**Samenvatting scheikunde 4H hoofdstuk 1 t/m 5**

Hoofdstuk 1: Atoombouw

**§1.2 De bouw van een atoom:**

Alles is opgebouwd uit **stof.** Stoffen bestaan weer uit **moleculen.** En moleculen zijn weer opgebouwd uit **atomen.** Een atoom bestaat uit:

* Positief geladen deeltjes, **protonen**
* Negatief geladen deeltjes, **elektronen**
* Neutrale deeltjes, **neutronen**

De protonen en de neutronen zitten dicht bij elkaar in de **atoomkern.** Deze elektronen vormen een grote **elektronenwolk** rond om de kern. Een atoom is altijd **ongeladen.** De positieve en negatieve lading zijn gelijk. Het aantal protonen/elektronen wordt aangegeven met het **atoomnummer.** De som van de protonen en de neutronen vormen het **massagetal.** Het aantal neutronen per atoom kan verschillen

**Atoomnummer = aantal protonen = aantal elektronen,
Massagetal = aantal protonen + aantal neutronen**

**§1.3 Ionen: atomen met een lading:**

Als een vaste stof smelt of oplost vallen de deeltjes uit elkaar, de zogenaamde **ionen.** Ionen zijn geladen atomen die elkaar veel sterker aantrekken dan atomen. Ionen bestaan uit atomen. Deze lading heet ook **elektrovalentie.** Bij een ion is het **aantal elektronen niet gelijk aan het aantal protonen.** Er zijn verschillenden soorten ionen:

* **Enkelvoudig positief ion**: Het atoom verliest een of meer elektronen, hierdoor krijg het ion een **positieve lading.**
* **Enkelvoudig negatief ion:** Het atoom neemt een of meer elektronen in zich op, hierdoor wordt de **negatieve lading** van het ion groter.
* **Samengesteld ion:** Deze ionen bestaan uit twee of meer atoomsoorten.

De namen van de meest voorkomende ionen zijn als volgt. Als een ion meerdere ladingen kan hebben geeft je dat aan met romeinse cijfers.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Naam** | **Formule** |  | **Naam** | **Formule** |  | **Naam** | **Formule** |
| Zilverion | Ag+ |  | Lood(II)ion | Pb2+ |  | Acetaation | CH3COO- |
| Nikkelion | Ni2+ |  | Lood(IV)ion | Pb4+ |  | Waterstofcarbonaation | HCO3- |
| Zinkion | Zn2+ |  | Ammoniumion | NH4+ |  | Waterstofsulfaation | HSO4- |
| Chroomion | Cr3+ |  | Hydride-ion | H- |  | Oxide-ion | O2- |
| Koper(I)ion | Cu+ |  | Fluoride-ion | F- |  | Sulfide-ion | S2- |
| Koper(II)ion | Cu2+ |  | Chloride-ion | Cl- |  | Sulfiet-ion | SO32- |
| Kwik(I)ion | Hg+ |  | Bromide-ion | Br- |  | Sulfaat-ion | SO42- |
| Kwik(II)ion | Hg2+ |  | Jodide-ion | I- |  | Carbonaation | CO32- |
| IJzer(II)ion | Fe2+ |  | Hydroxide-ion | OH- |  | Oxalaation | C2O42- |
| IJzer(III)ion | Fe3+ |  | Nitrietion | NO2- |  | Fosfaation | PO43- |
| Tin(II)ion | Sn2+ |  | Nitraation | NO3- |  | Siliciaanion | SiO32- |
| Tin(IV)ion | Sn4+ |  | Chloraation | CIO3- |  |  |  |

**§1.4 De massa’s van atomen, moleculen en ionen:**

De massa’s van atomen, moleculen en ionen is te klein om uit te drukken in kilogramman. Daarom wordt gebruik gemaakt van de **atomaire massa-eenheid (u).**

* Een **proton** heeft een massa van **1,0 u.**
* Een **neutron** heeft een massa die ongeveer gelijk is aan een proton. Dit is **1,0014 u.**
* Een **elektron** heeft een massa van **0,00055 u.**

Een ion ontstaat door doordat een ion elektronen opneemt of afstaat. **De massa van een ion** is gelijk aan de massa van de atoom(en) waaruit het ion is onstaan. **De massa van een molecuul** is gelijk aan de opgetelde massa van de ionen waaruit het molecuul ontstaat.

**§1.5 Het periodiek systeem:**

Een **element** is een stof die uit één atoomsoort bestaat. Alle bekende elementen staan gerangschikt in het **periodiek systeem.** Deze atoomsoorten staan gerangschikt op atoomnummer, en vergelijkbare eigenschappen. De horizontale lijnen zijn **perioden,** de verticale lijnen zijn de **groepen.** Deze groepen hebben verschillende namen:

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

Hoofdstuk 2: Moleculaire stoffen

**§2.2 Elektrisch geleidingsvermogen en naamgeving:**

Moleculaire stoffen zijn opgebouwd uit **moleculen.** Als de atomen hetzelfde zijn, dan is de moleculaire stof een **element.** Als de atomen verschillen zijn, dan is de moleculaire stof een **verbinding.**

Een stof geleidt alleen als deze bestaat uit **ionen,** en als de geladen deeltjes zich **vrij kunnen bewegen.** Een moleculaire stof geleidt dus nooit! Moleculaire stoffen bestaan alleen uit **niet-metalen.** De naam van moleculaire stoffen worden aangeduid met **voorvoegsels.** Deze geven aan hoe vaak een atoom voorkomt.

|  |  |
| --- | --- |
| **Index** | **Voorvoegsel** |
| 1 | Mono |
| 2 | Di |
| 3 | Tri |
| 4  | Tetra |
| 5 | Penta |
| 6 | Hexa  |

**§2.3 Atoombindingen:**

Tussen atomen onstaan bindingen. Ook wel de **atoombindingen.** Deze binding bestaat uit twee elektronen, de **bindingselektronen.** Soms worden deze elektronen gedeeld tussen twee gelijke atomen. Soms onstaan er een oneerlijke verdeling. Een zogeheten **polaire atoombinding.**

**Structuurformules** geven aan hoe de atomen aan elkaar verbonden zijn in een molecuul. Deze geef je aan met streepjes. Sommige atomen kunnen meerdere bindingen aangaan. Het aantal bindingen dat een atoom kan aangaan heet de **covalentie.**

Als een atoom een hogere covalentie heeft kan het zijn dat er meerdere bindingen tegelijk onstaan, ook wel een **meervoudige binding.** Atoombindingen zijn sterke bindingen, zo blijven de moleculen bij elkaar. Als de moleculen kapotgaan wordt de binding verbroken, **de chemische reacties.**

**§2.4 Vanderwaalsbindingen:**

Stoffen kunnen voorkomen in een **vaste, vloeibare en gasvorm.** Deze worden aangegeven met **s, l, en g.** De moleculen blijven hierin hetzelfde, alleen de vorm waarin ze zich bevinden verandert. In de vaste vorm zitten de moleculen dicht tegen elkaar, in een vloeibare vorm zijn ze al losser, ten slotte in de gasvorm zijn de moleculen los van elkaar. Er is dan geen binding meer.

Tussen moleculen is een **vanderwaalsbindingen.** Dit is een zwakke binding In de gasvorm kan deze binding niet meer plaats vinden. **Hoe zwaarder de moleculen, hoe sterker de vanderwaalsbindingen tussen de moleculen, des te hoger het kookpunt van de stof.**

**§2.5 Waterstofbruggen:**

Bij sommige stoffen kunnen meerdere bindingen optreden. Bij moleculen waarin zich OH-groepen of NH-groepen voorkomen treedt een tweede binding op. Dit heet de **waterstofbrug (H-brug).**

Een H-brug kan alleen gevormd worden door een O en een H, of een N en een H. Dit kan alleen bij deze moleculen. Het aantal OH of NH-groepen is van groot belangrijk voor het kookpunt. Hoe meer OH of NH-groepen zich in de molecuul bevinding hoe hoger het kookpunt.

**§2.6 Mengsels van moleculaire stoffen:**

De stoffen die oplossen in water hebben allenmaal een **overeenkomst in de structuurformule.** Ze bevatten allenmaal een OH-groep of een NH-groep. Hierdoor kunnen moleculen zich gemakkelijk in water begeven. Dit is een **hydrofiele stof.** Hebben de moleculen geen OH of NH-groep dan zijn het **hydrofobe stoffen.** Deze lossen niet goed op in water.

Het oplossen van een molecuul gaat met een oplosvergelijking. Deze verloopt als volgt.

**Stof a (l) 🡪 Stof a (aq)**

De **oplosbaarheid** van een stof is het aantal gram stof dat maximaal kan oplossen in 100 gram water. Dit heeft ook te maken met de **temperatuur van het water**. Hoe hoger deze is hoe meer stof er kan oplossen. Bij een lagere temperatuur ontstaat een omgekeerd effect.

Als je de oplosbaarheid van een stof precies aanhoud is de oplossing **verzadigd.** Maar als je een kleinere hoeveelheid van de stof toevoegt dan de oplosbaarheid toevoegt is het een **onverzadigde oplossing.**

Ook hydrofiele en hydrofobe stoffen kunnen onderling mengen. Hieruit komt dat **hydrofiele stoffen onderling goed mengen, en hydrofobe stoffen mengen onderling goed.** Maar **hydrofiele stoffen en hydrofobe stoffen mengen samen slecht.**

Er kunnen verschillende mengsels ontstaan van moleculaire stoffen:

* **Oplossing:** De twee stoffen mengen zeer goed, een oplossing is altijd helder.
* **Suspensie:** Een mengel tussen een vaste stof en een vloeistof, kleine deeltjes vaste stof ‘zweven’ in de oplossing.
* **Emulsie:** Mengsel van twee vloeistoffen. Druppels van de ene vloeistof ‘zweven’ in de andere vloeistof. Bij een emulsie kan je gebruik maken van een **emulgator** om de vloeistoffen alsnog goed te mengen

Hoofdstuk 3 ‘Rekenen in de chemie’:

**§3.2 Grootheden en eenheden:**

Massa en volumen kun je meten. Dit noem je ook een **grootheid.** De getalwaarde waarin je zoiets meet heet een **eenheid.** Deze eenheden zijn in alle landen hetzelfde. Er is een **Internationaal stelsel van eenheden (SI).**

Het volume wordt vaak in liter uitgedrukt. Dit is eigenlijk **dm3.** Mililiter is dan **cm3.** De temperatuur die in de SI wordt gebruikt is **Kelvin.** Als je van het aantal kelvin 273,15 aftrekt krijg je het aantal Celsius.

**§3.3 Rekenen met gemeten waarden:**

Bij een maatcilinder meet je volume, het **aantal cijfers** waarin het volume wordt uitgedrukt zegt iets over de nauwkeurigheid. Deze cijfers moeten zeer nauwkeurig zijn anders hebben ze geen betekenis. Cijfers zie wel een betekenis hebben heten **significante cijfers.** Hoe nauwkeuriger de waarde hoe hoger het aanal **significante cijfers.**

Als een het cijfer met een nul begint is de nul nooit significant. Als hij achter een ander getal zich bevind is de nul wel significant.

**Je kunt gemeten waarden met elkaar vermenigvuldigen of delen. De uitkomst van zo’n berekening heeft evenveel significante cijfers als de gemeten waarde met het kleinste aantal significante cijfers.**

**Je kunt gemeten waarden bij elkaar optellen of aftrekken. Dan kijk je naar het aantal decimalen in de gemeten waarden. In de uitkomst van de berekening staan net ze veel decimalen als in de gemeten waarde met het kleinste aantal decimalen.**

**§3.4 Opstellen van reactievergelijkingen:**

Een formule van een molecuul bevat altijd een **index,** dit is het aantal atomen dat een atoom voorkomt in een molecuul bijv. **Stof AindexBindex.** In een reactievergelijking kunnen moleculen meerdere keren voorkomen. Dit heet de **coëfficiënt.** Dus bijvoorbeeld **AB + (coëfficiënt)CD 🡪 ABCD.**

In een reactievergelijking laat je het reactieverloop van de verschillende atomen. Deze weergave is verkort door de moleculen te zetten in formules. In een reactievergelijking moet je opletten dat het aantal moleculen voor de pijl **gelijk is aan** het aantal moleculen na de pijl.

**§3.5 De mol: een veelgebruikte eenheid in de chemie:**

De hoeveelheid stof wordt meestal aangegeven in het aantal **mol.** Het aantal moleculen in een stof verandert niet. Maar omdat de ene stof zwaarder is dan de andere stof verschilt het gewicht in mol per stof wel.

**De molmassa of molair massa van een stof is in getalwaarde even groot als de molecuulmassa of atoommassa van een stof. De molmassa is in gram, de molecuulmassa of atoommassa is in u.**

**§3.6 Rekenen aan reacties:**

De coëfficiënten in een reactie zijn erg belangrijk. Zij geven de verhoudingen tussen de stoffen weer. Deze verhouding is gelijk aan **de molverhouding.** Waar de stoffen verdwijnen en ontstaan. Dit kan je weergeven met  **X : X : X.** Om de verhoudingen binnen een reactie te berekenen heb je nodig:

* De reactievergelijking
* De gegeven stof (deze eenheid altijd in mol berekenen)
* De gevraagde stof (deze eenheid altijd in mol berekenen)
* De molverhouding

**§3.7 Molariteit:**

De molariteit van een deeltjessoort is het aantal mol stof die zich bevindt in één liter van een bepaalde oplossing. De molariteit wordt weergeven met mol/L of M. Hoe hoger de molariteit hoe hoger de intensiteit van de betreffende stof.

Voor de berekening van molariteit heb je nodig:

* Het aantal mol opgelost stof
* Het volume van een oplossing in liter.
* Een omrekening van mol naar liter.

**§3.8 Percentage, promillage en ppm:**

* Percentage beteken letterlijk **per honderd.** Dit kan zowel in L of m3 zijn **(volumepercentage)** als in mg of ton zijn **(massapercentage).**
* Promillage beteken letterlijk **per duizend.** Dit kan zowel in L of m3 zijn **(volumepromillage)** als in mg of ton zijn **(massapromillage).**
* Ppm beteken letterlijk **parts per million of deeltjes per miljoen.** Dit kan zowel in L of m3 zijn **(volume-ppm)** als in mg of ton zijn **(massa-ppm).**

Voor het berekenen van de al deze eenheden heb je nodig:

* Het volume of de massa van een van de stoffen
* Het volume of de massa van het mengsel zelf
* Een rekenschema

Percentage:

**Percentage stof x aantal gram of L mengsel : 100**

Promillage:

**Promillage stof x aantal gram of L mengsel : 1000**

Ppm:

**Aantal ppm stof x aantal gram of L mengsel**

Hoofdstuk 4 Zouten:

**Paragraaf 4.2 toepassingen, namen en formules:**

De kenmerken van zouten zijn:

* Zouten hebben een **hoog smeltpunt.**
* Zouten bestaan uit **ionen** (geladen deeltjes). Altijd **één positief ion** en **één negatief ion.**
* Zouten geleiden in de **vaste fase geen stroom.** Omdat de ionen niet vrij bewegen. In de **vloeibare fase** geleiden ze **wel stroom.** Omdat de ionen zich wel vrij kunnen bewegen.
* Zouten kun je **herkennen aan formules.** Daarin wordt een **metaalion** gecombineerd met een **niet-metaalion.**

Er zijn verschillende manieren waarbij je zouten kan gebruiken. Enkele toepassingen:

* **Natriumfluoride (NaF):**
Natriumfluoride is een zout dat bestaat uit natriumionen en fluoride-ionen. Het wordt vooral gebruikt in tandpasta omdat fluoride je gebit beschermd.
* **Kunstmest**:

Kunstmest bestaat uit verschillende atoomsoorten. Dat zijn **kalium, fosfor en stikstof.** Deze stoffen zitten in de bodem en zijn aanwezig in de vorm van ionen. Daardoor ontstaat na verloop van tijd een tekort aan deze ionen. Het tekort wordt aangevuld met deze kunstmest.

* **Calciumcarbonaat (Ca(CO3)2**:
Een zout dat bestaat uit veel calciumionen en carbonaationen. Er bestaan veel verschillende verschijningsvormen van dit zout. **Druipsteengrotten, schelpen, krijt en marmer** bestaat uit calciumcarbonaat.
* **Natriumchloride (NaCl2):**

Natriumchloride bestaat uit natriumionen en chloride-ionen. Het wordt uit steenzout gehaald door extractie. Het wordt vooral gebruikt als **keukenzout.**

* **Glas:**

Glas is een mengsel van zouten. De meeste soorten glas bevatten natriumionen, kaliumionen, calciumionen en kaliumionen, carbonaationen en silicaationen. De hoeveelheid ionen bepaald welke soort glas het is.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Een zout bestaat uit** | **Naam positieve ion** | **Naam negatief ion** | **Naam zout** |
| Al3+ en S2- ionen | Aluminiumion | Sulfide-ion | Aluminiumsulfide |
| Fe3+ en Cl- ionen | IJzer(III)ion | Chloride-ion | IJzer(III)chloride |
| Na+ en NO3- ionen | Natriumion | Nitraation | Natriumnitraat |
| NH4+ en SO42- ionen | Ammoniumion | Sulfaation | Ammoniumsulfaat |

Sommige zouten hebben naast hum officiële naam ook een andere naam. Dat heet **de triviale naam.** In **Binas 66A** vind je er nog meer:

|  |  |
| --- | --- |
| **Officiële naam** | **Triviale naam** |
| Natriumchloride | Keukenzout |
| Natriumcarbonaatdecahydraat | (kristal)soda |
| Calciusulfaatdihydraat | Gips |
| Calciumcarbonaat  | Kalksteen |
| Calciumoxide | Ongebluste kalk |

**De formule van een zout geeft aan in welke aantalverhouding de ionen in een zout voorkomen. De formule van een zout wordt daarom een verhoudingsformule genoemd.**

 **Paragraaf 4.3 hoe ontstaat een zout?:**

Zouten zijn opgebouwd en zeer regelmatig gerangschikt. Zo’n rankschikking van deeltjes heet **een kristalrooster.** Maar omdat het om ionen gaat het ook een **ionrooster.** De ‘lijnen’ in een ionrooster zijn **geen bindingen.** Ze zijn alleen getekend om de opbouw aan te geven.

Alle zouten bestaan uit kristallen waarin positieve en negatieve ionen volgends een regelmatig patroon zijn gerangschikt. De aantrekkingskracht(en) tussen de ionen zijn heel sterk. We noemen ze **elektrostatische krachten.** Door de sterken aantrekkingskracht krijg je een sterke binding **de ionbinding.**

**Ionbinding of elektrovalente binding treedt op in een ionrooster. Deze binding is het gevolg van de elektrostatische aantrekkingskrachten tussen positieve en negatieve ionen.**

Zouten smelten en koken bij veel hogere temperaturen dan moleculaire stoffen. Zouten verschillen onderling ook in hun smelt- en kookpunt. Dat wijst op het verschil in sterkte van ionbinding in diverse ionroosters.

**Ionbindingen zijn veel sterken dan vanderwaalsbindingen en H-bruggen. Naarmate de aantrekkingskracht tussen ionen sterker is, is de ionbinding sterker. Dit komt o.a. in uiting in hogere smelt- en kookpunten.**

**Paragraaf 4.4 Zouten in water:**

Zouten oplossen in water:

* Een vast zout geleidt **geen elektrische stroom.** De ionen kunnen niet vrij bewegen
* Water geleidt **geen elektrische stroom.** Water bestaat uit ongeladen moleculen
* Water dat een zout bevat geleidt **wel elektrische stroom.** De geladen deeltjes kunnen zich vrij bewegen.

Als een zout in water oplost laten de ionen van de zouten elkaar los. Ze dringen tussen de watermoleculen door en worden omgeven door een mantel van water moleculen dit wordt **hydratatie** genoemd. **De gehydrateerde ionen** zijn de opgeloste ionen. De watermantel wordt weergeven met **(aq)** achter de formule.

**Als een zout in water oplost laten de ionen elkaar los. In de oplossing bevinden zich gehydrateerde positieve en negatieve ionen.**

Bij het oplossen van zouten maak je een **oplosvergelijking.** Deze ziet er als volgt uit:

**Zout (s) 🡪 positief ion (aq) + negatief ion (aq)**

Als je een zoutoplossing gaat **indampen** verdwijnt het water. De zout blijft als vaste stof achter. Ze gaan weer aan elkaar zitten. Een dergelijke **indampvergelijking** ziet er als volgt uit:

**Positief ion (aq) + negatief ion (aq) 🡪 Zout (s)**

Niet alle zouten zijn oplosbaar in water. Dit komt omdat het ionrooster dan te sterk is. In **Binas tabel 45 A** vind je een overzicht van de oplosbaarheid van zouten. Over het algemeen:

* Zouten met als positief ion kalium, natrium of ammonium lossen **goed** op.
* Zouten met als negatief ion nitraat of acetaat lossen **goed** op.

Ook oplossingen van hydroxide hebben vaak triviale namen. Je kunt ze ook vinden in **Binas tabel 66 A.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Officiële naam** | **Triviale naam** |
| Natriumhydroxide-oplossing | Natronloog |
| Kaliumhydroxide-oplossing | Kaliloog |
| Calciumhydroxide-oplossing | Kalkwater |
| Bariumhydroxide-oplossing | Barietwater |

I.p.v. de uitdrukken ‘molariteit van kaliumionen’ kan je ook de verkorte schrijfversie **[K+]** gebruiken. De vierkante haken mogen alleen gebruikt worden als het gaat om deeltjes die zich **werkelijk in de oplossing bevinden.** Je mag dus niet een zoutoplossing tussen vierkanten haken schrijven.

**Paragraaf 4.5 Hard water:**

Veel water bevat **calciumionen** en **magnesiumionen.** Dit water wordt **hard water** genoemd. Voorbeelden zijn **calciumcarbonaat (CaCO3)** en **magnesiumcarbonaat (MgCO3).**

**Hard water is water dat Ca2+-ionen en/of Mg2- -ionen bevat. Hoe meer van deze ionen in een liter water voorkomen des te harder is het water.**

Hard water kan veel problemen geven vooral als het verwarmd wordt:

* Kalkaanslag in een waterkoker
* Kalkaanslag in de verwarmingselementen van een wasmachine. Hierdoor verbruikt de wasmachine veel tijd en energie of kan deze kortsluiting veroorzaken

Gaatjes van een strijkijzer raken verstopt

* Kalkaanslag op tegel van badkamer en douche.

We spreken in deze gevallen van **kalk (CaCO3).** Ook bij het wassen zijn calciumionen de boosdoeners want in natuurlijk zeep zitten stearaationen (C17H35COO-) Deze zorgen voor een was werking maar als deze reageren met calciumionen krijg je calciumstearaat en een grauwsluier over je was of in de douche.

Stearaationen zorgen ook voor **schuim.** Hoe harder het water dan reageren meet stearaationen met calciumionen en zal zich geen schuim vormen. Je zult dan meer zeepoplossing moeten toevoegen om schuim te krijgen. De toegevoegde hoeveelheid zeepoplossing heet **het schuimgetal.** Je hebt ook een **ijklijn** dat is een rechte lijn die het verband aangeeft tussen de molariteit van calciumionen en het schuimgetal.

**Paragraaf 4.6 Neerslagreacties:**

In **Binas tabel 45A** vind je de oplosbaarheid van stoffen deze tabel heet ook de **oplosbaarheidstabel.** Slecht oplosbare stoffen hebben een letter **s.** Dat betekent:

* Als het zout in water komt lost het **niet** op.
* De ionen van het zout kunnen niet samen in één oplossing voorkomen. Breng je ze bij elkaar dan reageren ze tot een vaste stof.

Een reactie tussen ionen waarbij een vaste stof ontstaat, heet een **neerslagreactie.** De vergelijking van de reactie van de ionen heet **een neerslagvergelijking.** Een neerslag reactie ziet er als het volgt uit:



**Let goed op de ladingen. De ladingen van de zouten moet gelijk zijn!**

**Paragraaf 4.7 Toepassingen van zouten:**

Neerslagreacties kan je gebruiken voor het gebruik van verschillende zaken:

* Het verwijderen van ongewenste ionen uit een oplossing
* Nieuwe zouten maken
* Het aantonen van ionen in een oplossing.

*Verwijderen van ionen uit een oplossing:*

Je kan een positief ion verwijderen met behulp van een negatief ion. Je moet een negatief ion kiezen dat **niet oplost** en neerslaat met het positief ion. Dat zout kan wordt gefiltreerd en de oplossing bevat niet meer de positieve ionsoort. Het kan natuurlijk ook andersom met negatief ion dat je wilt verwijderen. Vaak heb je niet een losse stof in voorraadkast staan je moet dan een 2 oplossingen nemen maar **LET OP!** zorgen dat er **niet 2 neerslagreacties onstaan.**

*Het maken van een nieuw zout:*

Een zout bestaat altijd 2 ionen. Je kan dan 2 oplossingen zoeken waar in allebei 1 van de 2 ionen zitten. Zorg dan dat de 2 ionen die je wilt hebben neerslaan en de andere 2 ionen niet. Het gevormde zout kun je affiltreren en drogen, je hebt een nieuw zout.

*Aantonen van ionen in een oplossing:*

Je hebt een bepaalde vaste stof en je hebt de mogelijkheid uit 2 stoffen die het allebei kunnen zijn. Dan kun je het op de volgende manier uitzoeken:

1. Kijk of in beide stoffen dezelfde positieve of negatieve ionsoort voorkomt en waarin ze verschillen.
2. Je zoek in de oplosbaarheidstabel een positief/negatief ionsoort dat met één van de positieve/negatieve ionsoort reageert.
3. Je lost een beetje van de onbekende stof op in water en voegt daarna de oplossing toe. Er ontstaat in één van de twee een neerslag je weet dan in welke stof zich wat bevind.

**Paragraaf 4.8 Zouthydraten:**

Wit kopersulfaat is een reagens op water. Blauw kopersulfaat bevat namelijk water. De temperatuur moet extreem hoog zijn wil het water vrijkomen. Koper(II)sulfaat bindt het water chemisch. Het is een vorm van **hydratatie**. Er ontstaan bindingen tussen watermoleculen en ionen van een zout.

* Het gebonden water heet **kristalwater**
* De zouten die watermoleculen bevatten heten **zouthydraten.**

In het kristalrooster van blauw koper(II)sulfaat komt per 1 mol koper(II)sulfaat 5 mol water voor. Dit wordt in een formule gescheiden met een punt dus **CuSO4 . 5H2O .** De officiële naam wordt koper(II)sulfaatpentahydraat.

Het binden van water met zouten heeft verschillende toepassingen:

* **Droogmiddel:** Silicagel is een soort droogmiddel. Een zakje ervan beschermt apparaten tegen vocht. Het watervrij SiO2 bindt de watermoleculen uit de lucht waardoor de omgeving van het zakje vochtvrij wordt.
* **Bouwmaterialen:** zoals gips, cement of beton ontstaat door watervrij zouten die het water binden. De gevormde hydraten zijn stevig en hard.

Hoofstuk 5 evenwichten:

**Paragraaf 5.2 ‘Energie-effecten’:**

**Warmte-effecten van verschillende processen:**

* **Oplossen van stoffen:**Dit gebeurt met een oplosvergelijking
Eindproduct (s) 🡪 stof a (aq) + stof b (aq)
* **Chemische reacties**Vaak het opwarmen of smelten van stoffen. De stof verandert dan van fase.
* **Faseveranderingen:**Fase waarin een stof kan verkeren; vast (s), vloeibaar (l), gas (g) en opgelost in water (aq)

Elk proces waarbij energie vrijkomt, heet een **exotherm proces.**
Elk proces waarbij continue energie voor nodig is heet een **endotherm proces.**

**Paragraaf 5.3 ‘De snelheid van een reactie’:**

* **Reactiesnelheid:** de snelheid van een reactie.
* **Reactietijd:** de duur van de totale reactie

**De reactiesnelheid** wordt uitgedrukt in **aantal mol van een stof dat per seconden en per liter reactiemengsel verdwijnt of ontstaat (mol L-1 s-1). Het symbool voor de reactiesnelheid** is de **letter r.**

De reactie snelheid kan verschillen. De reactie snelheid wordt bepaald door de volgende factoren.

* **Soort stof** (vorm van een stof)
* **Verdelingsgraad** van de beginstof(fen)
* **Concentratie(s)** van de beginstof(fen)
* **Temperatuur** van het reactiemengsel
* **Hulpstof of katalysator** (duwt stoffen gedwongen tegen elkaar)
* De stoffen zijn **omgezet** in andere stoffen
* De stoffen zijn **verplaatst** naar een andere ruimte

De **snelheid** waarmee de stoffen verdwijnen, heet de **transportsnelheid.** Deze kunnen ook beïnvloed wordt door temperatuur, soort stof, verdelingsgraad, concentratie(s) en ook door een katalysator.

**Paragraaf 5.4 ‘Reactiesnelheden en kwantitatief’:**

Een maat om snelheid te meten is **het aantal vaste stof dat per seconden ontstaat.** Deze vaste stof is soms als troebeling in een vloeistof zichtbaar. De tijd die je moet **wachten** voordat de reactie tussen twee stoffen optreed heet **wachttijd.** Hoe sneller de reactie hoe **korter** de wachttijd.

De reactiesnelheid neemt toe als de concentratie van één van de beginstoffen groter wordt. De reactiesnelheid wordt ongeveer tweemaal zo groot als de temperatuur van het reactiemengsel 10 oC hoger wordt.

**Paragraaf 5.5 ‘Het botsende-deeltjes-model’:**

Effectoren die invloed hebben op snelheid van een reactie kunnen bepaald worden met het **botsende-deeltjes-model.** Deeltjes botsen in g en l fase omdat ze dan bewegen effectieve botsingen ontstaat door:

* **Concentratie:** Als je de concentratie van de beginstoffen vergroot dan bevinden zich meer deeltjes en is de kans dat ze botsen ook groter.
* **Temperatuur:** Als de temperatuur stijgt, bewegen de deeltjes sneller. Het aantal botsingen is groter en het aantal effectieve botsingen neemt dus toe.
* **Verdelingsgraad:** Deze factor heeft alleen invloed als de beginstoffen niet op moleculaire schaal zijn gemengd. Een vaste stof al alleen aan zijn oppervlakte reageren. Bij een fijnere stof zijn er meer deeltjes die kunnen botsen.

**Paragraaf 5.6 ‘Evenwichten’:**

Uit beginstoffen wordt reactieproducten gevormd en wordt reactieproducten weer omgevormd tot beginstoffen dus een **circulatie.** Toch neem je één reactie waar.

Als twee reacties even snel verlopen dan vind er geen reactie plaats dit heet de **dynamische evenwichtstoestand.** Aangezien het hier gaat om chemische reacties heet het een **chemisch evenwicht.** Je gebruikt een dubbele pijl. In het evenwichtsmengsel bevinden zich begistoffen en reactieproducten. In het evenwichtsmengsel is het aantal mol beginstoffen vrijwel nooit gelijk aan die van de reactieproductie. In het evenwichtsmengsel blijft het aantal mol altijd gelijk.

Verschillende evenwichten:

* Homogeen evenwicht; De beginstoffen en de reactieproducten bevinden zich in dezelfde toestand.
* Heterogeen evenwicht; De beginstoffen en reactieproducten bevinden zich in een verschillende toestand.

Van elke chemische reactie kunnen we een reactievergelijking opschrijven. Daar kun je de concentratiebreuk van afleiden. Dit is:

**[molariteit stof c] coëfficiënt [molariteit stof d] coëfficiënt-------------------------------------------------
[molariteit stof a]coëfficiënt [molariteit stof b] coëfficiënt**

**De concentratiebreuk kan allerlei waarden aannemen. Pas in de evenwichtstoestand is deze waarde constant. Deze constante waarde noemen we de evenwichtsconstant weergeven door K.**

Verder kunnen we van elke evenwichtsreactie een aflopende reactie maken door één van de reagerende stoffen uit het mengsel te laten verwijderen. Verwijderen we een stof die rechts van de pijl staat dat laat je het evenwicht naar rechts aflopen. En verwijderen we een stof die links van de pijl staat dat laat je het evenwicht naar links aflopen.