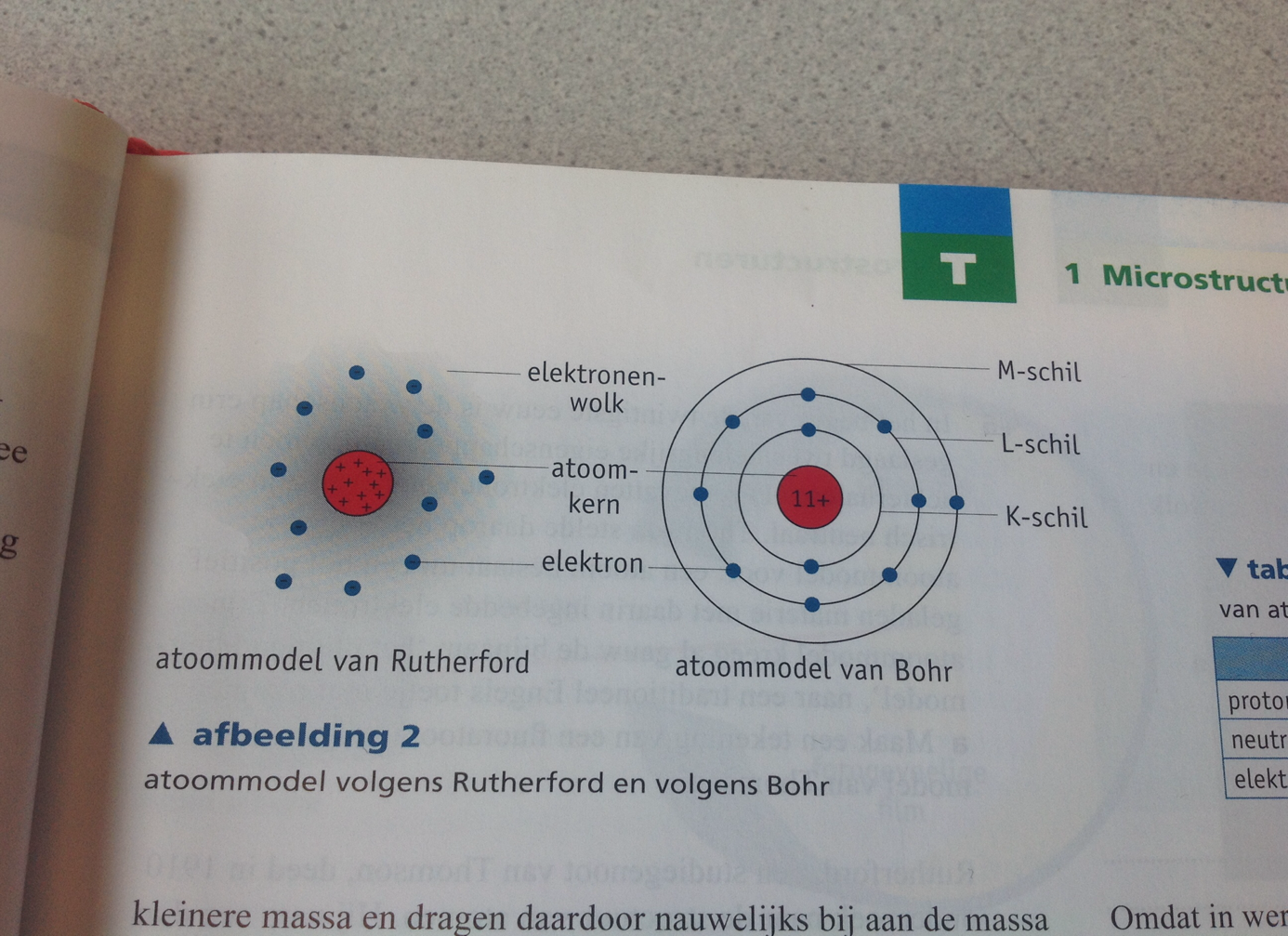
Hoofdstuk 1

Paragraaf 1

Een **atoom** is een heel klein deeltje dat onsplitsbaar betekent. In een atoom bevinden zich schillen en een kern. In de kern zitten protonen en neutronen. In de schillen bevinden zich elektronen. Deze **elektronenschillen** hebben namen. De K,L en M schillen bevatten respectievelijk 2, 8 en 18 elektronen. Er zijn twee verschillende atoommodellen; het atoommodel van Rutherford en het atoommodel van Bohr. **Het atoommodel van Rutherford** heeft een **atoomkern** met daaromheen een elektronenwolk. **Het atoommodel van Bohr** heeft een atoomkern met daaromheen elektronenschillen.

De lading van een proton en elektron is de kleinst mogelijke lading die voor kan komen. Deze waarde heet het **elementair ladingskwantum**.

Het **atoomnummer** is het aantal protonen dat zich in de kern van een atoom bevindt. **Isotopen** zijn atomen met hetzelfde aantal protonen in de kern. Deze isotopen worden van elkaar onderscheiden door het **massagetal.** Dit is de som van het aantal protonen en neutronen in de kern. Een **unit** is de atomaire massa-eenheid.

In de natuur komen een heleboel isotopen voor van dezelfde soort. Hierdoor is de massa van een atoom nooit hetzelfde en heeft ieder atoom een **relatieve atoommassa.** De relatieve atoommassa bereken je met behulp van BINAS tabel 25. Hierin staan verschillende isotopen van hetzelfde atoom genoemd met daarachter het percentage hoe vaak deze isotoop voorkomt. De relatieve atoommassa van chloor bereken je als volgt:

Paragraaf 2

Het **periodiek systeem der elementen** is verdeeld in **periodes** en **groepen**. In periodes zijn de elementen van rechts naar links gerangschikt. Bij groepen zijn de elementen van boven naar onder gerangschikt.

De manier waarop de elektronen zich verdeeld hebben over de schillen, de **elektronenconfiguratie**, bepaalt de chemisch eigenschappen van een element. De elektronen in de buitenste schil, **valentie-elektronen**, zorgen voor de groepen indeling. Alle elementen in de eerste groep hebben 1 elektron in de buitenste schil.

De elementen in groep 18, de groep die helemaal rechts staat, zijn de **edelgassen**. Dit zijn de gassen die het "perfecte" aantal elektronen om zich heen hebben. Andere elementen die geen edelgassen zijn, streven ernaar om er net zo uit te zien als de edelgassen. Dat wil zeggen dat deze stoffen hetzelfde aantal valentie-elektronen willen hebben als de edelgassen. Alle edelgassen hebben namelijk 2 of 8 valentie-elektronen. Dit zorgt voor een bepaalde stabiliteit in het atoom. Wanneer atomen een binding aangaan, doen ze dit om de **edelgasconfiguratie** te verkrijgen.

Vrijwel alle elementen zijn **metalen.** De naam element wordt namelijk gebruikt voor atoomsoort' en 'niet-ontleedbare stof'. Voor metalen komt dat op hetzelfde neer; voor zowel de stof als het atoom ijzer is de aanduiding 'Fe'. **Niet-metalen** staan rechts in het periodiek systeem. Er zijn een aantal elementen die in de natuur alleen per 2 voorkomen, dit zijn: fluor, chloor, broom, jood, zuurstof, stikstof en waterstof.

Paragraaf 3

De meerderheid van de elementen is een metaal. In vaste fasen zijn metalen gerangschikt in een **metaalrooster**. Een metaal bestaat uit positief geladen atomen en negatieve elektronen. Deze elektronen bewegen vrij door het metaal. Daarom is metaal een goede geleider. Deze positieve en negatieve deeltjes trekken elkaar sterk aan; de sterke **metaalbinding**.

Paragraaf 4

Atomen kunnen een binding aangaan. Dit doen ze zodat ze de edelgasconfiguratie verkrijgen. Deze binding heet een **atoombinding**. Bij een atoombinding delen beide atomen 1 elektron. Zo ontstaat er een **gedeeld elektronenpaar**. Er ontstaan zo stabiele groepjes atomen; **moleculen**. Een **molecuulformule** geeft aan welke atomen zich in een molecuul bevinden en een **structuurformule** hoe de atomen onderling zijn verbonden. Een atoombinding is sterk. Een atoombinding wordt ook wel een **covalente binding** genoemd. Ook moleculen kunnen onderling binden, deze binding die de moleculen bij elkaar houdt, heet de **vanderwaalsbinding**.

Door deze vanderwaalsbinding zitten de moleculen in vaste fase netjes in een **molecuulrooster**.

Paragraaf 5

Geladen deeltjes worden **ionen** genoemd. Een positief en een negatief ion samen, vormt een **zout**. Positieve en negatieve ionen trekken elkaar aan en vormen een **ionbinding**. Deze binding is erg sterk. De ionen zijn om en om gerangschikt in een **ionrooster**. De **verhoudingsformule** geeft aan welke ionen, in welke verhoudig aanwezig zijn in een zout.

Paragraaf 6

Water is een bijzondere stof. Watermoleculen hebben een sterke binding; de **waterstofbrug**. Dit komt omdat het zuurstofatoom harder aan de elektronen trekt en daardoor een hogere **elektronegativiteit** krijgt. Een waterstofbrug kan worden gevormd bij een OH- en een NH- molecuul. Water is een **dipoolmolecuul**.

Paragraaf 7

**Mol** is een aantal deeltjes. Om precies te zijn gaat het over 6,02 × 10^23 deeltjes. Dit is het **getal van Avogadro**. Het aantal mol wordt aangegeven met 'n'. De **molmassa** met M. En de massa met 'm'.

Hoofdstuk 2

Paragraaf 1

Bij een verbrandingsreactie komt energie vrij in de vorm van warmte. De energie die vrijkomt zit opgeslagen in de brandstof. De vorm van energie die vrij kan komen bij een reactie heet **chemische energie**. Een reactie waarbij chemische energie wordt omgezet in een andere vorm van energie wordt een **exotherme reactie** genoemd. Een **endotherme reactie** is een reactie waarbij de hoeveelheid chemische energie juist toeneemt. Bij een **volledige verbranding** komt CO2 (g)vrij, bij een **onvolledige verbranding** kom CO(g) vrij.

De hoeveelheid energie die vrij komt per mol verbrande stof wordt de **verbrandingswarmte** genoemd. Van een aantal stoffen is de verbrandingswarmte vermeld in BINAS tabel 56.

In een **energiediagram** kun je zien hoe de energie van een reactie verloopt. Ook zie je hierin hoeveel de **activeringsenergie** is. Bij sommige reacties is er geen activeringsenergie nodig, de temperatuur waarbij de reactie dan spontaan verloopt, heet de **ontbrandingstemperatuur**. De **stookwaarden** zijn de waarden van de energie-inhoud in joule per kilogram of kubieke meter. Deze staan vermeldt in BINAS tabel 28A.

Paragraaf 2

Koolwaterstoffen is een verzamelnaam voor verbindingen die bestaan uit koolstof- en waterstofatomen. Koolwaterstoffen worden ook wel **organische** moleculen genoemd.

De eenvoudigste koolwaterstoffen zijn de **alkanen**. De algemene formule van een alkaan is: **CnH2n+2**. Een alkaan heeft een **stamnaam** en  **zijtakken** (in sommige gevallen). De stamnaam is de naam van de langste ononderbroken keten. De zijtakken zijn de **alkylgroepen.**

Als er een dubbele of driedubbele binding in een koolwaterstof voorkomt, is het een onverzadigde binding. Een koolwaterstof met een dubbele binding heet een **alkeen** en een koolwaterstof met een driedubbele binding heet een **alkyn.** De algemene formule voor een alkeen is **CnH2n** en die van een alkyn is **CnH2n-2.**

Soms vormen de C-atomen van een alkaan een ring. Dan spreken we van een **cycloalkaan**. De algemene formule van een cycloalkaan is **CnH2n.**

Een bijzondere groep koolwaterstoffen zijn de **aromaten.** Dit zijn verbindingen met een benzeengroep. Een **benzeen** lijkt een beetje op een cycloalkaan. Als een zijgroep heet een benzeenring een **fenylgroep**.

Paragraaf 3

Een H-atoom aan een koolwaterstof kan vervangen worden door een ander(e) atoom(groep). Dit heet een **substituent.** Als een substituent minimaal één andere atoomsoort bevat is het een **karakteristieke groep.** De zijgroep met de hoogste **prioriteit** wordt het **achtervoegsel** en de andere zijgroepen krijgen het **voorvoegsel**. De prioriteit van alle zijgroepen staat vermeld in BINAS tabel 66D.

Paragraaf 4

**Steenkool** ontstaat wanneer dikke lagen plantaardig materiaal bedekt raken met lagen klei en zand. Hoe dikker de lagen klei en zand, hoe meer druk er op de plantenresten komt. De temperatuur stijgt en er treedt **thermolyse** op. Vervolgens ontstaat en **veen** of **turf.**

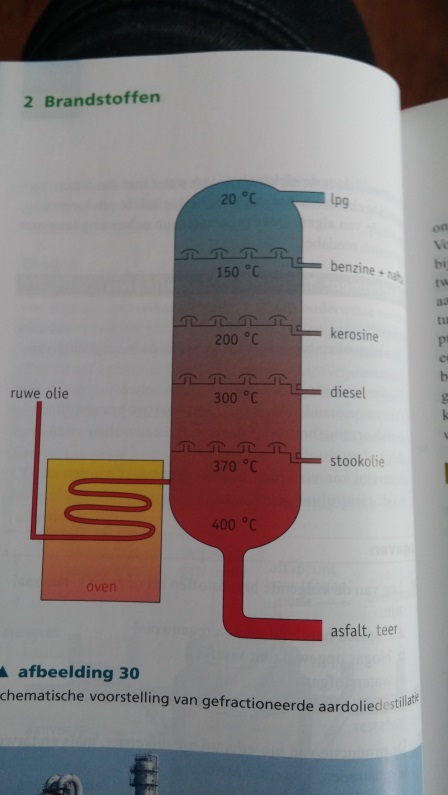
**Synthesegas** is een mengsel van waterstofgas en koolstofmono-oxide. Het ontstaat door **reforming:**

Paragraaf 5

**Smog** is de mist veroorzaakt door de rook van huizen en fabrieken. De **koolstofkringloop** is een natuurlijke kringloop van koolstofverbindingen tussen land en atmosfeer.

Paragraaf 7

Om aardolie te scheiden wordt gebruik gemaakt van **fracties.** Hierdoor kunnen er een heleboel verschillende stoffen uit aardolie gehaald worden:



Paragraaf 8

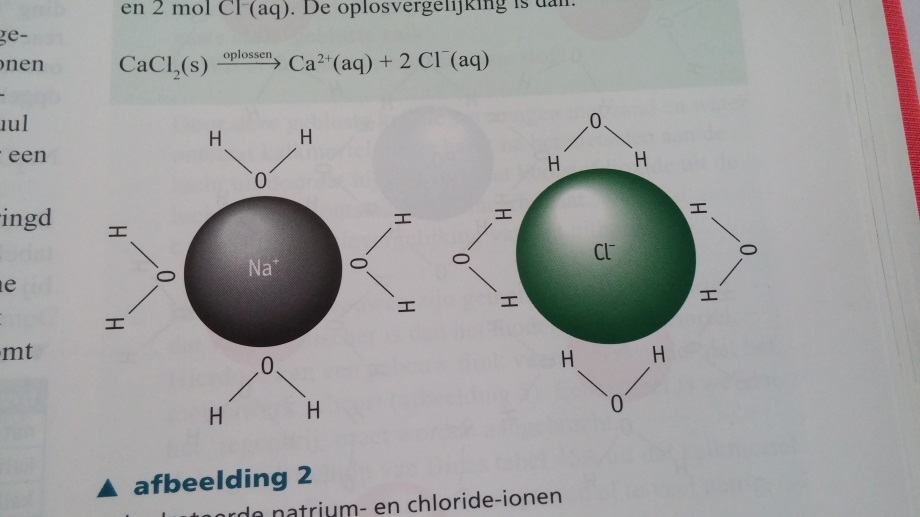
De **molverhouding** is de verhouding waarin bepaalde stoffen voorkomen, in mol. Het **molair gasvolume** is het volume dat een mol van een gas onder gelijke omstandigheden in beslag neemt. Vm = kubieke meter per mol (m3 mol-1 ). In BINAS tabel 7 staat het molair volume gegeven.

Met deze formule kun je aan de hand van het molair gasvolume, de chemische hoeveelheid van een stof makkelijk uit te rekenen.

Hoofdstuk 3

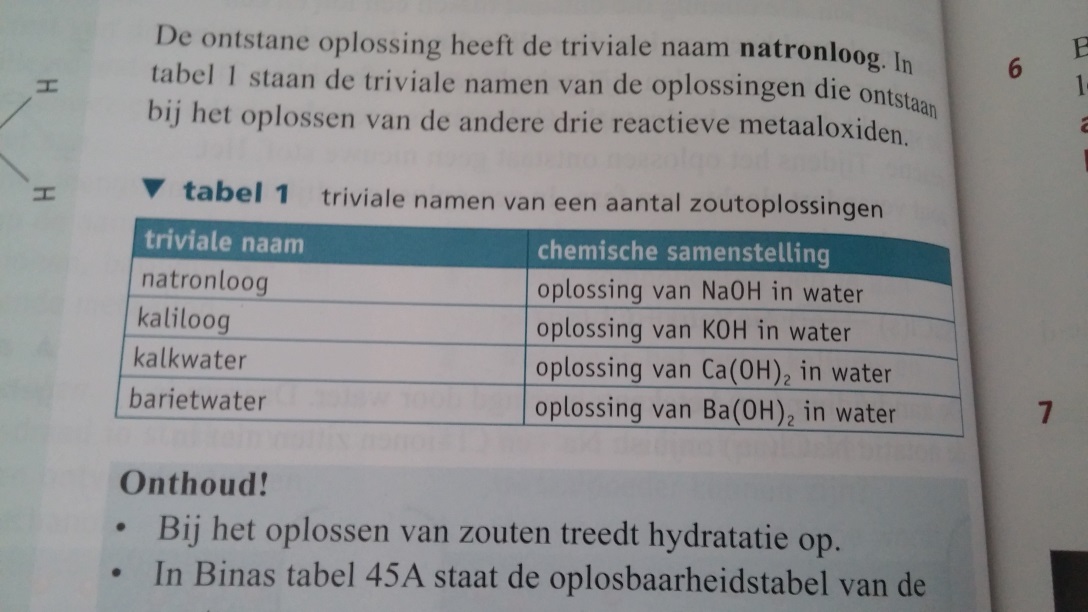
Paragraaf 1

Zouten zijn verbindingen opgebouwd uit positieven en negatieve ionen. Zouten zijn vast bij kamertemperatuur, ze zijn bros en ze geleiden alleen stroom in vloeibare of opgeloste fase. Alle zouten hebben deze eigenschappen. Als een zout wordt opgelost, wordt de ionbinding verbroken. De ionen worden dan omringd door watermoleculen. De positieve kant van het watermolecuul gaat naar een negatief ion en de negatieve kant van het watermolecuul gaat naar een positief ion. De binding die dan ontstaat is een **ion-dipoolbinding**. Je spreekt in het geval van een oplossing over **hydratatie**.



Water komt niet voor in de oplosvergelijking omdat het geen chemische reactie is. In BINAS tabel 45A staat van een aantal veelvoorkomende ioncombinaties de oplosbaarheid gegeven.

Natrium-, kalium-, ammonium- en nitraatzouten zijn altijd goed oplosbaar in water:



Paragraaf 2

Soms ontstaat er in een oplossing een combinatie van ionen die een slecht oplosbaar zout vormen. Er treedt dan een neerslagreactie op en er ontstaan een **suspensie**. De kleuren van verschillende chemicaliën staan vermeld in BINAS tabel 65B.

Om te kijken of er tussen twee ionen een neerslagreactie plaatsvindt, kijk je in BINAS tabel 45A. Hier zie je voor elke ioncombinatie of deze goed, redelijk of slecht oplosbaar is in water. Als een ioncombinatie slecht oplosbaar is dan vindt er een neerslagreactie plaats.

Paragraaf 3

Het aantal **significante cijfers** wordt geteld vanaf het eerste cijfer dat geen nul is. *Bijvoorbeeld: 0,000 000 1 heeft één significant cijfer en 1,000 000 0 acht significante cijfers.*

Als je een som maakt, moet je vaak afronden. Hiervoor gelden regels wat betreft de significante cijfers:

* Bij optellen en aftrekken wordt het antwoord afgerond op het aantal decimalen van de waarde met het minste aantal decimalen in de som:

1,003 + 0,5 = 1,503 wordt 1,5

* Bij delen en vermenigvuldigen wordt het antwoord afgerond op het aantal significante cijfers van de waarde met het minste aantal significante cijfers:

3,34 x 5,026 = 16,78684 wordt 16,8

Paragraaf 4

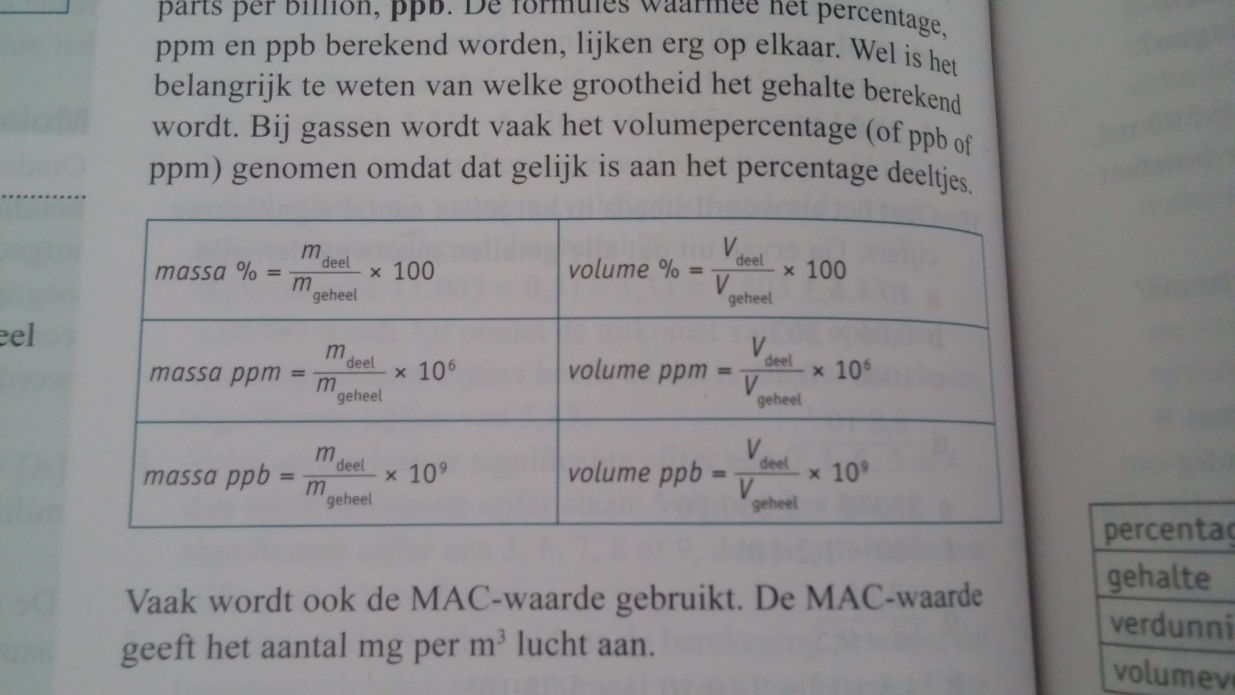
Soms is het handig om aan te kunnen geven hoe groot het gehalte van de verschillende stoffen in het mengsel is. Dit doe je doormiddel van de concentratie. Deze wordt uitgedrukt in mol per liter: de **molariteit**:

[A] = molariteit van een deeltje A in *mol L-1*

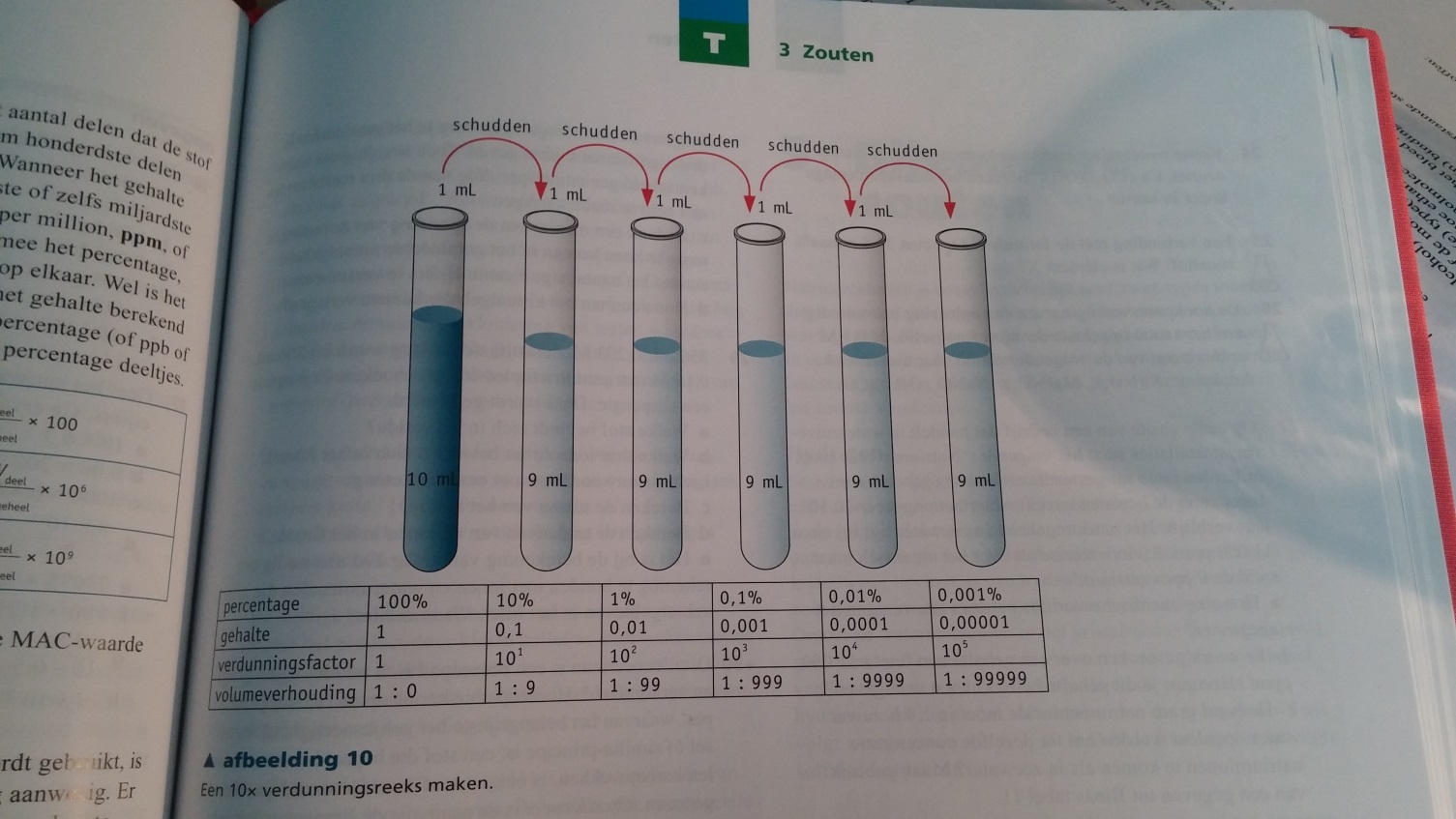
De molariteit kun je bereken met:

1 M= 1 mol L-1

Een gehalte is ook uit te drukken in delen. Wanneer het om honderdste delen gaat, spreek je van een **percentage**. Er zijn ook nog andere delen; **ppm (parts per million)** en  **ppb (parts per billion)**.



In de scheikunde werkt men vaak met de **verdunningsfactor**. De is de factor waarmee de oplossing is verdund. Je kunt de verdunningsfactor berekenen met de volgende formule:



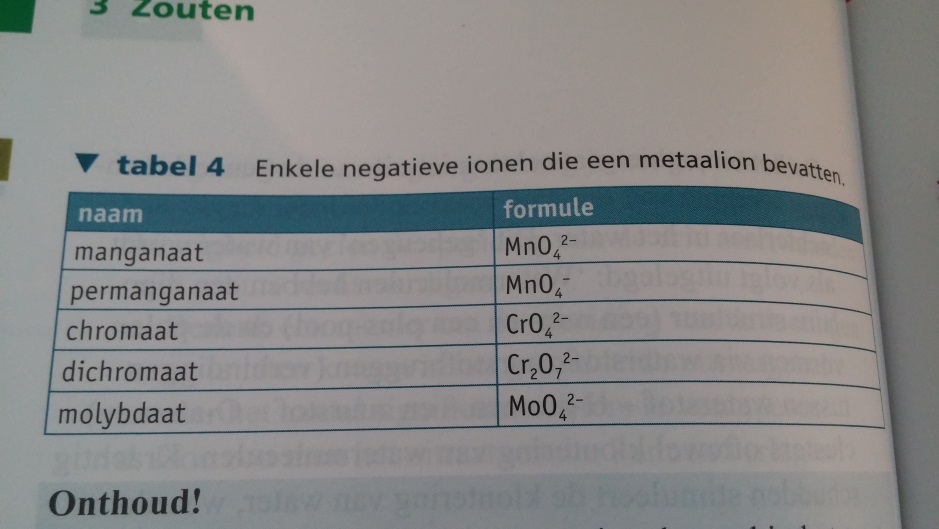
Paragraaf 5

Soms worden tijdens het kristalliseren van een zout watermoleculen ingebouwd in het kristalrooster. Dit water heet **kristalwater**. Een zout waarin kristalwater zit, heet een **hydraat**. Hetzelfde zout zónder kristalwater heet een **anhydraat**. Een hydraat is een zuivere stof omdat het kristalwater is ingebouwd en het dus geen mengsel is. Een voorbeeld van een formule van een hydraat ziet er als volgt uit: Na2SO4 × 10 H2O.

Hydraten zijn vaak sterke materialen die niet oplossen in water.

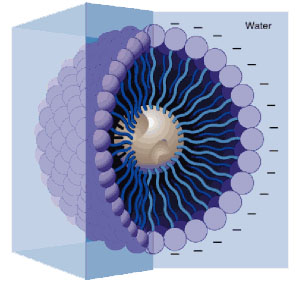
Soms komen er meer dan twee ionsoorten voor in een kristalrooster. Zo’n zout heet een **dubbelzout**. Een voorbeeld van een dubbelzout is dolomiet: CaMg(CO3)2.

Er zijn een aantal negatieve ionen die een metaalion bevatten:



Paragraaf 6

Een zout waarvan niet veel mensen weten dat het een zout is, is **zeep**. Zeep heeft niet alle eigenschappen die andere zouten wel hebben. Dit komt omdat zeep een speciaal negatief ion bevat. Dit ion bestaat uit een hydrofobe staart en een hydrofiele kop. Omdat de staart hydrofoob is, wil deze zo min mogelijk in aanraking komen met water. Daarom gaat de staart altijd in het vet zitten. Hierdoor ontstaat een **micel**. Zeep werkt als een **emulgator** en maakt van vet en water een **emulsie**.



Hoofdstuk 4

Paragraaf 1

De **wet van behoud van energie** is een wet die stelt dat bij een proces energieomzettingen kunnen plaatsvinden, maar dat de totale hoeveelheid energie constant blijft. De energieverandering bij een reactie bereken je met:

Als neemt de chemische energie van de stoffen af en komt er dus energie vrij. Als dan is er energie nodig om de reactie te laten verlopen.

De geleverde energie is de som van de **reactiewarmte** Q en **arbeid** W:

Bij reacties met constante druk wordt nauwelijks arbeid verricht. De reactiewarmte (Qp) die dan ontstaat wordt **enthalpieverandering** () genoemd (BINAS tabel 38A). De **vormingswarmte** of **vormingsethalpie**  is de hoeveelheid warmte die vrijkomt of nodig is voor de vorming van 1 mol stof.

Bij een reactie kun je de enthalpieverandering berekenen met:

Als de enthalpie van een stof niet bekend is, kun je gebruik maken van de **wet van Hess.** Deze zegt dat de totale enthalpieverandering of reactiewarmte van een reactie warmte gelijk is aan de som van de enthalpieveranderingen van deelstappen in die reactie. Dus:

Paragraaf 2

Voor sommige sommen in de scheikunde heb je de **soortelijke warmte** (c) nodig. Dit is de hoeveelheid joule die nodig is om 1 kg van een stof 1 K in temperatuur te laten stijgen:

In BINAS tabel 8 t/m 12 vind je de soortelijke warmten van een aantal stoffen.

In paragraaf 1 werd duidelijk dat bij constante druk alle chemische energie wordt omgezet in warmte:

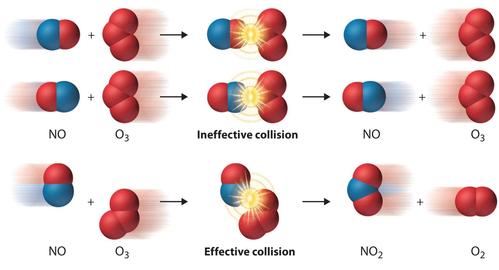
Als alle energie wordt omgezet, is het **rendement** 100%. Het rendement bereken je met:

Paragraaf 3

De **gemiddelde reactiesnelheid** (s) van een chemische reactie is de verandering in concentratie van een stof A in mol per liter in een bepaalde tijd:

Paragraaf 4

Het **botsende-deeltjesmodel** is ontwikkeld om te kunnen verklaren hoe bepaalde factoren de reactiesnelheid kunnen beïnvloeden. Dit model gaat uit van het principe dat deeltjes met elkaar moeten botsen voordat ze kunnen reageren. Het botsen moet met genoeg energie gebeuren zodat de activeringsenergie wordt bereikt. Ook moeten de deeltjes op een bepaalde manier tegen elkaar aan botsen, willen ze een reactie veroorzaken. Botsen ze niet “goed” dan is er sprake van een **niet-effectieve botsing.** Botsen de deeltjes wel “goed” dan is er sprake van een **effectieve botsing**. Bij een effectieve botsing worden de uitgangsstoffen dus omgezet in de producten.



Een botsing tussen deeltjes is effectief als:

* De uitgangsstoffen in de gelegenheid zijn tegen elkaar te botsen
* De totale energie van de uitgangsstoffen voldoende hoog is
* De ruimtelijke oriëntatie van de deeltjes tijdens de botsing zodanig is dat de juiste atomen tegen elkaar botsen

Als de concentraties van de uitgangsstoffen hoger zijn, zal de kans op botsingen groter zijn. Hierdoor zal de kans op effectieve botsingen ook groter zijn. Bij een hogere concentratie van de uitgangsstoffen zal de reactiesnelheid dus toenemen. Je kunt alleen van ‘concentratie’ spreken als een stof homogeen gemengd is met een andere stof. Een **homogeen mengsel** is een mengsel van stoffen die in dezelfde fasen zitten. Gassen (g) en opgeloste stoffen (aq) zijn altijd homogene mengsels.

Als de temperatuur hoger is leidt dit tot en heftiger bewegen van deze deeltjes. Door deze heftigere beweging, zullen de deeltjes elkaar vaker en heftiger raken. Bij een hogere temperatuur zijn er meer deeltjes die de activeringsenergie bereiken en kunnen reageren. Hierdoor stijgt de reactiesnelheid.

Een vuistregel hiervoor is dat als de temperatuur 10 K stijgt, de reactie 2x zo snel verloopt. Als de temperatuur dus 40 K stijgt, verloopt de reactie dus 2x2x2x2= 24= 16x zo snel.

In **heterogene mengsels** is er spraken van een verdelingsgraad. Een heterogeen mengsel is een mengsel van stoffen die in verschillende fasen zitten.

Een **katalysator** is een stof die de reactiesnelheid kan verhogen zonder zelf te worden verbruikt tijdens de reactie. Er zijn twee soorten katalysatoren; homogene- en heterogene katalysatoren. **Homogene katalysatoren** zijn katalysatoren die in dezelfde fase zitten als de beginstoffen. **Heterogene katalysatoren** zijn katalysatoren die in een andere fase dan de beginstoffen zitten. Een heel bekend proces met een heterogene katalysator is het **Fisher-Tropsch proces**:

Een **enzym** is een katalysator in biologische systemen.

Hoofdstuk 5

Paragraaf 1

Reacties zijn vaak omkeerbaar. De heengaande reactie wordt dan omgedraaid. Beginstoffen worden reactieproducent en omgekeerd.

Het zout NaCl lost goed op in water. Bij het oplossen vallen de ionen uit elkaar:

Als je Na(aq) en Cl(aq) gaat indampen, krijg je echter de omgekeerde reactie:

Dit komt omdat bij het indampen het oplosmiddel verdwijnt. Dit is dus een **omkeerbare reactie**.

Je kunst stoffen oplossen. Als de maximale hoeveelheid die oplost van een stof bereikt is, heb je een **verzadigde oplossing**. De **oplosbaarheid** staat in BINAS tabel 45B.

Er zijn processen waarvan de heengaande en teruggaande reactie blijven verlopen. Als beide reacties met eenzelfde snelheid verlopen, veranderen de concentraties niet meer. Je spreekt dan van een **dynamisch evenwicht**. De tijd die verloopt tot het evenwicht bereikt is, is de **insteltijd** *ti.*

Alleen in geval van gassen en opgeloste deeltjes kun je spreken van concentratie. Je kunt berekeningen op evenwichtsreacties uitvoeren met de **concentratiebreuk** Qc. In de concentratiebreuk staan dus alleen gassen en opgeloste stoffen.

Voor de reactie: aA(g) + bB(g) 🡪 cC(g) + dD(g) , geldt de concentratiebreuk:

Paragraaf 2

Een **homogeen evenwicht** is een evenwicht waarbij alle stoffen in dezelfde fase aanwezig zijn.

Bij een evenwicht veranderen de concentraties niet meer. De concentratiebreuk heeft dan een vaste waarde bereikt; de **evenwichtsconstante** Kc. Er is evenwicht als de waarde van de concentratiebreuk hetzelfde is als de waarde van Kc: Qc = Kc. Is Qc groter dan Kc dan is er geen evenwicht. De concentraties rechts van de pijl zullen moeten afnemen.

Is Qc kleiner dan Kc dan is er ook geen evenwicht en zullen de stoffen links moeten afnemen.

Als dan is de **ligging van het evenwicht** rechts. Als dan licht het evenwicht links.

Paragraaf 3

Bij een **heterogeen evenwicht** is er sprake van een evenwicht met stoffen in verschillende fasen. Alleen de gassen en de opgeloste stoffen komen dan in de concentratiebreuk. Voor heterogene evenwichten geef je de evenwichtsconstant aan met Kv, omdat je te maken hebt met een verdelingsconstante.

Bij slecht oplosbare zouten spreek je van de evenwichtsconstant Ks die ook wel **oplosbaarheidsproduct** wordt genoemd. In BINAS tabel 46 staan een aantal oplosbaarheidsproducten.

Paragraaf 4

Je kunt een evenwicht op een aantal manieren verstoren:

* De concentraties veranderen. Als je aan de rechter kant van de pijl de concentraties laat toenemen, zal het evenwicht naar links gaan liggen om het evenwicht te herstellen.
* De druk veranderen. Als je de druk hoger maakt, verschuift het evenwicht naar de kant met de minste gasdeeltjes.
* De temperatuur veranderen. Als je de temperatuur laat stijgen verschuift het evenwicht naar de endotherme kant.

Als je een stof helemaal verwijdert krijg je een **aflopend evenwicht**.

Paragraaf 5

**Entropie** (S) is een maat voor de spreiding van deeltjes over de ruimte. Hoe meer mogelijkheden van plaats, hoe groter de entropie. Er geldt:

**Gibbs vrije energie** (G) geeft het verband weer tussen enthalpie en entropie. De formule is: