

# Algemene Chemie

Samenvatting



uickprinter  
Koningstraat 13  
2000 Antwerpen  
[www.quickprinter.be](http://www.quickprinter.be)

Online samenvattingen kopen via

[www.quickprintershop.be](http://www.quickprintershop.be)

**Like us on Facebook!**



**[www.facebook.com/quickprintershop](http://www.facebook.com/quickprintershop)**

## Inleiding

### 1) Wat is chemie?

- Bestudeert **samenstelling** en **structuur** van de materie
- Verklaart **eigenschappen** en **aard** van de materie
- bestudeert de **veranderingen in de aard**

### 2) Fysicochemie

Atomen → Moleculen → Zuivere stof → Mengsel

- Mengsel : Vb. zoutoplossing
- Overgang van zuivere stof naar mengsel is fysica
  - Vb. verdamping
- Overgang van moleculen naar zuivere stof is fysica
  - Bij het bekomen van moleculen hebben we nog steeds geen fundamentele wijzigingen doorgevoerd dus fysica
- Overgang van atomen naar moleculen is chemie
  - Bij atomen merken we een verandering in aard, voor het bekomen van atomen zijn chemische reacties nodig dus chemie

### 3) Atomen-ionen-moleculen

- Element
  - = atoomsoort
  - Verschillen van elkaar door aantal protonen
- Nuclide
  - Een element gekenmerkt door een aantal protonen en een aantal neutronen
- Isotopen
  - Atomen van eenzelfde chemisch element dus hetzelfde aantal protonen maar een verschillend aantal neutronen
  - Vb. Koolstof-14 ( 6 protonen en 8 neutronen) en koolstof-12 ( 6 protonen en 6 neutronen) zijn isotopen van elkaar
- Molecule
  - Groep van onderling covalent gebonden atomen
- Ionen
  - Atomen die een elektrische lading dragen omdat ze meer of minder elektronen bezitten dan de protonen

### 4) Elementen en verbindingen

1. Verschil tussen elementen en verbindingen

- Elementen
  - Vb.  $O_2$
  - Bestaan uit moleculen
  - Moleculen zijn opgebouwd uit **dezelfde** atomen

- Verbindingen
  - Vb. NaCl
  - Bestaan uit moleculen
  - Moleculen zijn opgebouwd uit **verschillende** atomen

## 2. Voorkomen van elementen

- Elementen van 1 (waterstof) tot 92 (uraan) komen natuurlijk voor.
  - 43 (Technetium), 61 (Promethium), 85 (Astaat) en 87 (Francium) komen zo weinig voor dat ze als niet natuurlijk worden aanzien.
  - Dus slechts 88 echt natuurlijk voorkomende elementen.
- Elementen vanaf 93 zijn synthetisch. Men noemt ze **transuranen**.
  - Synthetisch= ze zijn dus geproduceerd in een chemisch labo

## 3. Nieuwe elementen

- Voorwaarden voor een nieuw element
  - Er moeten ten minste 5 atomen van dit element gevormd zijn in een experiment.
  - Het moet halfwaardetijd hebben die minimaal 100 milliseconden is.
  - Het experiment waarbij het element werd gevormd moet door een ander laboratorium overgedaan worden en moet hetzelfde resultaat opleveren.

## 4. Naamgeving : zeer belangrijk

- Triviale naam
  - Populaire naam, gebruikersnaam
  - Vb.  $O_2$  = *zuurstofgas*
- Systematische naam
  - Geeft beter de samenstelling van de stof weer
  - Vb.  $O_2$  = *dizuurstof*
  - Naamgeving volgens IUPAC
- Enkelvoudige stoffen

Formule	Systematische naam	Triviale naam
Ne	Neon	Neon
Zn	Zink	Zink
Al	Aluminium	Aluminium
$H_2$	Diwaterstof	Waterstofgas
$O_2$	Dizuurstof	Zuurstofgas
$O_3$	Trizuurstof	Ozon
$Cl_2$	Dichloor	Chloorgas
$P_4$	Tetrafosfor	(gele)fosfor
$S_8$	Octazwavel	Zwavel

- Binaire stoffen
  - Formule: eerst het element de laagste elektronegatieve waarde dan het element met de hoogste elektronegatieve waarde
  - Naam: naam+naam+ide

Formule	Systematische naam	Triviale naam
HCl	Waterstofchloride	
CS <sub>2</sub>	Koolstof(di)sulfide	
NaBr	Natriumbromide	
CaO	Calciumoxide	
Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	(di)aluminium(tri)sulfide	
CO	Koolstof(II)oxide = koolstofmonoxide	
CO <sub>2</sub>	Koolstof(IV)oxide= koolstofdioxide	
NO	Stikstof(II)oxide= stikstofmonoxide	
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Stikstof(III)oxide = distikstoftrioxide	
NO <sub>2</sub>	Stikstof(IV)oxide =stikstofdioxide	
FeO	Ijzer(II)oxide =ijzer(2+)oxide=ijzeroxide	
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ijzer(III)oxide =ijzer(3+)oxide= diijzertrioxide	
PbI <sub>2</sub>	Lood(III)jodide = lood(2+)jodide=loodijodide	
H <sub>2</sub> O		Water
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>		Waterstofperoxide
NH <sub>3</sub>		Ammoniak
CH <sub>4</sub>		methaan
OH		Hydroxide
NH <sub>4</sub>		Ammonium

- Andere samengestelde stoffen

Formule	Systematische naam	Triviale naam
NaOH	Natriumhydroxide	
KCN	Kaliumcyanid	
NH <sub>4</sub> Cl	Aluminiumchloride	
Fe(OH) <sub>3</sub>	Ijzer(III)hydroxide = ijzer(3+)hydroxide =ijzertrihydroxide	

- Oxozuren

- Stoffen opgebouwd uit waterstof, zuurstof een derde niet-metaal
- Volgorde formule: H, niet-metaal , O
- Vooral triviale naam goed kennen

Formule	Systematische naam	Triviale naam
HNO <sub>3</sub>	Waterstofnitraat	Salpeterzuur
HNO <sub>2</sub>	Waterstofnitriet	Salpeterigzuur
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	(di)waterstofcarbonaat	Koolzuur
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	(di)waterstofsulfaat	Zwavelzuur
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	(di)waterstofsulfiet	Zwaveligzuur

$\text{HClO}_4$	Waterstofperchloraat	Perchloorzuur
$\text{HClO}_3$	Waterstofchloraat	Chloorzuur
$\text{HClO}_2$	Waterstofchloriet	Chlorigzuur
$\text{HClO}$	Waterstofhypochloriet	Hypochlorigzuur
$\text{H}_3\text{PO}_4$	(tri)waterstoffosfaat	Fosforzuur

- Zouten

Formule	Systematische naam	Triviale naam
$\text{KClO}_4$	Kaliumperchloraat	
$\text{Na}_2\text{CO}_3$	(di)natriumcarbonaat	
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	(di)aluminium(tri)sulfaat	
$\text{HgNO}_3$	Kwik(I)nitraat =kwik(1+)nitraat = kwiknitraat	
$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	Kwik(II)nitraat =kwik(2+)nitraat =kwikdinitraat	
$\text{NaHCO}_3$	Natriumwaterstofcarbonaat	
$\text{KH}_2\text{PO}_4$	Kaliumdiwaterstoffosfaat	
$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$	Calcium(di)waterstofsulfiet	
$\text{NH}_4\text{HCO}_3$	Ammoniumwaterstofcarbonaat	

- Belangrijk: te onthouden

OH	Hydroxide
CN	Cyanide
NO <sub>3</sub>	Nitraat
NO <sub>2</sub>	Nitriet
CO <sub>3</sub>	Carbonaat
SO <sub>4</sub>	Sulfaat
SO <sub>3</sub>	Sulfiet
ClO <sub>4</sub>	Perchloraat
ClO <sub>3</sub>	Chloraat
ClO <sub>2</sub>	Chloriet
ClO	Hypochloriet
PO <sub>4</sub>	Fosfaat

## 6) Chemische reactie- reactievergelijkingen

- Chemische reactie
  - Stoffen verdwijnen en nieuwe stoffen ontstaan
- Reactievergelijkingen
  - Uitgangsubstanties = reagentia → Reactieproducten = eindproducten
  - Voorbeelden
    - $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
    - $\text{BaCl}_2 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{AgCl}$
    - $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

- We merken op dat er gebruik gemaakt wordt van voorgetallen (= stoichiometrische coëfficiënten), deze worden gebruikt om de reactie in evenwicht te brengen
  - Het totaal aantal atomen van elk element dat voor de pijl staat, moet gelijk zijn aan het totaal aantal atomen van elk element na de pijl
- Soorten reacties
  - Dissociatie van een zout
    - Een zout gaat smelten of in water oplossen. Het valt uiteen in de ionen waaruit het is opgebouwd
    - Vb.  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
  - Neerslagreactie
    - Omgekeerde van de dissociatie
    - Ionen van een oplosbaar zout kristalliseren in water samen tot neerslag
  - Zuur-base reactie
    - Gaat gepaard met de overdracht van een proton  $\text{H}^+$
  - Redoxreactie
    - Gaat gepaard met veranderingen van oxidatietrap OT
    - Dus een reactie die gepaard gaat met overdracht van elektronen
    - Voorbeelden
      - Verbrandingen
      - Synthesen
      - Ontbindingen
      - Analysen

## 7) Atoomtheorie van Dalton (1800)

- Elementen bestaan uit atomen
  - = onzichtbaar kleine, ondeelbaar en onvernietigbare afzonderlijke deeltjes die niet veranderen bij chemische of fysische verschijnselen
- Atomen worden gekenmerkt door hun massa
- Er bestaan eenvoudige verhoudingen van gehele getallen tussen de aantallen atomen van verschillende elementen in een verbinding
- Atomen kunnen niet gemaakt of vernietigd worden
- **Besluit**
  - **CHEMISCHE REACTIES ZIJN IN FEITE RECOMBINATIES VAN ATOMEN**

## 8) Stoechiometrie

- De techniek die zich bezighoudt met de berekening van de hoeveelheden van alle producten die met elkaar reageren en van alle producten die gevormd worden in een bepaalde reactie.
- Gebruik makend van voorgetallen
- Wet van het behoud van massa:

- Bij een chemische reactie zal er voor alle producten samen geen massa verloren gaan of zal er geen massa gevormd worden.
- Wet van de constante verhoudingen:
  - Als producten met elkaar reageren of als het ene product uit het andere gevormd wordt, dan zal de verhouding van de massa's steeds gelijk zijn.

## 9) Hoeveelheden

- Massa:
  - Kilogram (kg = 10<sup>3</sup>g)
  - gram (g), milligram (mg = 10<sup>-3</sup>g), microgram (mg = 10<sup>-6</sup>g)
  - ton (t) (=1000kg) of megagram (Mg = 10<sup>6</sup>g)
- Volume:
  - kubieke meter (m<sup>3</sup>)
  - liter (L), milliliter (mL), microliter (μL)
  - 1 m<sup>3</sup> = 1000 L ; 1 dm<sup>3</sup> = 1L

## 10) Relatieve molecuul- of atoommassa

- $MM = \frac{\text{massa van 1 deeltje}}{\text{standaard}} = \frac{\text{massa van 1 atoom of molecule}}{\frac{1}{12}\text{massa van 1 isotoop } ^{12}_6\text{C}}$
- We bereken dus telkens alles ten opzichte van een standaard
- 1 Mol = hoeveelheid (g) van een stof die overeenkomt met de molaire massa
- **Molaire massa = MM x 1 g/mol**
- Aantal moleculen in één mol is steeds gelijk aan 6,023.10<sup>23</sup> moleculen (getal van Avogadro)

## 11) Concentraties

- $\text{percentage (\%)} = \frac{\text{massa van 1 component}}{\text{totale massa}} * 100 \%$
- $\text{Gram/Liter} = \frac{\text{massa van 1 component}}{\text{totaal volume}}$
- $\text{Molariteit} = \frac{\text{aantal mol van 1 component}}{\text{totaal volume}}$
- Molaliteit = aantal mol opgeloste stof per kg oplosmiddel

## 12) Structuur van het atoom

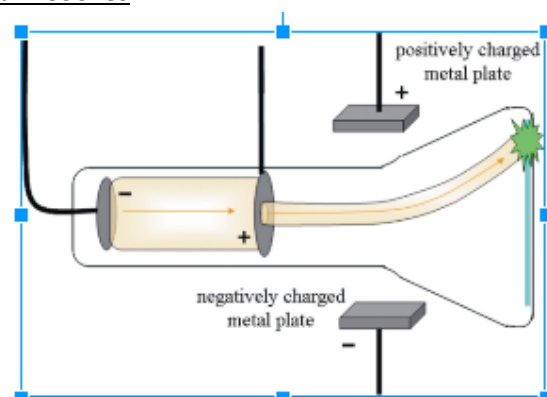
- kunnen we niet waarnemen
  - de golflengte van hetgene waarmee men de waarneming uitvoert is minstens even groot als de afmeting van het atoom
- We weten dus niet hoe een atoom eruit ziet!
- We moeten een idee krijgen van hoe een atoom eruit ziet via **modellen** (die uiteraard onvolmaakt zijn)



# Hoofdstuk 1: Atoombouw en periodiek systeem

## 1. Korte historiek

- Leucippius
  - Alles is opgebouwd uit ondeelbare en onvergankelijke stukjes materie = **atomen**
- Empedocles
  - Vier-elemententheorie
  - Alles is gemaakt uit aarde, water, lucht en vuur
  - Aarde = droog en koud
  - Water = nat en koud
  - Lucht = nat en warm
  - Vuur = droog en warm
- Aristoteles
  - Vier-elemententheorie + 5<sup>de</sup> element ether
- Robert Boyle
  - Onderscheid tussen stoffen bestaande uit 1 element en samengestelde stoffen
- John Dalton
  - Elementen bestaan uit atomen
  - Een atoom is het kleinste deel + eigenschappen van positieve en negatieve deeltjes
  - **Element = atoomsoort**
  - **Chemische reactie = herschikking van atomen**
- Sir William Cookes



- 
- Hij wekte elektrische stralen op in zelfgemaakte glazen ballonnen = kathodestralen
- Tussen negatieve elektrode (kathode) en positieve elektrode (anode) werden lichtstralen zichtbaar en deze kwamen terecht op ingesmolten metalen plaatje met nauwe opening.
- Een smalle straal bereikte door deze opening een fluorescerend scherm dat op de plaats van het treffen oplichtte. De kathodestralen werden naar de positieve pool afgebogen.
- Conclusie
  - In een elektrisch veld worden kathodestralen afgebogen naar de positieve pool
  - Verklaring: Ze bestaan uit negatief geladen elektronen ( Jean Baptist Perrin)

- Joseph John Thomson

- **Atoommodel van Thomson (1904)**

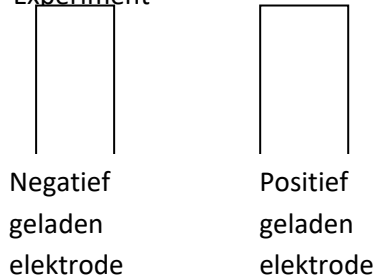
- Watermeloen” of “plumpudding” model

- Elektronen zijn zoals de rozijnen in een plumpudding

- Positief geladen bol met een doorsnede van  $10^{-10}$  meter

- Ingebed in deze positief geladen bol: elektronen

- Experiment



- Er is een verplaatsing van deeltjes van de negatieve naar de positieve kant
    - Via dit experiment komt hij tot zijn atoommodel
    - Aan de grondslag van dit atoommodel lag Dalton

- Conclusie

- Er moeten ook positieve deeltjes aanwezig zijn om de negatieve in evenwicht te brengen
    - Atoommodel = een positief geladen massa met daarin verspreid een passend aantal negatieve deeltjes/**elektronen**

- Herni Becquerel

- Experimenten gebruikmakend van radioactiviteit

- Meer informatie over de plaats van de geladen deeltjes

- Onderscheid tussen alfastralen ( positief geladen deeltjes) en bètastralen (negatief geladen deeltjes)

- Ernest Rutherford

- **Atoommodel van Rutherford ( 1911)= planetair model**

- Experiment

- Goudfolie waar hij alfa deeltjes op af stuurde
    - Als Thomson juist was, dan zouden er heel veel deeltjes moeten terugkaatsten want alfa deeltjes zijn positief geladen

- Resultaat

- Alfa deeltjes gingen er gewoon door, heel weinig werden er teruggekaatst

- Conclusie : **Planetair model**

- Het atoom is een **ijle** structuur.
      - Je kan er los door
    - Het moet voor het overgrote deel uit ledige ruimte bestaan
    - Centraal in deze ledige ruimte moet een **compacte positief geladen kern** aanwezig zijn. ( waarrond de elektronen bewegen)
      - Want daarom kwamen sommige alfa deeltjes terug

## 2) Structuur van het atoom

### 2.1) Elementaire deeltjes

- Atomen ( diameter =  $10^{-10}$  m) bestaan uit 3 elementaire deeltjes
  - Protonen in de kern
    - Positieve lading
    - Eenheidslading +1
    - Diameter =  $10^{-15}$  m
  - Neutronen in de kern
    - Elektrisch neutraal
  - Elektronen in de elektronenmantel
    - Negatieve lading
      - Deze negatieve lading is de kleinst mogelijke hoeveelheid van elektrische lading = **elementaire lading** = lading van elektron
    - Eenheidslading -1
    - Zeer kleine massa te verwaarlozen in vergelijking met massa van de kern
- **Atoomnummer Z**
  - = aantal protonen in de kern
    - Kenmerkend voor de atoomsoort of het element
    - Plaats van atoomsoort in het periodiek systeem wordt bepaald door het aantal protonen
  - = aantal elektronen van een niet-geladen atoom
    - In een neutraal atoom is het aantal elektronen= aantal protonen
- Massa van een atoom
  - Elektronen zijn verwaarloosbaar
  - Bepaald door protonen en neutronen
  - **Massagetal A = protonenaantal Z + aantal neutronen**
- ${}^A_Z$  *elementsymbol*
  - Zo maken we een onderscheid in isotopen
  - Atomen met dezelfde aantallen protonen en elektronen kunnen in de kern verschillend aantal neutronen hebben= ze zijn **isotopen**
  - **Nuclide**= een element gekenmerkt door een gegeven aantal protonen en een bepaald aantal neutronen
  - Isotopen zijn dus nucliden met een zelfde aantal protonen maar een verschillend aantal neutronen

### 2.2) Atoommassa

- Atoommassa-eenheid = a.m.e = **u** (unit)
  - = Twaalfde deel van de massa van de nuclide C-12 ( = koolstofisotoop met 12 nucleonen )
  - $1u = 1.66054 \cdot 10^{-27}$  kg

- Relatieve nuclidemassa
  - Verhouding tussen de werkelijke massa van een bepaalde nuclide en de a.m.e
  - Vb. nuclidemassa van H is 1.000783 u, de relatieve nuclidemassa van H is 1.00783
- Atoommassa van een element
  - = gemiddelde van de nuclidemassa's van de isotopen in een natuurlijk mengsel rekening houdend met de verhouding waarin die nucliden voorkomen
  - Relatieve atoommassa = indien we de eenheid(u) weglaten

### 2.3. Massadefect

- Om protonen en neutronen in kern samen te houden is energie nodig
  - Deze energie gaat ten koste van een deel van de massa
  - Het verschil tussen de som van de massa's van de kerndeeltjes en de kernmassa = **massadefect**

## 3) Elektronenmantel

### 3.1) Onvolmaaktheid van het atoommodel van Rutherford

- Probleem met model van Rutherford
  - Wetten van het elektromagnetisme:
    - Rond een bewegende elektrische lading ( $\sim e^-$ ) ontstaat een elektromagnetisch veld. Hiervoor is Energie nodig.
      - ✓ Elektronen verliezen echter geen Energie (aantrekking door de positieve kern wordt niet relatief sterker, waardoor atomen spontaan zouden ophouden te bestaan)
    - Gelijksortige atomen zenden allemaal dezelfde kleuren licht uit (en absorberen).
      - ✓ Dit was niet het geval, er is een lichtspectrum te zien
      - ✓  $e^-$  zouden echter op iedere verandering in het elektromagnetische veld moeten reageren. [Elektromagnetische straling]
  - Het model van Rutherford voldoet dus niet aan de wetten van het elektromagnetisme

### 3.2) Elektromagnetische straling

- Elektromagnetisch veld:
  - Ruimte waarin elektrische en magnetische krachten samen werkzaam zijn
  - Sinusoïdale golf
    - Vanuit de bron verspreidt het elektromagnetisch veld zich van locaties van grote en van kleine elektromagnetische invloed
    - Verband tussen de kracht van het veld en de plaats die men beschouwt is een sinusfunctie

- Elektromagnetische golven
  - Bezitten energie en kunnen zich in de ruimte voortplanten
  - golflengte  $\lambda$  [m]
    - kortste afstand tussen 2 plaatsen in dezelfde elektromagnetische toestand
  - frequentie  $f$  [Hz = 1/s]
    - Aantal golflengte dat afgelegd wordt in 1 seconde
  - periode  $T$  [s]
    - tijd nodig om 1 golflengte af te leggen
  - In het luchtledige:
    - Alle golven planten zich voort met de lichtsnelheid  $v = c = 300.000 \text{ km/s}$
    - Lichtsnelheid is niet in alle middenstoffen hetzelfde, wel het grootste in luchtledige
  - $\lambda * f = c$ 
    - Hoe kleiner de golflengte, hoe groter de frequentie
  
- Lichtemissie
  - Licht wordt opgewekt bij het ontstaan/opwekken van elektromagnetische golven
  - Kleurenspectrum
    - Opeenvolging van alle zichtbare kleuren
  - Zonnelicht geeft continu kleurenspectrum
    - elektromagnetische stralen met opeenvolging van golflengten van de kleuren die dit licht samenstellen
  - Waterstofgas geeft lijnen kleurenspectrum
    - elektromagnetische stralen met welbepaalde golflengten van vier verschillende kleuren
  - In bepaalde omstandigheden kunnen atomen elektromagnetische golven uitstralen (**emissie**) of opslorpen (**absorptie**)
    - Emissie: Bij gloeien leveren meeste stoffen slechts beperkt aantal kleureffecten omdat ze elektromagnetische stralen met welbepaalde golflengte hebben
    - Absorptie: Stoffen kunnen bepaalde elektromagnetische golven opvangen, als men wit licht door gasvormige stof stuurt worden bepaalde golflengten geabsorbeerd en krijgt men bij doorgang door glazen prisma een onvolledig spectrum, zwarte strepen ontstaan en wijzen op aard van opgeslorpte stralen
      - ✓ **lijnspectrum=absorbtiespectrum**

### 3.3) Energiekwanta

- Verklaring lijnspectrum(Max Planck/ Albert Einstein ):
  - materie kan niet continu energie leveren of opnemen, maar slechts met kleine porties "energiekwanta"
    - kwantum= minimale portie energie  $E$
    - **elektromagnetische stralen kunnen dus niet continu energie uitwisselen, maar wel in pakketjes die men kwanta noemt.**

- $E = h \times f$  met  $h = \text{constante van Planck} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{Js}$ 
  - Hoe groter de frequentie, hoe groter de energie
  - De grootte van een kwantum hangt dus af van de frequentie van de golf
- Indien een pakketje niet voldoende elektronen heeft blijft het in dezelfde toestand, anders gaat het naar een andere toestand
- Energie heeft dus een deeltjeskarakter  $\Delta E = n \times h \times f$  met  $n$  een geheel getal
  - Elektronen bevinden zich normaal in E-armste toestand (grondtoestand = meest stabiele).
  - Door opnemen van E-kwanta komen de elektronen terecht in een E-rijkere toestand (aangeslagen toestand);
  - 'n' in formule, dus slechts beperkt aantal aangeslagen toestanden;
  - Bij terugvallen van elektronen op lager E-niveau
    - ontstaan van elektromagnetisch golven waarvan de golflengte overeenkomt met de vrijgekomen energie

### 3.4) Atoommodel van Bohr (1913) = uischilmodel

- Postulaten van Bohr
  - De elektronen hebben in een atoom een bepaalde E-inhoud die niet verandert zonder invloed van buiten het atoom.
    - Als je er licht op afstuurt, kunnen de elektronen energie opnemen en geraken ze in de aangeslagen toestand
    - Als je geen licht meer doet, gaan de elektronen terug zakken naar de grondtoestand
  - Niet alle E-inhouden kunnen in een atoom opgeslagen worden, maar slechts welbepaalde waarden.
  - Een elektron kan van een bepaald E-niveau overgaan naar een hoger E-niveau door het opsorpen van de overeenkomstige E-hoeveelheid.
  - Bij het terugvallen op een lager E-niveau straalt het elektron het E-verschil uit.
- Besluit( niet juist , wordt later nog verbeterd)
  - De elektronen kunnen dus op een beperkt aantal welbepaalde banen (of "schillen") rond de kern draaien.
  - Het uitzenden of opsorpen van elektromagnetische stralen stemt overeen met het verspringen van elektronen naar een lager of hoger energieniveau.
  - Nummering van schillen vanaf kern.
    - De nummers stemmen overeen met de waarden van het hoofdkwantumgetal 'n' (max. #  $e^-$  per baan:  $2n^2$ )
    - Op schil  $n = 1$  ( Kschil) maximaal 2 elektronen
    - Op schil  $n = 2$  ( Lschil) maximaal 8 elektronen
    - Op schil  $n = 3$  ( Mschil) maximaal 18 elektronen
    - Op schil  $n = 4$  ( N schil) maximaal 32 elektronen

### 3.5) Nog meer kwantumgetallen

- Spectroscopische waarnemingen wijzen op meer emissie- en absorptielijnen dan in model van Bohr.
- **Atoommodel van Sommerfeld(1916)**
  - Spectrometrie:
    - zeer fijne structuur van de E-niveaus , sommerfeld gaat dit verklaren
    - veel meer energieniveaus
    - Atoommodel van Sommerfeld geeft een verklaring voor de fijne structuur van de energieniveaus
  - Atoommodel van Bohr:
    - Lijnenspectrum van H: ok
    - Lijnenspectra van atomen met meer dan 1 elektron: niet ok
    - Bohr's model klopt dus enkel voor waterstof
- Voorstel Sommerfeld:
  - E- niveaus gekenmerkt door **hoofdkwantumgetal**
  - E-niveaus onderverdelen in subniveaus, gekenmerkt door hun "**nevenkwantumgetal**"  $l$  ( $=0, 1, 2, \dots, n-1$ ) met  $n$  = aantal schillen
  - In aanwezigheid van magnetisch veld:
    - per subniveau nog eens verschillende E-waarden :
    - invoering van het derde (**magnetisch**) **kwantumgetal**  $m_l$
    - $m_l$  ( $= -l, \dots, -2, -1, 0, 1, 2, \dots, l$ )
  - Uit theoretische berekeningen bleek dat er een vierde kwantumgetal nodig was : **spinkwantumgetal**
    - $M_s = -1/2$  of  $+1/2$
    - Twee manieren waarop een elektron rond zijn as kan draaien: rechts of links

### 3.6) Golfmechanisch atoommodel (1927) ( Schrödinger en Heisenberg)

- Einstein:
  - Elke massa komt overeen met een bepaalde E-hoeveelheid:
  - Deeltjes hebben een golf karakter, een elektromagnetische golf
- Kritiek op atoommodel van Sommerfeld:
  - Als elke massa gelijk is aan bepaalde hoeveelheid energie (einstein) en omgekeerd gedragen materiële deeltjes zich soms als een elektromagnetisch golf  
→ **dualiteit van elektron:** elektron soms beschrijven als deeltje omdat het materiële eigenschappen vertoont (massa) en soms als elektromagnetische golf (elektronenstralen kunnen elkaar uitdoven → als elektron een golf is heeft het geen zin om te spreken van elektronenbanen of -schillen
  - **Onzekerheidsprincipe** van Heisenberg
- Heisenberg:
  - Onzekerheidsprincipe:
    - Baan van een  $e^-$  kan niet exact bepaald worden

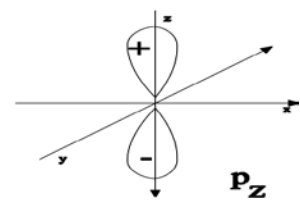
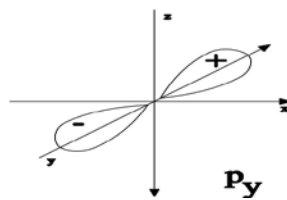
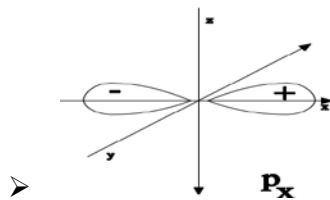
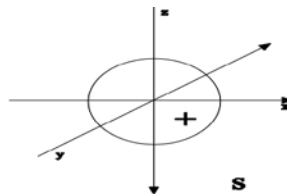
- De positie en de snelheid van een elektron kunnen niet samen exact bepaald worden, ofwel kennen we de positie, ofwel kennen we de snelheid
- Dus de schillen kloppen niet
- $\Delta x * \Delta(mv) = \frac{h}{4\pi}$
- Delta x = onzekerheid van de positie
- Delta (mv)= onzekerheid van de impulsmoment
- h= constante van planck
- Gevolg
  - Einde aan atoommodellen met elektronenbanen of schillen
- Schrödinger: nieuw atoommodel
  - elektron kan worden beschreven als een golffunctie, d.i. een vgl. waarin x, y, z voorkomen + gegevens over E-inhoud (= waarschijnlijkheid waarin het elektron zich bevindt bijvoorbeeld in 90% van de gevallen) van het elektron
  - Golffunctie = "Orbitaal"
- **Orbitaal** = golffunctie
  - Het is een bewegingsvergelijking
    - De vergelijking is moeilijk te visualiseren
  - Het kwadraat van deze vergelijking geeft de waarschijnlijkheid aan een elektron op een bepaalde plaats terug te vinden
  - Geen banen meer maar waarschijnlijkheids-functies
  - Een Elektronenwolkmodel
  - **Dus een orbitaal is de ruimte waarin er 90% kans is dat het elektron zich daarin bevindt**
- Voorbeeld
  - Bv orbitaal waterstofatoom in laagste energieniveau: voorgesteld door bol met donker centrum, naar buiten toe ijler, waarschijnlijkheid wordt nergens 0 dus oneindige bol

### 3.7) Verband tussen orbitalen en kwantumgetallen

- Vier kwantumgetallen
  - n = hoofdkwantumgetal
  - l = nevenkwantumgetal (verschillende subniveaus)
  - m<sub>l</sub> = magnetisch kwantumgetal
  - m<sub>s</sub> = spinkwantumgetal
- n bepaalt energie-inhoud van het elektron
  - naam schillen van binnen naar buiten: K(n=1) L(n=2) M(n=3) N(n=4)
  - [Opvulling van de schillen vindt plaats van binnen naar buiten]
  - Kleinste waarde van n komt overeen met het laagste energieniveau
    - Dus komt ook overeen met de schil het dichtst bij de kern gelegen



- $l$  bepaalt mee de vorm van de orbitaal
  - afhankelijk van het hoofdkwantumgetal
  - Op zelfde niveau dus verschillende soorten orbitalen met licht energieverval:  $E_s < E_d < E_p < E_f$
  - Vorm van orbitaal is onafhankelijk van niveau waartoe hij behoort, maar volume wordt groter naarmate  $n$  stijgt, aantal orbitalen wel afhankelijk van niveau
  - s orbitaal :  $l = 0$  (max. 2  $e^-$ )
    - sferisch en symmetrisch rond de centraal gelegen kern

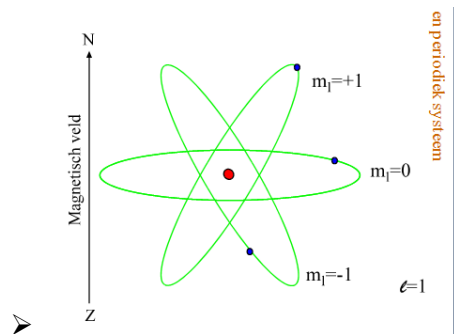


- p orbitaal :  $l = 1$  (max. 6  $e^-$ )
  - vorm van de letter acht
  - haltervormig, de kern bevindt zich in de vernauwing
- d orbitaal:  $l = 2$  (max. 10  $e^-$ )
- f orbitaal :  $l = 3$  (max. 14  $e^-$ )

Hoofdkwantumgetal $n$	Nevenkwantumgetal $l$
$n = 1$	$l = 0$
$n = 2$	$l = 0, 1$
$n = 3$	$l = 0, 1, 2$
$n = 4$	$l = 0, 1, 2, 3$

- - Indien  $n = 1$ 
    - ✓  $l = 0$
    - ✓ 1<sup>ste</sup> energieniveau heeft dus slechts 1 subniveau
    - ✓ Enkel een s orbitaal mogelijk
  - Indien  $n = 2$ 
    - ✓  $l = 0$  en  $l = 1$
    - ✓ 2<sup>de</sup> energieniveau wordt dus opgesplitst in 2 subniveaus
    - ✓ Zowel een s orbitaal als een p orbitaal
- Besluit
  - S orbitalen zijn er op alle niveaus
    - ✓ 1s = s orbitaal van het eerste niveau

- ✓ 2s= s orbitaal van het tweede niveau
  - ✓ S orbitaal van het tweede niveau is energierijker en groter dan een s orbitaal van het eerste niveau
  - P orbitalen vanaf het tweede
  - D orbitalen vanaf het derde
  - F orbitalen vanaf het vierde
- $m_l$  bepaalt de oriëntering van het orbitaal tov een willekeurige richting
  - Indien  $l = 0$ 
    - $m_l = 0$
    - dit betekent dat het s orbitaal dus slechts op 1 mogelijke manier kan georiënteerd zijn
  - Indien  $l = 1$ 
    - $m_l = 1, m_l = 0$  of  $m_l = -1$
    - 3 p orbitalen met verschillende oriëntatie



- $m_s$  komt voort uit het feit dat elektronen niet enkel om de kern draaien, maar ook rond hun eigen denkbeeldige as
  - er zijn slechts twee mogelijke rotaties (spintoestanden):  $+1/2$  en  $-1/2$
  - Alleen elektronen met tegengestelde spin  $\uparrow\downarrow$  kunnen een elektronenpaar vormen

### 3.8) Orbitalenvoorstellingen en waarschijnlijkheidsschillenmodel

- Moeilijk grafisch voor te stellen
  - Kleurendensiteitsplot
    - intensiteit van de kleur is evenredig met de waarschijnlijkheid
  - vlakken met gelijke waarschijnlijkheden
  - orbitalen (omhullenden die 90% van de totale waarschijnlijkheid bevatten)
- Waarschijnlijkheidsschillenmodel
  - Alle orbitalen die dezelfde waarde van  $n$  hebben vormen een schil:
    - $n=1$ : K-schil
    - $n=2$ : L-schil
    - $n=3$ : M-schil

- enz.
- Alle orbitalen die dezelfde waarde van  $n$  en van  $l$  hebben vormen een subschil.
  - $n=2$  en  $l=1$ : 2p-subschil (3 orbitalen)
  - $n=3$  en  $l=2$ : 3d-subschil (5 orbitalen)
  - $n=4$  en  $l=3$ : 4f-subschil (7 orbitalen)
- De waarschijnlijkheidsfuncties van de orbitalen van een subschil verschillen van elkaar in oriëntatie maar weinig of niet van vorm
- De som van de waarschijnlijkheden van alle orbitalen van een subschil samen heeft steeds de vorm van een bol (bolsymmetrie)
- Bolsymmetrie geeft een extra stabiliteit (energie-verlaging)

### 3.9) Uitsluitingsprincipe van Pauli

- Toestand van een elektron in een atoom wordt nu VOLLEDIG BEPAALD DOOR DE VIER KWANTUMGETALLEN!!
- Volgens het exclusieprincipe van Pauli geldt dan
  - In eenzelfde atoom kunnen er nooit 2 elektronen voorkomen die dezelfde set van 4 kwantumgetallen hebben
  - Dus: eenzelfde orbitaal kan max. 2 elektronen bevatten; die elektronen hebben bovendien een tegengestelde spin
  - Gevolg: het maximaal aantal elektronen per energieniveau =  $2n^2$
- Twee elektronen in eenzelfde orbitaal = elektronenpaar = gepaard elektron
- Indien elektron alleen voorkomt in een orbitaal = ongepaard, eenzaam elektron

## 4) Elektronenconfiguratie van de atomen

### 4.1) opvullingen van de energieniveaus volgens stijgende energie

- **Elektronenconfiguratie**
  - Wijze waarop alle elektronen in een atoom verdeeld zijn over de verschillende niveaus en orbitalen
- **Regel van de minimale energie:**
  - Elk atoom streeft naar een zo stabiel mogelijke toestand, dwz een toestand van laag mogelijke energie.
  - De  $E$  neemt toe met stijgend schilnummer, dus eerst 1s niveau, dan 2s niveau, etc.
    - Eerste s, dan p dan d dan f
  - Opvullen van laag naar hoog energieniveau
  - Dit is niet altijd juist
    - Het kan dat een subniveau van een lager niveau een hogere energie inhoud heeft dan een subniveau van een hoger niveau