3.2 De bouw van stoffen

Metalen zijn stoffen die alleen uit metaalatomen bestaan. Metalen geleiden stroom in vaste én vloeibare fase.

Zouten zijn stoffen die bestaan uit zowel metaalatomen als niet-metaalatomen. Zouten geleiden alleen stroom in vloeibare fase, niet in vaste fase.

Moleculaire stoffen zijn stoffen die alleen bestaan uit niet-metalen. Moleculaire stoffen geleiden niet.

In een metaalrooster kunnen door de relatief zwakke aantrekkingskracht van de kern op de buitenste elektronenschil elektronen uit de buitenste schil trekken. Hierdoor ontstaat een positief geladen metaalion en vrij bewegende elektronen (hierdoor geleid metaal het metaal dus!). De positief geladen ionen trekken de vrij bewegende elektronen aan waardoor een sterke metaalbinding ontstaat.

Zouten bestaan uit positieve en negatieve ionen, deze gaan een ionbinding aan en zo ontstaat een ionrooster. In vloeibare fase verliezen de ionen hun vaste plaats in het rooster waardoor de wel stroom kunnen geleiden.

Moleculaire stoffen zijn ongeladen en kunnen daardoor geen stroom geleiden. Een kristalrooster van moleculen heet een molecuulrooster en wordt gevormd door vanderwaalsbindingen.

3.3 Binding in moleculen

Namen van moleculaire stoffen bestaat uit voorvoegsels en een atomen. De voorvoegsels staan in Binas tabel 66C (mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octo). Het laatste atoom in de molecuulnaam eindigt op -ide. Voorbeelden: P2O3:difosfortrioxide, H2O: diwaterstofmono-oxide.

Bij een atoombinding deelt een van de twee atomen een of meerdere elektronen met het andere atoom. Het aantal ‘deelbare’ elektronen is het aantal elektronen in de buitenste schil van een elektron en heten valentie-elektronen, deze zijn zichtbaar in de Lewisstructuur. Als deze valentie-elektronen dan gedeelt zijn vormen ze paren

Bij apolaire atoombindingen bevindt het paar valentie-elektronen zich even ver bij iedere atoomkern vandaan.

Bij polaire atoombindingen bevindt het paar valentie-elektronen zich op verschillende afstanden van de atoomkern. Hierdoor krijgt het ene atoom een positieve lading en het andere atoom een negatieve lading.

Om te bepalen welke atoomsoort het hardst trekt kun je gebruik maken van elektrovalentie (Binas tabel 40A). Het atoom met de hoogste elektronegativiteit trekt het hardst.

Als het verschil in EN kleiner is dan 0,4 dan is het molecuul apolair. Is het verschil groter dan 0,4 maar kleiner dan 1,7 dan is het polair. Als het verschil groter is dan 1,7 spreken we van een ionbinding.

|  |  |
| --- | --- |
| verschil in elektronegativiteit | binding |
| <0,4 | apolair |
| 0,4-1,7 | polair |
| >1,7 | ionbinding |

3.4 Vanderwaalsbinding

Vanderwaalsbinding is de aantrekkingskracht tussen moleculen. Des te meer de krachten aan elkaar trekken des te moeilijker het is om de moleculen uit elkaar te trekken, dit zorgt ervoor dat als de vanderwaalskracht toeneemt het kook- en smeltpunt ook toeneemt. Als de molecuulmassa in een stof groter is blijkt de vanderwaalskracht ook groter te zijn.

3.5 Waterstofbruggen

Doordat polaire moleculen niet altijd lineair (in een rechte lijn) zijn kan het zijn dat er in een molecuul een positieve en een negatieve kant ontstaat. Dit soort moleculen heten dipoolmoleculen, bindingen tussen afzonderlijke dipoolmoleculen heet dipool-dipoolbinding. Deze binding is sterker dan vanderwaalsbinding.

Wanneer een moleculen een OH- of NH-binding hebben ontstaat er een sterke dipool-dipoolbinding. Deze bindingen heten waterstofbruggen en zorgen ook voor een verhoogt kook- en smeltpunt.

Moleculen die geen ladingsverdeling hebben zijn apolair (ionbindingen zijn geen moleculen!!). Hierbij kijk je naar het gehele molecuul, want een molecuul kan wel polaire atoombindingen bevatten.

3.6 Mengsels van moleculaire stoffen

Als een stof oplost worden bindingen tussen moleculen verbroken en worden er nieuwe bindingen gevormd tussen de verschillende stoffen. Over het algemeen lossen polaire stoffen goed op in polaire stoffen (meestal hydrofiel) en apolaire stoffen in apolaire stoffen (meestal hydrofoob).

Als een stof zich kan mengen met meerdere middelen dan zal op den duur de concentratie van de stof in de middelen niet meer veranderen, er is nu een dynamisch evenwicht.

3.7 Volume van een mol gas

Bij constante temperatuur en druk bevatten gassen van gelijke volumes evenveel molculen en dus evenveel mol. Het volume van één mol gas wordt weergegeven met het symbool Vm.



3.8 Percentage, promilage en ppm

Procent: 1/100

Promille: 1/1000

Ppm: 1/1000000