heeft 6 elektronen:

in de eerste schil heb je de 1s orbitaal. Hierin gaan 2 elektronen (doublet).

In de tweede schil heb je een 2s orbitaal en drie 2p orbitalen ($2p_x$, $2p_y$ en $2p_z$)

In 2s gaat weer een doublet.

Voor de 2p orbitalen blijven er nog 2 elektronen over. Volgens de regel van Hund moeten die nu ongepaard

de 2p bezetten, dus 1 elektron in $2p_x$ en in $2p_y$.

We noteren deze configuratie als: $1s^2 2s^2 2p^2$

4. HET PERIODIEK SYSTEEM

1 H																	2 He														
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne														
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar														
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr														
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe														
55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun																						

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

4.1. De perioden

In het periodiek systeem, ook wel de tabel van Mendeleev genoemd, worden de elementen gerangschikt in een tabel volgens opklimmend atoomnummer.

Er wordt telkens een nieuwe rij begonnen als bij de elektronenconfiguratie een nieuwe schil wordt begonnen.

Lithium heeft 3 elektronen. De configuratie is $1s^2 2s^1$

De 2de schil heeft slechts 1 e^- en dus begint Li een nieuwe rij.

Kalium heeft 19 e^- met de configuratie: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

De 4de schil heeft slechts 1 e^- en dus begint K een nieuwe rij.

Deze horizontale groepen worden PERIODEN genoemd

4.2. De groepen

Elementen met een zelfde aantal valentie-elektronen vormen samen een GROEP.

Valentie-elektronen = het aantal elektronen op de laatste schil

Men onderscheidt HOOFDGROEPEN en NEVENGROEPEN.

4.2.1. Hoofdgroepen

Het nummer van de groep wordt aangegeven door het aantal valentie-elektronen.

Het laatste te plaatsen elektron in de configuratie behoort tot de buitenste schil.

De hoofdgroepen worden aangegeven met een Romeins cijfer (I tot VII en 0) met een index a.

Bv: Fluor heeft als configuratie: $1s^2 2s^2 2p^5$.

In de laatste schil zitten er $2 + 5 = 7 e^-$ en dus behoort F dus tot groep VIIa.

Zink heeft als configuratie $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

In de laatste schil (4s) zitten 2 e⁻ dus behoort Zn tot de groep II.

Maar de 4s orbitaal heeft een lagere energie dan de 3d-orbitaal. Het laatst geplaatste e⁻ behoort dus niet tot de buitenste schil want dat is 4s.

Dus behoort Zn niet tot de hoofdgroep IIa maar tot de nevgroep IIb.

De 8 hoofdgroepen zijn:

1. Groep Ia : Alkalimetalen (Li,Na,K,...)
2. Groep IIa : Aardalkalimetalen (Be,Mg,Ca,...)
3. Groep IIIa: Boorgroep (B, Al,...)
4. Groep IVa : Koolstofgroep (C, Si,...)
5. Groep Va : Stikstofgroep (N, P,...)
6. Groep VIa : Zuurstofgroep (O, S,...)
7. Groep VIIa: Halogenen (F,Cl,Br,I,...)
8. Groep 0 : Edelgassen (He,Ne,Ar,Kr,Xe,Rn)

4.2.2. Nevgroepen

Het nummer van de groep wordt aangegeven door het aantal valentie-elektronen.

MAAR het laatst te plaatsen elektron in de configuratie behoort tot een d-orbitaal van de voorlaatste schil.

De hoofdgroepen worden aangegeven met een Romeins cijfer (I tot VII en 0) met een index b.

De nevgroepen bevatten elementen die ook wel de **OVERGANGS**elementen worden genoemd.

Bv:

Zink heeft als configuratie $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

$3d^{10}$ In de laatste schil (4s) zitten 2 e⁻ dus behoort Zn tot de groep II.

Maar de 4s orbitaal heeft een lagere energie dan de 3d-orbitaal. Het laatst geplaatste e⁻ behoort dus niet tot de buitenste schil want dat is 4s.

Dus behoort Zn niet tot de hoofdgroep IIa maar tot de nevgroep IIb.

Men kan het ook uitdrukken als volgt: de valentie-e⁻ zitten in een orbitaal met lagere energie dan de laatst geplaatste (hier 3d) elektronen.

Zn behoort dus tot een nevgroep en komt in groep IIb.

4.2.3. De lanthaniden en actiniden (f-blok)

De elementen met rangnummer 58 tot 73 worden in het vakje van Lanthaan (rangnr 57) geplaatst.

Daarom noemt men deze elementen de LANTHANIDEN

Evenzo worden in het vakje van Actinium (rangnr. 89) de elementen met atoomgetal 90 tot 103 samen geplaatst. Daarom noemt men deze elementen de ACTINIDEN

De lanthaniden en de actiniden worden in een apart blok geplaatst onderaan de tabel.

Dit is het zgn. f-blok.