# §1 Atoommodel

## Moleculen

Een stof is opgebouwd uit heel kleine moleculen en moleculen weer uit nog kleinere atomen. In een niet-ontleedbare stof is maar 1 atoomsoort aanwezig, die sterk uiteenlopende

eigenschappen hebben. Toch zijn alle atomen uit 3 nog kleinere deeltjes opgebouwd.

## De ontwikkeling van het atoommodel

Om de bouw van een atoom weer te geven, gebruik je een atoommodel. Zo’n atoommodel blijft zich ontwikkelen, omdat er steeds nieuwe ontdekkingen worden gedaan. Aan het huidige atoommodel heeft Ernest Rutherford een grote bijdrage geleverd. Hij ontdekte namelijk de **atoomkern**, het massieve deeltje dat Rutherford nucleus noemde. Voor en na Rutherford is het atoommodel al meerdere keren veranderd, zie overzicht hieronder voor een volledige lijst met alle veranderingen en theorieën in de loop der jaren.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **jaar** | **persoon** | **model** | **theorie** |
| ca. 450 v.Chr. | Demokritos |  | Demokritos stelt dat alle materie uit onverwoestbare deeltjes bestaat. Atomos = Grieks voor onsplitsbaar. |
| 1808 | Dalton |  | Ook volgens Dalton bestaat alle materie uit ondeelbare bolletjes. |
| 1897 | Thomson |  | In 1897 wordt het elektron ontdekt. Het atoom moet dus bestaan uit negatieve deeltjes in een soort positieve pudding, ook wel ‘krentenbolmodel’ genoemd. |
| 1911 | Rutherford |  | Rutherford stelt experimenteel vast dat het atoom is opgebouwd uit een positieve atoomkern met een daaromheen een negatief geladen elektronenwolk. Een paar jaar later ontdekt hij ook een positief geladen kerndeeltje, het proton. |
| 1913 | Bohr |  | Bohr verfijnt het model door elektronen een vaste baan rond de kern toe te kennen. |
| 1932 | Chadwick |  | Chadwick ontdekt het neutron, een ongeladen deeltje. |

## Atoommodel van Bohr

Het huidige atoommodel gaat uit van het **atoommodel van Bohr**. Volgens dit atoommodel

bestaat een atoom uit een positief geladen atoomkern met daaromheen negatief geladen

**elektronen** die in één van de **elektronenschillen** om de atoomkern in een vaste baan bewegen. Elektronen kunnen verschillende afstanden tot de atoomkern bezitten, de afstand die ze tot de kern hebben bepaald in welke schil ze zitten. De elektronenschillen worden aangeduid met letters, zo kan een elektron in de K-, L- of M- schil zitten. Er zit wel een maximum aan hoeveel elektronen er in een schil kunnen, zie tabel 2.

|  |  |
| --- | --- |
| **Schil** | **Maximaal aantal elektronen** |
| **K** | 2 |
| **L** | 8 |
| **M** | 18 |

Het is dus niet mogelijk om (met dit model) een atoom te vinden met 3 of meer elektronen

in de K-schil.

In de atoomkern zitten positief geladen protonen en daartussen neutraal geladen

neutronen (behalve bij het waterstofatoom).

Belangrijk is om te weten dat atomen zelf ongeladen zijn, dat wil zeggen dat er evenveel

elektronen als protonen aanwezig zijn.

De massa van protonen, neutronen en elektronen wordt uitgedrukt in de **atomaire massa-eenheid** waarvoor geldt: , zie tabel 3.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **deeltje** | **plaats** | **lading** | **massa** | **massa** |
| proton | atoomkern |  |  |  |
| neutron | atoomkern |  |  |  |
| elektron | elektronenwolk |  |  |  |

Atomen zijn extreem klein, de ‘grootte’ van een atoom wordt bepaald door de

elektronenwolk.

## Indicatoren van atomen

Hoeveel protonen er in een atoom zitten wordt aangegeven met het **atoomnummer**.

Elke atoomsoort (element) heeft zijn eigen atoomnummer. Dit atoomnummer blijft altijd

hetzelfde. Als je het atoomnummer weet, weet je ook direct hoeveel *elektronen* een atoom bevat, omdat er evenveel *protonen* als *elektronen* in een atoom zitten.

Hoeveel een element bevat wordt aangegeven met het **massagetal**.

Niet alle atomen hebben één massagetal, atomen kunnen meerdere massagetallen hebben.

Een atoom dat meerdere massagetallen heeft noemen we een **isotoop** (meervoud: **isotopen**).

Koolstof (C) is bijvoorbeeld een isotoop. Om aan te geven dat het een isotoop is, kun je

achter het elementsymbool het massagetal noteren: C-12, C-13 en C-14.

De wetenschappelijke schrijfwijze voor elementen is:

Het massagetal (linksboven) en het atoomnummer (linksonder) voor het elementsymbool

genoteerd.

Bijvoorbeeld:

Hieruit valt te lezen dat: dit koolstofatoom **6 protonen**, 8 neutronen en **6 elektronen** heeft.

Het aantal protonen in de atoomkern (het atoomnummer) bepaalt tot welk element het

atoom behoort. Omdat het chemisch gedrag van een atoom wordt bepaald door het aantal

elektronen, hebben isotopen dezelfde chemische eigenschappen.

# § 2 Periodiek systeem

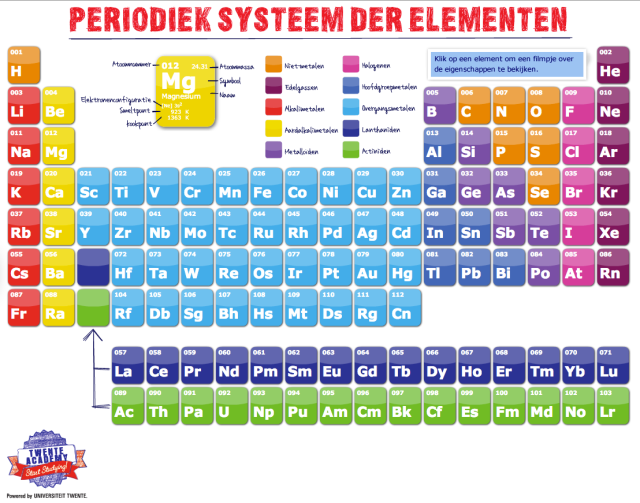
Een periodiek systeem is een tabel die bestaat uit chemische elementen, die op een logische manier zijn gerangschikt. Dit systeem is bedacht door de scheikundige Dimitri Mendelejev in 1869. Hij rangschikte de elementen naar oplopende atoommassa in combinatie met hun chemische eigenschappen.

Toch gebruiken we tegenwoordig een iets ander periodiek systeem, dit gebeurde nadat

Rutherford zijn atoommodel had opgesteld. Hij rangschikte de atomen naar atoomnummer.

Hierdoor kon de atoombouw worden gebruikt om de plaats in het periodiek systeem te

bepalen.



De verticale kolommen in het periodiek systeem noemen we **groepen**.

De horizontale rijen in het periodiek systeem noemen we **perioden**.

Elementen in dezelfde groep hebben vaak overeenkomende chemische eigenschappen.

Sommige groepen hebben een **groepsnaam** gekregen.

Zo staan in groep 18 de **edelgassen** deze elementen reageren bijna niet met andere

elementen, vandaar ‘edel’, omdat al hun elektronenschillen zijn gevuld. De meeste atomen

‘streven’ naar het hebben van een **edelgasconfiguratie**.

In groep 17 staan de **halogenen**, deze reageren heftig met metalen.

De metalen in groep 1 zijn de **alkalimetalen**, zij reageren heftig (tot zelfs explosief) met

water.

De metalen in groep 2 heten de **aardalkalimetalen**, zij reageren makkelijk met edelgassen.

Voor de rest bestaat het periodiek systeem uit metalen en niet-metalen.

# § 3 Moleculaire stoffen

Je hebt veel verschillende stoffen, met allemaal hun eigen eigenschappen. De ene is heel

kleurrijk of ruikt heel lekker en de ander is kleurloos en heel brandbaar. Dit wordt bepaald

door de eigenschappen van moleculen. Onder andere door de grootte en massa van de

atomen en de moleculen en hoe deze deeltjes met elkaar reageren.

De bindingen die moleculen in de vaste en vloeibare fase bij elkaar houden noemen we

**vanderwaalsbindingen**. De vanderwaalsbinding wordt sterker naarmate de molecuulmassa

groter is. Hoe sterker de vanderwaalsbinding tussen de moleculen, hoe moeilijker deze

elkaar loslaten. Daardoor worden het smelt- en kookpunt hoger. De vanderwaalsbinding

heeft dus invloed op de fase van een stof bij kamertemperatuur.

Hoe makkelijk stoffen reageren met andere stoffen wordt bepaald door het aantal

elektronen in de buitenste schil. Elektronen kunnen worden overgedragen van het ene

atoom op het andere atoom. Alle atomen willen het liefst hun buitenste schil helemaal

gevuld hebben (edelgasconfiguratie), dit doen ze door hun elektronen met elkaar te delen

totdat de buitenste schil helemaal gevuld is. Als atomen dit doen noemen we het een

**atoombinding**.

Om goed duidelijk te maken hoe de atomen met elkaar zijn verbonden gebruiken we een

**structuurformule**. Het gedeelde elektronenpaar, of het **gemeenschappelijke elektronenpaar**, wordt aangegeven met een streepje.

Het aantal atoombindingen dat een atoom kan vormen om de edelgasconfiguratie te

verkrijgen, wordt de **covalentie** van het atoom genoemd. De covalentie van een atoom valt

eenvoudig uit het periodiek systeem te lezen. Een atoombinding wordt ook wel een

**covalente binding** genoemd.

Als een stof een groot netwerk van atomen vormt noemt men dat een **atoomrooster**.

Doordat atoombindingen zo sterk zijn hebben de stoffen met een atoomrooster relatief

hoge smeltpunten.

# § 4 Atoommassa en molecuulmassa

Om erachter te komen hoeveel atomen en moleculen er in een bepaalde hoeveelheid stof

zitten, maken we gebruik van een scheikundige berekening en een grootheid om het aantal

moleculen en atomen in uit te drukken.



Deze grootheid is de **mol**. In 1 mol zitten moleculen ofwel moleculen. De

hoeveelheid moleculen en atomen noemen we de **chemische hoeveelheid** aangegeven met de letter.

heet ook wel de **constante van Avogadro**.

Om een hoeveelheid massa om te rekenen naar mol maken we gebruik van de molaire

**massa M**. Om de molaire massa te berekenen heb je de **molecuulmassa** van een atoom nodig. De molecuulmassa is te vinden in het periodiek systeem.

De molaire massa van water isdat betekent dat een mol waterweegt.