Scheikunde hoofdstuk 1 en 3

*Hoofdstuk 1*

**Atoommodel van Rutherford (**atoomkern met elektronen wolk)

* Een atoom bestaat uit een positief geladen kern en een negatief geladen elektronen wolk.
* De atoomkern bestaat uit positief geladen protonen en ongeladen neutronen.
* De elektronenwolk bestaat uit negatief geladen elektronen.
* Het aantal protonen en elektronen is gelijk aan het atoomnummer.
* Het aantal neutronen is gelijk aan het massagetal – het aantal protonen.

**Atoommodel van Bohr (**atoom kern omringt door schillen)
Het atoommodel van Bohr komt overeen met die van Rutherford, alleen verdeelde Bohr de elektronenwolk in 3 schillen:

* K-schil: max 2 elektronen
* L-schil: max 8 elektronen
* M-schil: max 18 elektronen (Valentie- Elektronen = Elektronen in de buitenste schil)

**Atoommodel van Dalton**
Een atoom is een massief bolletje. Elke atoomsoort heeft zijn eigen afmetingen.

* **Elektronenconfiguratie** is de verdeling van de elektronen over de schillen.
* **Atomaire massaeenheid (u) =** 1,7 · 10-27 kg
* Massagetal (p+ + n0)
* Atoomnummer (p+)

**Isotopen** zijn atomen met hetzelfde aantal protonen, maar met een verschillend aantal neutronen. Isotopen kun je weergeven op 2 manieren:

* Symbool met daarachter het massagetal
* Symbool met linksboven het massagetal en linksonder het atoomnummer

Het **periodieksysteem** is een systeem waarin alle atoomsoorten zijn gerangschikt naar opklimmend atoomnummer. (Rangschikking door **Mendelejev**)

* Het bestaat uit horizontale perioden en verticale groepen.
* Atoomsoorten van elementen die op elkaar lijken staan in één groep.

4 groepen die je moet weten:

* Groep 1: alkalimetalen
* Groep 2: aardalkalimetalen
* Groep 17: halogenen
* Groep 18: edelgassen

**Synthetische elementen**: Elementen met een atoomnummer >92 zijn gemaakt.

* Deze vervallen/zijn radioactief

**Radioactief:** Instabiel zijn van elementen

* Vallen uit elkaar na een bepaalde tijd (**halveringstijd**)

**Relatieve atoommassa** berekenen 🡪 Van alle isotopen maak je de volgende berekening:

* Massa isotoop x percentage
* Antwoord van elk isotoop bij elkaar opgeteld geeft de relatieve atoommassa\

**Molecuulmassa** berekenen

* Tel alle waarden (in u) van alle atomen in een molecuul bij elkaar op

Meetwaarden & Telwaarden

* **Meetwaarde** = waardes bij metingen
* **Telwaarde** = hoeveel keer is er gemeten

Grootheid en eenheid

* **Grootheid** = wat je kan meten (massa, afstand, tijd)
* **Eenheid** = uitdrukken van een grootheid (kg, uur, m3)

Afronden

* Significantie moet je zelf bepalen bij het eindantwoord
* Tussenantwoord NOOIT afronden

*Hoofdstuk 3*

**Niet-metalen**
Geleiden nooit elektrische stroom en bestaan uit ongeladen deeltjes. Bv: suiker, water en kaarsvet.

**Zouten**
Zouten geleiden alleen in de vloeibare fase maar in de vaste fase niet want dan kunnen de geladen deeltjes ( + en – ionen) niet vrij bewegen. Bv: natriumchloride en natriumfluoride.

**Metalen**
Metalen geleiden zowel in de vloeibare als vaste fase. Ze bevatten in beide fasen beweeglijke geladen deeltjes. In de vloeibare fase bewegen zowel de elektronen als positieve ionen. In de vaste fase bewegen alleen de vrije elektronen en blijven de positieve ionen op hun plaats. Bv: zink en ijzer.

Twee soorten metalen:

1. **Edelmetalen**
* Worden niet aangetast door andere stoffen
* Goud, platina en zilver
1. **Onedele metalen**
* Reageren wel met andere stoffen; hoe onedeler hoe sneller het reageert met andere stoffen
* Bv. Kalium en natrium

**Corrosie:** Aantasting door stoffen in de lucht

* Roest (ijzer + lucht + water)
* **Galvaniseren**: laagje tegen corrosie

**Legering:** Mengsel van metalen (ook wel alliage genoemd)

* Worden in de vloeibare fase gemengd
* Voordeel: harder en/of beter bestand tegen milieu

**Vanderwaalsbinding:** De vanderwaalskrachten tussen moleculen zorgen ervoor dat een binding tussen de moleculen ontstaat.

Oplossen van stoffen

* Verbreken vanderwaalsbindingen
* Vorming vanderwaalsbindingen
* Enkel in gasfase zijn vanderWaals bindingen verbroken

**Covalentie**: Aantal atoombindingen dat een atoom kan vormen

* Atoombinding = covalente binding

**Atoomrooster :** Netwerk van atomen verbonden door atoombindingen.

**Elektronegativiteit** (ΔEN) ( Tabel 40A)

Soorten bindingen 🡪

* Metalen: Niet van toepassing
* Moleculaire stoffen
* Zuivere atoombinding: ΔEN = 0
* Normale atoombinding: 0 < ΔEN ≤ 0,4
* Polaire atoombinding : 0,4 < ΔEN ≤ 1,6
* Zouten: ΔEN > 1,6
* Ionbindingen

**Dipoolmolecuul**

* Wanneer er een negatieve en positieve kant is (**dipoolmoment**)
* Wordt ook een **polaire stof** genoemd 🡪 δ- kant van het molecuul zal aan de δ+ kant van het andere molecuul trekken
* **dipool-dipool aantrekking** 🡪 Binding tussen twee dipoolmoleculen bestaat uit een dipool-dipoolbinding (dipool-dipool interactie)

**Polair of apolair**

* δ- en δ+ vallen samen

Verband molecuulmassa & kookpunt

* Hogere molecuulmassa 🡪 sterkere bindingen
* Kost meer energie om het kapot te maken
* Resulteert in een hoger kookpunt

Het verschil in elektronegativiteit tussen de beide atomen bepaalt of de atoombinding wel of niet **polair** is:

* wel polair: verschil in elektronegativiteit tussen de 0,4 en 1,7.
* niet polair: verschil in elektronegativiteit tussen de twee atomen kleiner of gelijk aan 0,4.

**H-bruggen**

* Gevormd door O- of N-atoom met een positief H-atoom
* Veroorzaakt door polaire binding
* Ontstaan tussen moleculen met NH- en/of OH-groepen
* H-bruggen sterkere binding dan vanderwaalsbindingen
* Watermoleculen zorgen voor oppervlaktespanning
* Watermoleculen worden naar beneden getrokken
* Kracht nodig er doorheen te breken

Mengen van vloeistoffen

* Soort zoekt soort
* Polaire stof lost op in polaire stoffen
* Apolaire stof lost op in apolaire stoffen

Stoffen lossen op in water door H-bruggen

* **Hydrofiel** (houd van water – lost wel op)
* **Hydrofoob** (angst voor water – lost niet op)
* Oplosbaarheid vaste stof neemt toe bij stijging temperatuur.
* Oplosbaarheid gassen neemt af bij stijging temperatuur.

Onverzadigde en verzadigde oplossingen

* Verzadigd 🡪 Maximale hoeveelheid stof is opgelost
* Onverzadigd 🡪 Er kan nog meer van een stof opgelost worden. Concentratie maximale opgeloste stof niet aanwezig

Een **ion** is een deeltje met een positieve of negatieve lading. Positieve en negatieve ionen trekken elkaar erg aan.

* Een ion ontstaat doordat een atoom 1 of meer elektronen uit zijn buitenste schil afstaat of erin opneemt.
* Atomen uit de groepen 1,2,13,15,16,17 vormen dan ionen met een **edelgasconfiguratie.**
* Een **positief** **ion** ontstaat doordat een atoom een elektron afstaat.
* Een **negatief ion** ontstaat doordat een atoom een elektron opneemt.
* De **elektrovalentie** van een atoom komt overeen met het aantal elektronen dat het atoom moet opnemen of afstaan om een ion te worden.

Naamgeving

* Positieve ionen 🡪 (metaal)-ion Ag+  zilverion

Fe2+  🡪 ijzer(II)ion

Fe3+  🡪 ijzer(III)ion

* Negatieve ionen 🡪 (niet metaal)-ide

F- 🡪 Fluoride

Cl- 🡪 Chloride

Uitzonderingen

* Waterstof 🡪 hydride, H-
* Zuurstof 🡪 oxide, O2-
* Zwavel 🡪 sulfide, S2-
* stikstof 🡪 nitride, N3
* Aantrekkingskracht tussen ionen met hogere lading is groter
* Zorgt voor verschil in smelt-/kookpunt

**Molecuulroosters**
In een moleculaire stof zijn de moleculen volgens een vast patroon gerangschikt. Dit patroon noemen we een molecuulrooster.
Het hangt van de molecuulstructuur van de stof af welk patroon het rooster aanneemt.

**Ionroosters**
In een zout zijn positieve en negatieve ionen naast elkaar geplaatst. Die trekken elkaar aan waardoor een zout stevig in elkaar zit. De regelmatige bouw van een zout wordt een ionrooster genoemd.
Het hangt van de grootte en de lading van de ionen af welke vorm het ionrooster aanneemt.

**Metaalroosters (kristalrooster)**
Een metaalrooster ontstaat doordat de metaalatomen elektronen loslaten waardoor ze veranderen in positieve ionen. De vrije elektronen bewegen langs de positieve ionen waardoor er aantrekkingskracht ontstaat tussen de positief en negatief geladen deeltjes. Daardoor zit het metaalrooster stevig in elkaar.

**atoombinding** : Een binding tussen 2 atomen van een niet-metaal. Een atoombinding bestaat uit 2 gedeelde bindingselektronen. Beide atomen leveren elk 1 elektron per binding.

**structuurformule**: van een moleculaire stof geeft aan welke atomen in een molecuul van die stof aanwezig zijn en hoe ze met elkaar zijn verbonden.

* Een zout breekt doordat de ionen verschuiven ten opzichte van elkaar. Daardoor komen positieve ionen naast positieve en negatieve ionen naast negatieve. Deeltjes met gelijke lading stoten elkaar af en het zout zal breken.
* In het metaalrooster verschuiven de positieve ionen ook ten opzichte van elkaar, maar er verandert niets aan het patroon. De positieve ionen en de vrije elektronen trekken elkaar nog even sterk aan. Het metaal breekt dus niet.

Formule

* Dichtheid = $\frac{massa }{volume }$ ofwel $P= \frac{m}{V}$