

Samenvatting Scheikunde H3

Door: Immanuel Bendahan

Inhoudsopgave

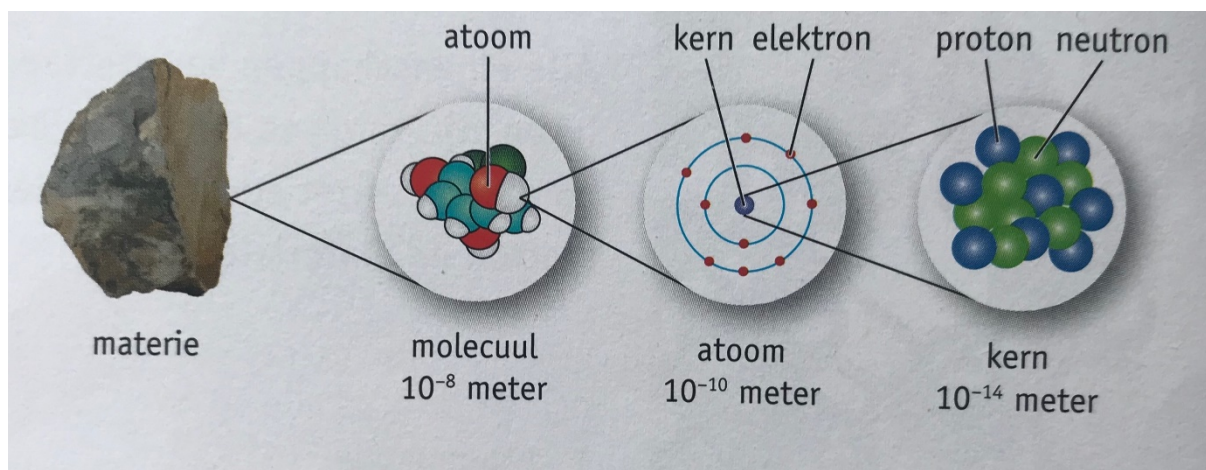
| | |
|---|---|
| §1 Atoommodel | 1 |
| Moleculen | 1 |
| De ontwikkeling van het atoommodel..... | 1 |
| Atoommodel van Bohr..... | 2 |
| Indicatoren van atomen..... | 3 |
| § 2 Periodiek systeem | 4 |
| § 3 Moleculaire stoffen | 4 |
| § 4 Atoommassa en molecuulmassa | 5 |

§1 Atoommodel

Moleculen

Een stof is opgebouwd uit heel kleine moleculen en die weer uit nog kleinere atomen.

In een niet-ontleedbare stof is maar één atoomsoort aanwezig, die sterk uiteenlopende eigenschappen hebben, toch zijn alle atomen uit 3 nog kleinere deeltjes opgebouwd, zie figuur 1.





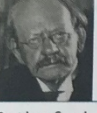









Figuur 1. Van groot naar klein, Foto uit het boek, § 1.

De ontwikkeling van het atoommodel

Om de bouw van een atoom weer te geven, gebruik je een atoommodel. Zo'n atoommodel blijft zich ontwikkelen, doordat 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.

Zowel voor als na Rutherford is het atoommodel al een aantal keer veranderd, zie overzicht hieronder voor een volledige lijst met alle veranderingen en theorieën in de loop der jaren.

| jaar | | model | theorie |
|----------------|---|---|--|
| ca. 450 v.Chr. | Demokritos  |  | Demokritos stelt dat alle materie uit onverwoestbare kleine deeltjes bestaat. <i>Atomos</i> = 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 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 kerndeeltje. |

Tabel 1: De ontwikkeling van het atoommodel in de tijd (Boek: tabel 1, § 1).

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.

Tabel 2: Elektronenschillen van Bohr (Boek: Tabel 3 § 1)

| 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, u** (unit), waarvoor geldt: $1,0 u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, zie tabel 3.

Tabel 3: Lading en massa van een atoomdeeltje. (Boek: Tabel 2 § 1)

| deeltje | plaats | lading (e) | massa (u) | massa (kg) |
|----------------------------|----------------|------------|---------------------|-----------------------|
| proton (p ⁺) | atoomkern | 1 + | 1,0 | $1,67 \cdot 10^{-27}$ |
| neutron (n) | atoomkern | 0 | 1,0 | $1,67 \cdot 10^{-27}$ |
| elektron (e ⁻) | elektronenwolk | 1 - | $5,5 \cdot 10^{-4}$ | $9,11 \cdot 10^{-31}$ |

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 *protonen* + *neutronen* 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.

massagetal
atoomnummer **Elementsymbool**

Voorbeelden:

$^{14}_6\text{C}$ Hieruit valt te lezen dat: dit koolstofatoom **6 protonen**, **8 neutronen** en **6 elektronen** heeft.

$^{13}_6\text{C}$ Hieruit valt te lezen dat: dit koolstofatoom **6 protonen**, **7 neutronen** en **6 elektronen** heeft.

$^{12}_6\text{C}$ Hieruit valt te lezen dat: dit koolstofatoom **6 protonen**, **6 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.

Het huidige periodiek systeem is te vinden op: <https://www.ptable.com/?lang=nl>.

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 (H₂O).

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 N_A moleculen ofwel $6,02 \cdot 10^{23}$ moleculen. De hoeveelheid moleculen en atomen noemen we de **chemische hoeveelheid** aangegeven met de letter ***n***.

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

Formule aantal mol naar aantal deeltjes:

$$N = n * N_A$$

Aantal deeltjes naar aantal mol:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

In deze formules gelden:

- N is het aantal deeltjes;
- N_A is het getal van Avogadro, $6,02 \cdot 10^{23}$;
- n is het aantal mol.

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**, aantal protonen + aantal neutronen, van een atoom nodig. De molecuulmassa is te vinden in het periodiek systeem.

De molaire massa van water is $18,02 \text{ u}$, dat betekent dat een mol water $18,02 \text{ g}$ weegt.

Formule aantal mol naar massa:

$$m = n * M$$

Massa naar aantal mol:

$$n = \frac{m}{M}$$

In deze formules gelden:

- m de massa in gram;

- n het aantal mol;
- M de molaire massa in g/mol .