7.1 Het deeltjesmodel

**Een model van een stof**

Elke stof heeft zijn eigen soort moleculen. Aangezien je niet kunt zien hoe een stof zich gedraagt kun je het je wel voorstellen. Daarbij kan je gebruik maken van het deeltjesmodel. **Als de moleculen van een stof niet veranderen** of het nou gas vast of vloeibaar is blijf je dezelfde moleculen houden. **De moleculen van een stof bewegen voortdurend.** De moleculen zijn onophoudend in beweging. Hoe hoger de tempratuur hoe sneller ze gaan bewegen. **De moleculen van een stof trekken elkaar aan.** De aantrekkingskracht van moleculen worden sterker als de moleculen dicht bij elkaar bewegen. De kracht word zwakker als ze bij elkaar vandaan bewegen.

**Fasen en fase overgangen**

Met het deeltjesmodel van een stof kun je je de fasen en fase overgangen als volgt voorstellen. **Vaste stof.** In een vaste stof hebben alle moleculen een vaste plaats. Op die plaats bewegen de moleculen heel snel heen en weer. Ze zijn voortdurend aan het trillen. De afstand tussen de moleculen is erg klein daarom is de aantrekkingskracht groot. Als de tempratuur dan stijgt gaan de moleculen meer trillen daardoor ontstaat er meer ruimte tussen de moleculen. Het gevolg de stof zet uit. Ook de aantrekkingskracht word minder. Bij het smeltpunt is de aantrekkingskracht te klein om de moleculen op hun op hun plaats te houden. De stof gaat smelten en word vloeibaar. **Vloeistof.** De moleculen in een vloeistof bewegen langs en door elkaar heen. Ze hebben ook geen vaste plaats meer. De aantrekkingskracht is nu kleiner dan als de stof vast zou zijn. De kracht is nog wel groot genoeg om de moleculen bij elkaar te houden. In bijvoorbeeld een rivier ontsnappen regelmatig moleculen uit het water (vloeistof). Aangezien moleculen snel bewegen als ze verhit worden verdampt het water uit de rivier. **Gas**. Moleculen van een gas bewegen los van elkaar door de ruimte waar het gas in zit. De afstand van de moleculen is nu heel groot. Ook de aantrekkingskracht is nu erg klein. Een gas kan je gemakkelijk samen persen. Dat komt omdat bij een gas veel lege ruimte hebt zitten tussen de moleculen. Daardoor kost het weinig moeite om de volume kleiner te maken. Bij vaste en vloeibare stoffen is dat anders. Daar zitten de moleculen dicht op elkaar daardoor kun je ze niet of nauwelijks samenpersen. Bij een fase overgang veranderd dus eigenlijk alleen de afstand tussen de moleculen en de manier hoe ze bewegen. De molecuul zelf veranderd niet. Daarvoor heb je een chemische reactie nodig.

**Chemische reactie**

Bij een chemische reactie veranderen de moleculen. Bij een fase overgang niet. Een voorbeeld van een chemische reactie is het verbranden van aardgas. bij een verbranding wordt zuurstof verbruikt. Uit de aardgas en de zuurstof worden twee nieuwe stoffen gevormd namelijk water en koolstofdioxide. Als je dit in een reactie schema zou moeten zetten zijn hierbij aardgas en zuurstof de beginstoffen. Het reactieproduct zijn het water en de koolstofdioxide.

Aardgas en zuurstof zijn bij de reactie veranderd in koolstofdioxide en water. Uit de gevormde stoffen kun je geen aardgas meer maken. Daarom is de verandering onomkeerbaar. Bij natuurkunde gaat het juist over omkeerbare veranderingen.

7.2 Tempratuur en het deeltjesmodel

**Gasdruk**

In een gas bewegen de moleculen met een grote snelheid door elkaar heen. Als je de gas op zou sluiten in bijvoorbeeld een gasfles of een autoband botsen ze voortdurend tegen de wanden van de ruimte. Al die botsingen zorgen voor een constante druk op de wanden. Die druk noem je gasdruk. Bij een autoband drukt het gast tegen de binnenkant van de band daardoor word de band stevig. Hoe meer gasmoleculen je in een ruimte perst hoe hoger de gasdruk. Dat kan je zien als je autoband oppompt. Als je je de band te hard oppompt kan hij gaan klappen door de druk.

**Gasdruk en tempratuur**

Als de tempratuur van een gas stijgt gaan de moleculen steeds sneller bewegen. De moleculen botsen daardoor vaker en met een grotere snelheid tegen de wanden. Het gevolg is dat de gasdruk toeneemt. Bij bijvoorbeeld een brand kan de druk in een gasfles zo hoog oplopen dat de fles uiteindelijk explodeert. Met een manometer kun je de druk meten en met een thermometer de tempratuur.

**Het absolute nulpunt**

De beweging van de moleculen hebben te maken met welke tempratuur zij hebben. Hoe hoger de tempratuur hoe sneller ze bewegen, hoe lager de tempratuur hoe langzamer ze bewegen. Bij het absolute nulpunt kunnen de moleculen niet meer bewegen. Dat gebeurd bij -273 graden Celsius. Het is ook niet mogelijk om de stof meer af te laten koelen.

**De kelvinschaal**

De schaal van kelvin heeft een ander nulpunt dan Celsius. Niet het smeltpunt zoals bij water maar het absolute nulpunt. -273 graden Celsius komt dus overheen met 0 kelvin. Om de tempratuur in kelvin te vinden moet je 273 optellen bij de tempratuur in graden Celsius. Om terug te rekenen moet je 273 van de tempratuur in kelvin aftrekken. **Formule:**

Tc = Tk – 273 Tk = Tc + 273

7.3 Stoffen scheiden

**Stoffen gebruiken**

Veel stoffen die je nodig hebt komen uit de natuur. Meestal vind je die stoffen niet in een zuivere vorm maar in een mengsel. Dat mengsel kan je niet gelijk gebruiken, je moet eerst het mengsel scheiden van de stoffen die je niet nodig hebt. Alleen goud en diamant komen in een zuivere vorm voor in de natuur.

**Stoffen scheiden**

Je hebt allerlei manieren om een stof te scheiden. Zo kan je het extraheren, filteren en indampen. Welke scheidingsmethode je gebruikt hangt af van de stof af die in het mengsel aanwezig is. **Indampen:** Deze methode gebruik je bijvoorbeeld voor zeewater. In zeewater zit namelijk zout en water. Als je het water laat verdampen hou je dus alleen het zout over. Indampen is een manier om een opgeloste stof te scheiden van een oplosmiddel. **Filteren.** Deze methode gebruik je bijvoorbeeld voor een mengsel van zand en water. Als je het mengsel giet door de filter blijft het zand in de filter. Het water word opgevangen in het residu. **Extraheren.** Deze methode gebruik je bijvoorbeeld voor vaste stoffen zoals gemalen koffie. Als je het heette water bij koffiepoeder giet lossen sommige stoffen op in het water. De stoffen die niet oplossen blijven achter als vaste stof. Het is dus eigenlijk oplosbare stoffen scheiden van niet oplosbare stoffen. Je moet bij extraheren een oplosmiddel zo kiezen dat de ene vaste stof uit het mengsel wel oplost en de ander niet. Soms worden al deze 3 scheidingsmethodes na elkaar gebruikt. Eerst extraheer je de oplosbare stof met een geschikt oplosmiddel. Dan filtreer je de oplossing om de onoplosbare stof te verwijderen. Ten slotte damp je de oplossing in zodat je de oplosbare stof overhoudt.

**Zuiveren**

Scheidingsmethoden worden ook veel gebruikt in fabrieken. Bijvoorbeeld voor suiker. De suikerbieten die in zo’n fabriek worden verwerkt, bestaan voor 15 tot 20% uit suiker. Stap voor stap worden de suikerkristallen door middel van extraheren gescheiden van de andere stoffen. Ten slotte houd je dus bijna 99% aan suikerkristallen over.

**Moleculen sorteren**

Als je gebruik maakt van een scheidingsmethode ben je eigenlijk de moleculen aan het sorteren. Je zorgt er dus voor dat de moleculen van dezelfde soort bij elkaar komen.

**Zuiveren stoffen**

In theorie kun je een stof 100% zuiver maken. In zo’n stof zijn alle moleculen van dezelfde soort. In de praktijk is dit niet haalbaar. Er blijven altijd kleine hoeveelheden van andere moleculen achter. Stoffen zoals suiker, keukenzout en gedestilleerd water zijn daarom nooit helemaal zuiver al worden ze wel zuivere stoffen genoemd.

7.4 Atomen als bouwstenen

**Atomen: de bouwstenen van moleculen**

Moleculen zijn opgebouwd uit atomen. Atomen zijn als het waren kleine bouwsteentjes van moleculen.

**Het watermolecuul** is het kleinst en bestaat uit **een zuurstofatoom** en **twee waterstofatomen**. (H20) **De molecuul van ethanol** (alcohol) bestaat uit **twee koolstofatomen**, **zes waterstofatomen** en **een zuurstofatoom**. (C2H6O) **Een molecuul sacharose** (kristalsuiker) **twaalf koolstofatomen**, **tweeëntwintig waterstofatomen**, en **elf zuurstofatomen.** (C12H22O11)

**Stoffen ontleden**

Moleculen zijn opgebouwd uit meerdere atomen. Een molecuul kun je kapot maken. Dat noem je ontleden. De lossen bouwsteentjes (atomen) hou je over en daarmee kun je dus nieuwe combinaties maken. Bijvoorbeeld 2 moleculen van H20, als je die ontleedt krijg je 4 waterstofatomen en 2 zuurstofatomen. Waterstof en zuurstof zijn in dit geval elementen omdat je de stof niet verder meer kunt ontleden.

Er zijn verschillende soorten manieren om stoffen te ontleden. Je kunt bijvoorbeeld het toestel van Hoffman gebruiken. Als er stroom door het water loopt verdwijnt het water langzaam. Daarvoor in de plaats krijg je twee nieuwe stoffen namelijk waterstofgas en zuurstofgas.

**De bouw van een atoom**

Een **atoom** bestaat uit **protonen**, **neutronen** en **elektronen.** Elke atoom heeft een kern met daaromheen een aantal elektronen. De atoom kern is opgebouwd uit protonen en neutronen. Een uitzondering is het waterstofatoom. Deze bestaat uit een proton en heeft geen neutronen.

**Protonen**

Een proton heeft een hele kleine massa: 1,673 . 10-27 kg. Een proton heeft een kleine positieve lading.

**Neutronen**

Neutronen vormen samen de kern met protonen in een atoom. De massa van een neutron is bijna even groot als die van een proton. Een neutron is neutraal en is niet elektrische geladen.

**Elektronen**

Een elektron is een negatief geladen deeltje. De massa van een elektron is nog kleiner dan die van protonen en neutronen. De lading van een elektron is even groot als die van een proton.

**Isotopen**

De atomen van een element hebben allemaal hetzelfde aantal protonen in hun kern. Elke koolstofatoom heeft zes protonen. Elke zuurstofatoom heeft acht protonen en elke aluminiumatoom heeft er dertien. Van elke atoom kan je dat opzoeken in je binas. De atomen van een element kunnen wel een verschillend aantal neutronen in hun kern hebben. Je zegt dan dat het element verschillende isotopen heeft.

Een massagetal geeft het totale aantal kerndeeltjes aan. (het aantal protonen + het aantal neutronen). Omdat je de massa van de elektronen kunt verwaarlozen, is het massagetal ook een maat voor de totale atoommassa.