**Scheikunde Hoofdstuk 1.**

Paragraaf 1.2

Een atoom bestaat uit:

* Protonen = positief geladen deeltjes, het aantal protonen bepaalt welke atoomsoort het is.
* Neutronen = deeltjes zonder lading, massa ongeveer gelijk aan protonen.
* Elektronen = negatief geladen deeltjes, lading is precies even groot als die van een proton

Atoomnummer = het aantal protonen

De massa van proton/elektron = atomaire massa-eenheden = u

De elektrische lading druk je uit in coulomb.

Massagetal = de som van aantal protonen en neutronen

Atoommassa = de massa van een atoom.

Isotopen = atomen met hetzelfde aantal protonen, maar verschillend aantal neutronen

De atoommassa (A) is meestal het gemiddelde. De waarde word bepaald door:

* De massa’s van de isotopen in het isotopenmengsel van het element.
* De percentages waarin de isotopen voorkomen in dat mengsel

Molecuulmassa (M) = de som van de atoommassa’s van alle atomen die voorkomen in een molecuul.

Paragraaf 1.3

Elementen = stoffen die uit één atoomsoort bestaan

Het periodiek systeem:

* Periode = de horizontale rij
* Groep = de verticale rij
* Groep 1 = alkalimetalen = zachte metalen, reageren heftig met water
* Groep 2 = aardalkalimetalen = hardere metalen, minder heftige reactie met water
* Groep 17 = halogenen = 2-atomige moleculen, reageren makkelijk met andere elementen
* Groep 18 = edelgassen

Atomen bewegen in bepaalde banen rond de atoomkern, dat zijn schillen.

Valentie-elekronen = de elektronen in de buitenste schil

Paragraaf 1.4

Drie verschillende soorten stoffen:

* Moleculaire stoffen
* Zouten
* Metalen

Elektrische stroom is transport van geladen deeltjes. Kan alleen als:

* In de stof moeten geladen deeltjes aanwezig zijn
* Deze geladen deeltjes moeten zich vrij kunnen bewegen

Moleculaire stoffen = geen elektrische stoom geleiden, ongeladen deeltjes

Zouten = alleen in vloeibare fase elektrische stroom, geladen deeltjes die in vaste fase niet kunnen

bewegen. De geladen deeltjes zijn ionen.

Metalen = vaste en vloeibare fase elektrische stroom, geladen deeltjes, voldoende bewegingsvrijheid

In vaste fase = negatieve vrije elektronen zorgen voor elektrische leiding

1 – mono, 2 – di, 3 – tri, 4 – tetra, 5 – penta, 6 – hexa, 7 – hepta, 8 – octa

Paragraaf 1.5

Structuurformule = tekening van moleculen. Streepje – binding tussen 2 atomen (atoombinding)

Covalentie = het aantal bindingsmogelijkheden van een atoom in een molecuul

Covalenties:

* H, F, Cl, Br, I = 1
* O, S = 2
* N, P = 3
* C, Si = 4

Atoombinding/covalente binding = binding tussen 2 atomen van niet-metalen (door 2 elektronen)

Paragraaf 1.6

Moleculen trekken elkaar aan. Dit leidt tot een binding tussen de moleculen = Vanderwaalsbinding

Hogere temperatuur houdt in dat moleculen heftiger bewegen.

Hoe groter de molecuulmassa, hoe sterker de vanderwaalsbinding, en hoe hoger het smeltpunt en kookpunt van de stof.

Bij verdampen worden er alleen vanderwaalsbindingen verbroken, terwijl er bij het oplossen nieuwe vanderwaalsbindingen ontstaan.

Paragraaf 1.7

Bij toenemende molecuulmassa neemt sterkte van de vanderwaalsbinding ook toe. (kookpunts stijgt)

Waterstofbrug = een extra intermoleculaire binding

Tussen moleculen met OH- en/of NH-groepen treedt behalve vanderwaalsbinding ook een waterstopbrug op.