**SAMENVATTING SK SE: hs 1 T/M 5**

**HOOFDSTUK 1**

**§1.1 Mengsels**

* **Een mengsel bestaat uit verschillende stoffen. Een zuivere stof is één stof, dus geen mengsel.**

• Een vaste stof + vloeistof kan zijn:

* Een oplossing (=helder)
* Een suspensie (=troebel)

• Twee vloeistoffen kunnen zijn:

* Een oplossing (=helder) : de vloeistoffen zijn mengbaar
* Een emulsie (=troebel) : de vloeistoffen zijn **niet** mengbaar, een emulsie ontmengt vaak vanzelf.

Een emulgator voorkomt dat een emulsie ontmengt.

* **Een zuivere stof bestaat uit één soort moleculen. Een mengsel bestaat uit twee of meer soorten moleculen.**

• Scheiden:

Methodes die berusten op verschil in kookpunt:

* Indampen (bij een vaste stof die is opgelost in een vloeistof: je verdampt het oplosmiddel)
* Destilleren (bij een mengsel van vloeistoffen)

Methode die berust op een verschil in dichtheid:

* Bezinken (bij een suspensie)

Methodes die berusten op deeltjesgrootte:

* Filtreren en Hyperfiltratie/Membraanscheiding (bij een suspensie)

Andere methodes:

* Adsorptie
* Extractie
* Chromatografie (combinatie van adsorptie en extractie)
* Uitkristalliseren
* Centrifugeren

• Rendement =

**§1.2 Verbindingen en elementen**

* **Scheikundige reactie : begintstof(fen) → reactiepruct(en)**
* **Ontledingsreactie: één beginstof → twee of meer reactieproducten**

•Ontleden kan op drie manieren:

* Thermolyse (d.m.v. warmte)
* Elektrolyse (d.m.v. elektrische stroom)
* Fotolyse (d.m.v. licht)

Het omgekeerde van een ontleding = synthese (vorming van een stof uit twee of meer andere stoffen).

• Verbranden = reageren met zuurstof.

* **Een reagens is een stof waarmee je en andere stof aantoont. Kalkwater is een reagens op koolstofdioxide, wit kopersulfaat is een reagens op water.**

• De atoomtheorie:

1. Moleculen zijn opgebouwd uit atomen.
2. Atomen zijn ondeelbaar en onvernietigbaar.
3. **Als de moleculen van een stof zijn opgebouwd uit één soort atomen, is de stof een niet-ontleedbare stof.**
4. **Als de moleculen van een stof zijn opgebouwd uit verschillende soorten atomen, is de stof een ontleedbare stof.**

Niet ontleedbare stoffen = elementen. Ontleedbare stoffen = verbindingen.

Elementen zijn verdeeld in twee groepen: metalen en niet-metalen.

Het kleine getal rechts van een elementsymbool heet de index.

• Toestandsaanduiding:

* (s) = solid = vast
* (l) = liquid = vloeibaar
* (g) = gaseous = gasvormig
* (aq) = aqua = opgelost in water

**§1.3 Behoudswetten**

* **Wet van behoud van massa: de totale massa van de stoffen voor het proces is gelijk aan de massa van stoffen na het proces.**
* **Wet van elementbehoud: de massa van een element voor het proces is gelijk aan de massa van dat element na het proces.**
* De koolstofkringloop is een voorbeeld van behoud van het element koolstof, C.

Het tegenovergestelde van fotosynthese (of assimilatie) is dissimilatie.

* Een ander voorbeeld van elementbehoud is de kringloop van stikstof, N.
* **Wet van behoud van energie: de totale energie voor een proces is gelijk aan de totale energie na het proces.**
* **Een exotherme reactie is een reactie waarbij er energie uit de stoffen vrijkomt.**

**Een endotherme reactie is een reactie waarbij er energie in de stoffen wordt opgeslagen.**

**§1.4 Significante cijfers**

* **Significante cijfers zijn cijfers die betekenis hebben.**

Als je rekent met bijv. twee getallen met twee cijfers achter de komma, kan je antwoord niet nauwkeuriger zijn dan twee cijfers achter de komma!

* **Bij vermenigvuldigen en delen van meetwaarden is het aantal significante cijfers van de uitkomst gelijk aan het kleinste aantal significante cijfers waarmee de berekening is uitgevoerd.**
* **Nullen aan het eind van een getal tellen als significant cijfer.**

**Nullen aan het begin van een getal tellen niet mee.**

* **Bij optellen en aftrekken is het aantal cijfers achter de komma van de uitkomst gelijk aan het kleinste aantal cijfers achter de komma waarmee de berekening is uitgevoerd. Dus niet het kleinste aantal significante cijfers!**

**§1.5 Massa, volume en dichtheid**

• Massa (m) = de hoeveelheid materie (je gewicht hangt af van de zwaartekracht ergens, maar massa blijft altijd gelijk!). De officiële S.I. eenheid voor massa is kg (Binas tabel 3). Één ton = 10.000 kg.

• Volume (V) = de ruimte die een stof inneemt, meestal uitgedrukt in liter, L.

Een m³ = 1000 L = 1000 dm³.

• Dichtheid (ρ) = het quotiënt van massa en volume. Dichtheid is een stofeigenschap.

of

De eenheid is vaak kg/m³, g/cm³ of g/L.

(Bekijk Binas tabel 8 t/m 12 voor dichtheden).

**§1.6 Gehalten**

•Hoeveel iedere stof in een mengsel voorkomt = het gehalte van een stof in een mengsel.

• Percentages:

• Toxicologie = de leer van de vergiften (toxicon = gif).

Toxiciteit = de mate waarin een stof giftig is (Alle stoffen zijn giftig, alleen de dosis zorgt ervoor dat iets niet giftig is!).

ADI-waarde = Aanvaardbare Dagelijkse Inname (voor de mens).

MAC-waarde = Maximaal Aanvaardbare Concentratie.

Mutagene stoffen = stoffen die in het lichaam een verandering in het DNA teweegbrengen.

Carcinogene stoffen = mutagene stoffen die kanker veroorzaken.

**HOOFDSTUK 2**

**§2.1/§2.2 Koolstof en Fossiele brandstoffen**

• Koolstofchemie = de scheikunde van koolstofverbindingen.

Voor alles wat leeft is de atoomsoort koolstof essentieel. Van de ongeveer 12 miljoen verbindingen die tot nu toe bekend zijn, zijn er slechts een paar honderdduizend géén koolstofverbing.

• Fossiele brandstoffen (steenkool, aardgas, aardolie) ontstaan wanneer dode planten en dieren in de grond terecht komen en onder hoge druk worden samengeperst.

Fossiele brandstoffen worden sneller verbruikt dan dat ze gevormd worden, ook ontstaat er tijdens de verbranding zeer veel CO2.

• Steenkool betaat voor 80% tot 96% uit koolstof.

• Duurzame brandstoffen ontstaan uit organisch materiaal, de natuurlijke voorraden nemen niet af en ze dragen niet bij aan het broeikaseffect.

**§2.3 Atoombinding; covalentie**

* **Een structuurformule geeft aan hoe de atomen in een molecuul door atoombindingen (a.k.a covalente bindingen) zijn verbonden.**

In een structuurformule wordt de atoombinding weergegeven met een streepje, bijv.:

H – H

* **Een molecuulformule geeft aan uit welke atomen een molecuul is opgebouwd, en uit hoeveel atomen per atoomsoort.**

• Halogenen = elementen met twee atomen per molecuul (bijv.: fluor, chloor, broom of jood).

• In het molecuul H2 of Cl2 is er een enkelvoudige binding, in een molecuul O2 is sprake van een dubbele binding, in een N2 molecuul is er een drievoudige binding:

O O en N N

• Enkele covalenties:

|  |  |
| --- | --- |
| Element | Covalentie |
| H, F, Cl, Br, I | 1 |
| O, S | 2 |
| N, P | 3 |
| C, Si | 4 |

• Er zijn ook afwijkende covalenties: In SO2 heeft zwavel de covalentie 4, in SO3 de covalentie 6. Fosfor heeft vaak de covalentie 5 (i.p.v. 3).

• Covalenties komen in allerlei combinaties van bindingen voor: dubbele plus enkelvoudige, drievoudige plus enkelvoudige, dubbele plus dubbele etc.

(vb: C C )

* **Een koolwaterstof is een verbinding van twee elementen: koolstof en waterstof.**

**§2.4 Koolwaterstoffen-1: Ketens**

* **Een alkaan is een eenvoudige koolwaterstof zonder functionele groepen of dubbele bindingen. De algemene molecuulformule voor de alkanen is CnH2n+2 .**

De alkanen met één koolstofketen zonder zijtakken heten *onvertakte alkanen*, de alkanen met één of meer zijtakken heten *vertakte alkanen*.

|  |  |
| --- | --- |
| Naam | Formule |
| Methaan | CH4 |
| Ethaan | C2H6 |
| Propaan | C3H8 |
| Butaan | C4H10 |
| Pentaan | C5H12 |
| Hexaan | C6H14 |

• De structuurformules worden vaak verkort geschreven als bijv.:

CH3 – CH2 – CH2 – CH3

* **Halogeenalkanen zijn verbindingen waarbij in het molecuul van een alkaan één of meer H atomen vervangen zijn door atomen van een halogeen: F, Cl, Br of I.**
* **Isomeren zijn stoffen die dezelfde molecuulformule hebben, maar een verschillende structuurformule.**

• De naamgeving van vertakte alkanen gaat als volgt:

1. Zoek de langste onvertakte keten en geef de naam daarvan (bijv: butaan).
2. Zoek een vertakking:

* Alkylgroepen: methylgroep (CH3), ethylgroep (CH3 – CH2), propylgroep (C1 – C2 – C3 )

1. Geef deze vertakking een naam (bijv.: 1-methylethyl als een propylgroep aan de hoofdketen vastzit via C2: CH3 – CH – CH3 of propyl als een propylgroep via C1 aan de hoofdketen vastzit: - - CH2 – CH2 – CH3)
2. Voeg de naam van de hoofdketen en die van de vertakking samen: eerst het voorvoegsel (di, tri, tetra etc.) om het aantal aan te geven een zelfde soort vertakkingen, vervolgens de naam van de hoofdketen.
3. Als bij een langere keten de vertakking op verschillende plaatsen kan zitten geef je zijn plek aan met het nummer van het C-atoom waar hij aan vast zit. Je nummert hierbij altijd zo laag mogelijk (je begint dus aan die kant van de keten te nummeren waar je het eerst een zijgroep tegen komt!).
4. Wanneer er meer zijtakken aan hetzelfde C-atoom vast zitten geen je van beide vertakkingen afzonderlijk het nummer (waarbij dus een zo klein mogelijk getal ontstaat!).

• Alkanen hebben over het algemeen lagere kookpunten naarmate ze meer vertakt zijn, ze zijn niet oplosbaar in water en de alkanen met de kleinste moleculen zijn bij normale temperatuur en druk gasvormig. Alkanen worden toegepast als brandstoffen.

• Je kan langer koolstofketens *kraken* met behulp van een katalysator: je breekt de ketens in kortere stukjes om zo aan de vraag naar nafta (voor benzine) te voldoen.

* **Een alkeen is een koolwaterstof waarvan het molecuul één dubbele binding tussen twee koolstofatomen bevat. Alkenen zijn onverzadigde koolwaterstoffen, alkanen zijn verzadigde koolwaterstoffen. De algemene formule van de alkenen is CnH2n .**

• Voor de naamgeving van alkenen geldt het volgende:

1. De uitgang –aan van alkaan vervang je door –een van alkeen (bijv.: butaan → buteen)
2. De plaats van de dubbele binding geef je aan met een cijfer voor de naam van de hoofdketen, het cijfer geeft aan bij welk koolstofatoom de dubbele binding begint (bij etheen en propeen is een plaatscijfer in de naam overbodig).
3. Als een molecuul van een alkeen vertakt is, moet de nummering van de koolstofatomen van de langste keten zo gekozen worden, dat de **dubbele binding** het laagste plaatsnummer heeft, en dus niet de zijgroep!
4. Als een molecuul twee of meer dubbele bindingen bevat, geef je dit in de naam aan door een voorvoegsel (di, tri etc.) voor de uitgang –een te plaatsen (bijv.: alkadieen).

• Vaak wordt i.p.v. de systematische naam en *triviale naam* gebruikt (Binas tabel 66A).

•Alkenen zijn bijna niet oplosbaar in water en hebben een laag kookpunt.

* **Een alkyn is een koolwaterstof met één drievoudige binding tussen twee koolstofatomen. De algemene molecuulformule voor alkynen is CnH2n-2 .**

Vb: H – C C – H (ethyn, is het eenvoudigste alkyn. Triviale naam: acetyleen).

Ook alkynen zijn niet oplosbaar in water en hebben een laag kookpunt.

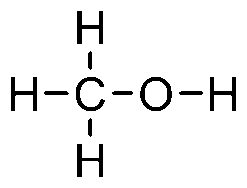
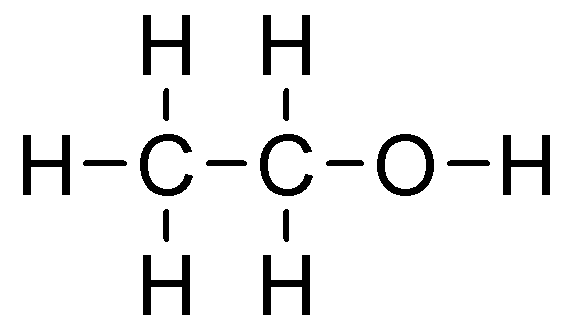
**§2.5 Karakteristieke groepen**

* **Een homologe reeks is een verzameling van stoffen waarbij de moleculen van de volgende stof één CH2 groep meer bevatten.**

(voorbeelden: alkanen, alkenen, alkynen, halogeenalkanen).

• De OH groep of hydroxygroep is de karakteristieke groep van de alcoholen. De eenvoudigste groep alcoholen is die van de *alkanolen*.

* **Een alkanol is een verbinding die je krijgt door in het molecuul van een alkaan één H atoom te vervangen door een OH groep.**

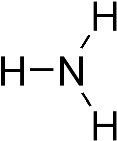
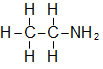
 

*Methanol ethanol (triviale naam: alcohol!)*

• De plaats van de OH groep in het molecuul wordt zo nodig aangegeven met een plaatscijfer vóór de naam van de hoofdketen (bijv.: 1-butanol).

* **Een alkaanamine is een verbinding die je krijgt door in het molecuul van een alkaan één H atoom te vervangen door een NH2 groep.**

De karakteristieke groep van de alkaanaminen is de NH2 groep of de aminogroep. De structuurformules van aminen lijken op die van ammoniak:

*Ammoniak ethaanamine*

* **Een alkaanzuur is een alkaan met een – COOH groep.**

Vb: methaanzuur: CHOOH of ethaanzuur: CH3COOH.

Een – COOH groep zit altijd aan het einde van een keten! (een plaatsnummer is overbodig).

* **De algemene formule van de alkaanzuren is CnH2n+1COOH. In tegenstelling tot de eerder genoemde homologe reeksen kan n hier ook nul zijn.**

Het bekendste alkaanzuur is ethaanzuur, triviale naam: azijnzuur (in verdunde oplossing: azijn).

De langere alkaanzuren lossen niet op in water en worden *vetzuren* genoemd. (Binas tabel 67 B1).

• Wanneer een molecuul twee zuurgroepen bevat, het hee: …dizuur.

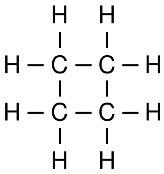
• Naamgeving:

* Een zuurgroep is altijd nummer 1 van de koolstofketen.
* Holgenen en groepen als methyl- en ethyl- volgens normale regels.
* OH groep wordt in een zuur ‘hydroxy’ genoemd.
* NH2 groep die in een zuur aanwezig is heet ‘amino- ’
* En natuurlijk worden zijgroepen in alfabetische volgorde voor de naam van het zuur geplaatst, worden ze voorzien van een voorvoegsel (di, tri, etc.) en krijgen ze per zijgroep een nummer.
* BINAS TABEL 66D VOOR NAAMGEVING!

**§2.6 Koolwaterstoffen-2: Ringverbindingen**

• Cycloalkanen:

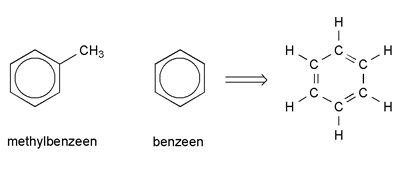
Zijn verzadigde cyclische koolwaterstoffen: cyclopropaan, cyclobutaan, enz.

http://encyclopedia.airliquide.com/images_encyclopedie/molecules/Cyclopropane.gif 

De algemene formule van cycloalkanen is CnH2n , net zoals bij alkanen.

• Aromaten:

Zijn verbindingen met één of meer benzeenringen in het molecuul. In *benzeen*, C6H6, vormen de koolstofatomen op een bijzondere manier een zesring:

De binnenste hoeken zijn 120°. Elk van de C atomen vormt drie covalente bindingen, de drie overblijvende bindingen (één per koolstofatoom) zijn verspreid

over de hele ring → de cirkel. Schematisch geeft men de benzeenring weer door een zeshoek met een ring erin te maken.

De benzeenring is, in tegenstelling tot een cyclohexaan ring (zie cycloalkanen hiervoor), vlak.

Een cyclohexaan ring komt in twee ruimtelijke standen voor: het bootmodel en het stoelmodel.

• Naamgeving ringverbindingen

Ook in aromatische koolwaterstoffen kunnen waterstofatomen (H) vervangen worden door andere atomen, bijvoorbeeld door een OH-groep (-ol) of een CH3-groep (methyl-).

* De koolstofatomen van de ring worden linksom of rechtsom zo genummerd dat de laagste nummering ontstaat.
* Wanneer een benzeenring en COOH-groep draagt, wordt de groep een *carbon*zuur genoemd
* In sommige gevallen is de ring niet de hoofdgroep, maar de zijgroep. In zo’n geval heet de ring een *fenyl*groep. (bijv: 1-chloor-2-fenylethaan is een ethaan keten (C2H6) met een chlooratoom en een benzeenring eraan).
* De benzeenring wordt een aromatische ring genoemd; verbindingen met één of meer benzeenringen in het molecuul het aromaten. Geur- en smaakstoffen bevatten vaak benzeenringen, vandaar dat ze aroma’s heten.

**HOOFDSTUK 3**

**§3.1 De bouw van het atoom**

John Dalton vond uit dat stoffen uit atomen bestaan.

* Elektronen: negatieve deeltjes in een atoom. Lading: 1- (=de eenheidslading). Elektronen vormen de *elektronenwolk* die om de kern van een atoom heen beweegt.
* Protonen: deeltjes in de kern van een atoom. Lading: 1+ (= gelijk aan de lading van een elektron, maar tegengesteld).
* Bij ongeladen atomen is het aantal elektronen in de elektronenwolk, gelijk aan het aantal protonen in de kern.
* In de kern van een atoom komen ook ongeladen deeltjes (lading: 0) voor: neutronen.
* Het aantal protonen in de kern van het atoom = het atoomnummer.
* Elke atoomsoort heeft een eigen atoomnummer.
* Het aantal deeltjes in de kern heet het massagetal.
* **Atoomnummer = aantal protonen in de kern van een atoom.**
* **Massagetal = aantal protonen + aantal neutronen in de kern (dit is níét gelijk aan het aantal protonen x2!).**

**§3.2 Ionen**

* **Ionen zijn deeltjes waarin het aantal elektronen niet gelijk is aan het aantal protonen.**
* **Een atoom dat elektronen heeft afgestaan is een positief ion.**

**En atoom dat elektronen heeft opgenomen is een negatief ion.**

**(Immers: als er elektronen bij komen wordt de lading negatiever, als er elektronen weg gaan wordt de lading positiever).**

Bijv.: Een koper*ion* ontstaat uit een koper*atoom* als dat twee elektronen afstaat: de formule van het koperion is dus Cu2+. Of een chloride-*ion* ontstaat uit een chloor*atoom* als dat één elektron opneemt, de formule van het chloride-ion wordt Cl– .

* **Metaalionen zijn altijd positief, niet-metaalionen zijn negatief.**
* **Zouten (a.k.a. ionaire stoffen) zijn altijd opgebouwd uit ionen.**
* Zouten als geheel zijn altijd elektrisch neutraal want positieve en negatieve ionen trekken elkaar aan: een Na+ ion trekt een Cl – ion aan en wordt dus NaCl (Natriumchloride/keukenzout). Of, een Cu2+ ion trekt twee Cl – ionen aan en wordt dus CuCl2 (koperchloride).
* Zouten geleiden niet in vaste toestand want dan zitten de ionen op een vaste plaats. In gesmolten of opgeloste toestand geleiden zouten wel, de ionen kunnen dan vrij bewegen.

**§3.3 Isotopen**

* **Isotopen zijn atomen met hetzelfde aantal protonen, maar met verschillende aantallen neutronen.**

Bijv.: twee atomen neon met 10 protonen in de kern hebben massagetallen 20 en 22. De ene heeft dus 20-10 = 10 neutronen en de ander 22-10= 12 neutronen.

Dit noteer je als 20Ne en 22Ne (met atoomnummer 10 onder het massagetal) of als neon-20

en neon-22.

* **Als gesproken wordt van een element worden alle atomen met hetzelfde atoomnummer bedoeld, dus alle isotopen van dat element.**

Bijv.: Spreekt men over het element chloor, dat bedoelen we dus alle atomen met 17 protonen in de kern. Ze gedragen zich bij chemische reacties hetzelfde.

**§3.4 Atoom-, molecuul- en ionmassa**

• Atoommassa

* Wordt niet aangegeven in kg, g of mg maar in *atomaire massaeenheid*: u (unit)

1. u = 1,66 \* 10-24 g. BINAS tabel 7).

* **Massa van een proton: 1,0 u.**

**Massa van een neutron: 1,0 u.**

**Massa van een elektron: 0,00055 u (bijna altijd verwaarloosbaar).**

* De atoommassa A (massa van een atoom) is gelijk aan de massa de protonen en neutronen in de kern samen (elektronen niet mee rekenen). BINAS tabel 40A en 99: atoommassa’s zijn geen hele getallen want de atoommassa van een element is het gewogen gemiddelde van alle isotopen van dat element.

• Molecuulmassa

* Molecuulmassa M is de massa van een molecuul, uitgedrukt in u. De molecuulmassa is de som van de atoommassa’s van alle atomen in het molecuul.

• Ionmassa

* Ionen hebben minder of meer elektronen dan het bijbehorende atoom. Maar: elektronen hebben zo weinig massa dat je die bij berekeningen mag verwaarlozen:
* De ionmassa is dan gelijk aan de massa van het bijbehorende atoom.

**§3.5 Elementgroepen**

• Alkalimetalen

* Tot deze groep behoren lithium (Li), natrium (Na) en kalium (K).
* Het zijn zeer onedele metalen, onedel wil zeggen dat ze zeer goed en snel reageren (ze reageren snel bij contact met lucht, en heftig bij contact met water, waarbij explosies kunnen optreden).
* Doordat ze zo snel reageren kom ze in de natuur niet voor als niet-ontleedbare stoffen.
* De alkalimetalen vormen éénwaardige positieve ionen: Li+, Na+ en K+.

• Halogenen

* Bestaat uit de elementen fluor (F2), chloor (Cl2), broom (Br2) en jood (I2).
* Halogenen komen in de natuur niet in vrije vorm als niet-ontleedbare stof voor, maar wel in verbindingen (vooral in zouten: halo-geen = zout-vormend).
* Halogenen vormen éénwaardige negatieve ionen: F –, Cl –, Br – en I –.

• Edelgassen

* Bestaat uit de elementen helium (He), neon (Ne) en argon (Ar).
* Zijn gasvormig en bestaan uit één-atomige moleculen.
* Edel betekend dat deze element niet of heel moeilijk met elementen reageren.
* Deze gassen zijn dan ook onbrandbaar.

**§3.6 Het Periodiek Systeem der elementen**

* In dit systeem worden elementen gerangschikt volgens atoomnummer.

Bijv.: waterstof heeft atoomnummer 1, dus is de eerste in het Systeem.

* De lange reeks van (ruim 100) elementen wordt in stukjes geknipt waarbij uiteindelijk de elementen die tot eenzelfde elementgroep (bijv.: de edelgassen) behoren onder elkaar komen te staan.
* Die elementgroepen zijn horizontaal genummerd: groepen (elementen behoren tot eenzelfde groep als ze overeenkomstige chemische eigenschappen hebben).
* De horizontale rijen heten perioden. Perioden zijn niet allemaal even lang: de eerste periode bevat slecht 2 elementen, de tweede en derde periode elk 8.
* Een belangrijke overeenkomst tussen elementen binnen een groep, is dat ze ionen met dezelfde lading vormen:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Groep | Enkele elementen | Lading ionen |
| 1 | Li, Na, K | 1+ |
| 2 | Be, Mg, Ca, Ba | 2+ |
| 16 | O, S | 2- |
| 17 | F, Cl, Br, I | 1- |

* De covalenties van elementen in groep 14 zijn hetzelfde: 4,

in groep 15 is de covalentie bij alle elementen 3, in groep 16: covalentie 2, in groep 17: covalentie 1.

* Links in het *PS* staan de metalen: die vormen positieve ionen (behalve element H: het vormt wel ionen met lading 1+, maar is geen metaal).
* Rechts staan de niet metalen: die vormen gemakkelijk (met uitzondering van de edelgassen) negatieve ionen.
* Anders dan bij metalen verschillen niet-metalen ster in eigenschappen (zoals kookpunten en smeltpunten).

**§3.7 Metalen**

• Eigenschappen, voorkomen en gebruik van metalen:

* ongeveer 80% van de elementen is een metaal, ze hebben de volgende overeenkomsten:

a) geleiden elektrische stroom goed

b) zijn goed vervormbaar door walsen en smeden

c) hebben een typische metaalglans

d) hebben in het algemeen een hoog smeltpunt

e) voelen koud aan (goede warmtegeleiding)

f) zijn in gesmolten toestand goed mengbaar met elkaar

g) vormen positieve ionen (in verbindingen)

* Mengsels van metalen heten *alliages* of *legeringen*
* Metalen kun je indelen in de volgende groepen:

Edele metalen, halfedele metalen, onedele metalen en zeer onedele metalen.

* Naarmate metalen minder snel door zuurstof/water worden aangetast zijn ze edeler.

• Verbindingen van metalen

* Verbindingen waaruit metalen op grote schaal gewonnen worden noem je *ertsen*.

• Kristalroosters:

* **Een kristalrooster is de regelmatige rangschikking van de deeltjes in een vaste stof. De inwendige regelmaat veroorzaakt een uitwendige regelmaat: kristallen.**

• Metaalbinding

* Alle metalen geleiden elektrische stroom: een deel van de elektronen hoort namelijk niet bij een bepaalde kern, maar kan door het hele stuk metaal bewegen.
* Deze elektronen worden *valentie-elektronen* of *vrije elektronen* genoemd.
* **De positieve metaalionen worden bijeengehouden door de vrij bewegende elektronen (valentie-elektronen).**
* **De metaalbinding is de binding tussen positieve metaalionen en de daartussen bewegende vrije elektronen.**

• Het metaalrooster

* Mooie metaalkristallen komen weinig voor omdat metalen goed vervormbaar zijn.
* Metalen zijn goed vervormbaar omdat laagjes metaalatomen over elkaar kunnen schuiven zonder dat daarbij de metaalbinding wordt verbroken.
* Die makkelijke vervormbaarheid kan minder makkelijk gemaakt worden door het maken van legeringen (mengsels van metalen):

In het rooster zijn dan niet alle deeltjes even groot en de laagjes schuiven daardoor minder makkelijk.

**HOOFDSTUK 4**

**§4.1 Kenmerken van zouten**

* **Een zout is een verbinding die is opgebouwd uit ionen.**
* Zouten worden ook wel mineralen genoemd.
* **Alle verbindingen gevormd uit metalen en niet-metalen zijn zouten.**
* Zouten noem je ook *ionaire* of *iogene* stoffen. Zouten zijn niet brandbaar, zijn bij kamertemperatuur vaste stoffen en hebben hoge smeltpunten. Dit komt door de sterke aantrekkingskracht tussen de positieve en negatieve ionen, de *ionbinding*.
* **De ionbinding is de binding tussen positieve en negatieve ionen in een zout.**

Doordat het hier gaat om een elektrische aantrekkingskracht tussen geladen deeltjes (en niet tussen ongeladen moleculen) is deze binding veel sterker dan de vanderwaalsbinding.

* Je kunt stoffen nu als volgt indelen in groepen:
* Een vast zout geleidt niet. Een oplossing van een zout wel, daarin kunnen de ionen zich namelijk bewegen.

• Ionrooster = Het kristalrooster van een zout dat is opgebouwd uit ionen.

* Alle zouten hebben ionroosters.

**§4.2 Ionladingen; formulen en namen van zouten**

* Metaalionen zijn positief.
* Niet-metaalionen zijn negatief.
* De ionlading heet ook wel elektrovalentie.
* De belangrijkste ionladingen zijn: (uit je hoofd leren!)

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Metalen | Ionladingen | Niet-metalen | Ionladingen |
| K, Na, Ag | 1+ | F, Cl, Br, I | 1- |
| Al | 3+ | O, S | 2- |
| Fe | 2+, 3+ |  |  |
| Overige | Meestal 2+ |  |  |

* Een enkelvoudig ion is één atoom dat een positieve of negatieve lading heeft doordat het één of meer elektronen heeft afgestaan of opgenomen.

En samengesteld ion is een atoomgroep die een positieve of negatieve lading heeft.

* Ook om uit je hoofd te leren:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Naam | Formule | Naam | Formule |
| Hydroxide | OH- | Sulfaat | SO42- |
| Carbonaat | CO32- | Sulfiet | SO32- |
| Waterstofcarbonaat | CO3- | Silicaat | SiO32- |
| Fosfaat | PO43- | Acetaat | CH3COO-  of Ac- |
| Nitraat | NO3- | Ammonium | NH4+ |
| Nitriet | NO2- |  |  |

**§4.2 Zouten en water**

* Hydratatie = ionen die omringd worden door watermoleculen nadat een zout is opgelost in water.
* Een verzadigde oplossing = als de kristallen van een zout op de bodem liggen en het oplossen ophoudt (bij hogere temp. lost er meer zout op).
* Bij uitkristalliseren (= een zuiveringsmethode) wordt hydratatie ongedaan gemaakt: het water verdampt en de ionen vormen weer een ionrooster.
* Hydraten = zouthydraten = zouten die water in hun kristalrooster kunnen opnemen, waarbij het opgenomen water *kristalwater* heet.

**§4.4 Neerslagreacties**

* Niet alle zouten lossen op in water, maar volledig onoplosbare zouten bestaan niet: er lost altijd wel iets op.
* Je spreekt dus van goed oplosbare, matig oplosbare en slecht oplosbare zouten (BINAS 45A).
* Bij slecht (of matig) oplosbare zouten ontstaat neerslag (het is dan een neerslagreactie).
* Ionen die in een neerslagreactie niet reageren maar wel aanwezig zijn worden *tribune-ionen* genoemd. Ze worden niet in een reactievergelijking opgenomen.

**§4.5 Toepassingen van neerslagreacties**

• Het aantonen van verontreinigingen

* Een neerslag in bijv. leidingwater kan een verontreiniging aantonen.

• Het verwijderen van ionen uit een oplossing

* Na een neerslag kun je bepaalde ionen affiltreren en daarmee die ionen uit een oplossing verwijderen.

• Zouten maken

**HOOFDSTUK 5**

**§5.1 Moleculaire stoffen**

* Moleculaire stoffen zijn stoffen die geen metaalatomen bevatten.
* Alle gassen zijn moleculaire stoffen.
* Moleculaire stoffen geleiden in vaste, gesmolten en opgeloste toestand géén elektriciteit: voor geleidingsvermogen zijn bewegende, geladen deeltjes nodig. In opgeloste en gesmolten toestand kunnen de deeltjes wél vrij bewegen, maar ze zijn ongeladen.

• Vanderwaalskrachten

* Tussen moleculen heersen zwakke krachten die *vanderwaalsbindingen/vanderwaalskrachten* heten. Je kunt ook spreken van *molecuulbinding*.
* **Een molecuulbinding/vanderwaalsbinding is de binding die ontstaat door de aantrekkingskracht tussen moleculen.**
* Bij lagere temp. zijn vanderwaalskrachten sterk genoeg om moleculen bij elkaar te houden: vaste stof.
* Bij een hogere temp. kunnen de moleculen zo hard gaan trillen dat de vanderwaalsbinding verbroken wordt: gas fase.
* Naarmate de vanderwaalskracht tussen moleculen sterker is, is het kookpunt van de stof hoger. Over het algemeen zijn er tussen grotere moleculen ook sterkere vanderwaalskrachten: stoffen met grote molecuulmassa’s hebben dus meestal hoge kookpunten.
* Edelgassen zijn bij kamertemp. gasvormig: tussen de éénatomige moleculen bestaan alleen zwakke vanderwaalskrachten. Edelgassen zijn daarom moleculaire stoffen.

• Molecuulrooster

* Moleculaire stoffen kunnen in vaste toestand een regelmatige rangschikking van de moleculen hebben: een *molecuulrooster*.
* Door de zwakke bindingen smelten stoffen met een molecuulrooster al bij lage temperatuur.

**§5.2 Krachten in en tussen moleculen**

• Atoombinding (a.k.a. covalente binding)

* Voorbeeld bij een waterstofmolecuul (H2):

Ieder waterstofatoom heeft één elektron. Als twee waterstofatomen dicht bij elkaar komen, wordt elk elektron ook aangetrokken door de positieve kern van het andere atoom (dus door de protonen). Beide elektronen vormen een *gemeenschappelijk elektronenpaar*: beide elektronen bewegen om beide atoomkernen, ze bewegen zich ook tussen de twee kernen.

Resultaat: beide atomen worden bij elkaar gehouden: het molecuul.

* **Atoombinding is d binding door een gemeenschappelijk elektronenpaar.**
* **Een streepje in een structuurformule geeft één gemeenschappelijk elektronenpaar aan.**

**(Dus één covalentie (streepje) = één gemeenschappelijk elektronenpaar!).**

Bijv: in een molecuul H2 (covalentie 1) is één gemeenschappelijk elektronenpaar aanwezig, maar in bijvoorbeeld een molecuul O2 (covalentie 2) zijn er twee gemeenschappelijke elektronenparen (dus vier elektronen): een dubbele (atoom)binding.

* Een gemeenschappelijk elektronenpaar houdt twee atomen van niet-metalen bij elkaar.
* Bij een atoombinding tussen twee atomen van dezelfde atoomsoort trekken de atomen even hard aan het gemeenschappelijke elektronenpaar.

• Polaire atoombinding

* Bij een gemeenschappelijk elektronenpaar tussen verschillende atoomsoorten zal de één wat harder trekken dan de ander.
* De mate waarin een atoom een elektronenpaar aantrekt = *elektronegativiteit* van een soort.
* Een gemeenschappelijk elektronenpaar bevindt zich meer bij het atoom met de grootste elektronegativiteit, dit atoom krijgt daardoor een kleine negatieve lading (notatie: δ-).
* **Een polaire atoombinding/polaire binding is een atoombinding tussen twee atomen met verschillende elektronegativiteit.** (BINAS 40A)

Sterk elektronegatieve elementen: O, F, N, Cl (in moleculen met polaire bindingen zit de δ- lading dus meestal bij die atomen).

* Niet alle bindingen tussen verschillende atoomsoorten zijn polair:

Bingen tussen een metaal en een niet-metaal zijn ionair omdat de het verschil in elektronegativiteit te groot wordt.

• Dipoolmoleculen

* **Een dipool is een molecuul met aan de ene kant een kleine positieve lading en aan de andere kant een kleine negatieve lading (dus een molecuul met een polaire binding).**

Een dipool is als geheel wel neutraal, maar de ladingen zijn ongelijk verdeeld.

* Bijv:

Een H2O molecuul bevat twee polaire bindingen namelijk één tusen een H atoom en het O atoom, en één tussen het andere H atoom en het O atoom.

Omdat de hoek tussen die beide bindingen niet 180° is (ze liggen niet op een rechte lijn) valt het centrum van de positieve en negatieve ladingen niet samen.

Er ontstaat dus een positieve kant (kant van de H atomen) en een negatieve kant (O atoom), dus het watermolecuul is een dipool.

* De aanwezigheid van een polaire binding maakt een molecuul niet altijd dipool!
* Bijv: een CO2 molecuul heeft een *lineaire structuur*: de hoeken tussen de polaire bindingen zijn 180° dus het centrum van de verschillende ladingen valt precies in het midden samen, de polaire bindingen heffen in dit geval elkaar werking op dus CO2 is geen dipool.

Dus:

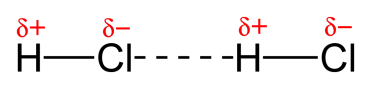
* **Moleculen zijn dipolen als**

**(1): er polaire bindingen zijn**

**(2): de centra van positieve en negatieve ladingen niet samenvallen.** (daarvoor moet je bindingshoeken weten: BINAS 54).

• Dipool-dipoolbinding

* Als moleculen van een stof dipoolmoleculen zijn, is er behalve de vanderwaalskracht ook een andere kracht: een dipool-dipoolbinding.
* **Een dipool-dipoolbinding is de binding tussen dipoolmoleculen waarbij de positieve kant van een molecuul de negatieve kant van een ander molecuul aantrekt.**

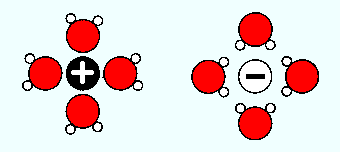


* Omdat een dipool-dipoolbinding extra is naast de vanderwaalsbinding, zijn smelt- en kookpunten hoger bij stoffen met beide bindingen dan bij stoffen met dezelfde molecuulmassa maar met alleen vanderwaalskracht.
* Moleculaire stoffen deel je in twee groepen: *polaire* en *apolaire* stoffen.
* **Een polaire stof is een moleculaire stof waarvan de moleculen dipolen zijn.**

**Een apolaire stof is een moleculaire stof waarvan de moleculen géén dipolen zijn.**

• Dipool-ionbinding

* **Bij hydratatie van ionen worden deze omringd door dipoolmoleculen. De negatieve kant van het molecuul richt zich naar het positieve ion, de positieve kant naar het negatieve ion. Dit is een dipool-ionbinding:**



**§5.3 Waterstofbruggen**

* De OH-groep en de NH-groep hebben naast de vanderwaalsbinding nog een andere binding: de waterstofbrug.
* **Een waterstofbrug of H-brug is de binding tussen moleculen waarbij zich en H atoom bevindt tussen twee O atomen of tussen twee N atomen, of tussen een O- en een N atoom.**

De H-brug bij een klein molecuul is zwakker dan de atoombinding, polaire binding of ionbinding, maar sterker dan de vanderwaalsbinding.

* Het kost dus meer energie om waterstofbruggen te verbreken dan vanderwaalsbindingen en bindingen tussen dipoolmoleculen.
* De H-brug is sterker dan de dipool-dipoolbinding omdat:

1. O en N sterk elektronegatieve elementen zijn (en dus de δ- en de δ+ ladingen groter zijn dan in andere gevallen).
2. De afstanden tussen de ladingen klein zijn; het gaat om kleine atomen.

* Stoffen met waterstofbruggen hebben dus hogere kook- en smeltpunten.

**§5.4 Hydrofiele en hydrofobe stoffen**

* Als een moleculaire stof goed oplost in water is het een *hydrofiele* stof (goede oplosbaarheid is het vaka gevolg van de vorming van waterstofbruggen).
* Als een moleculaire stof niet oplost in water is het een *hydrofobe* stof.
* **Als vuistregels voor het oplossen van stoffen geldt het volgende:**
* **Hydrofiele stoffen lossen goed op in andere hydrofiele stoffen.**
* **Hydrofobe stoffen lossen goed op in andere hydrofobe stoffen.**
* **Hydrofiele stoffen lossen slecht op in hydrofobe stoffen.**

Soort zoekt soort!