**Scheikunde se-week 2**

**Hoofdstuk 1**

**1.2**

Een zuivere stof is één stof met een unieke combinatie van stofeigenschappen. Stoffen bestaan uit moleculen en moleculen bestaan uit twee of meer atomen. deze stoffen noemen we moleculaire stoffen. Een zuivere stof kan een element zijn of een verbinding. De bouwstenen ban een element bestaat uit één soort aromen, die van een verbinding bestaan uit twee of meer soorten atomen. In de natuur zijn vooral verbindingen. Een mengsel bestaat uit meerdere stoffen.

Een zuivere stof heeft een smeltpunt en een kookpunt. Een mengsel heeft een smelttraject en een kooktraject.

Hydrofiele stoffen mengen goed met water. Hydrofobe stoffen mengen slecht met water. Hydrofoob mengt niet met hydrofiel alleen onderling mengt hydrofoob wel met elkaar en hydrofiel ook.

Een oplossing is een mengsel dat altijd helder en doorzichtig is. een suspensie is een mengsel dat altijd troebel, ondoorzichtig is. een emulsie is een mengsel van twee vloeistoffen, die eigenlijk niet goed mengbaar zijn. Een emulsie is troebel, ondoorzichtig. Een emulsie ontmengt snel weer en er ontstaat dan een tweelagensysteem. Om te zorgen dat een emulsie niet ontmengt heb je een emulgator nodig. Een emulgator bestaat uit een staart en een kop. De staart komt vast in het hydrofobe deel en de kop in het hydrofiele deel.

**1.3**

Je kan een mengsel ook scheiden. Je bent dan bezig met het sorteren van de moleculen. De stoffen waaruit een mengsel bestaat, verschillen in een aantal stofeigenschappen.

Als je een scheidingsmethode gebruikt waarbij je gebruik maakt van het verschil in oplosbaarheid dan heet dat extraheren. Aan een mengsel van vaste stoffen voeg je een oplosmiddel toe waarin sommige stoffen uit het mengsel wel oplossen en andere net. Dit oplosmiddel heet een extractie.

Je kan ook gebruik maken van verschil in deeltjesgrootte. Dit noem je filtreren. De vloeistof loopt door het filter heen, de vaste stof niet. De vloeistof noemen we het filtraat, de vaste stof heet het residu. In plaats van filtreerpapier, waarin kleine gaatjes zitten, kun je ook gebruikmaken van een vlies met gaatjes die nog kleiner zijn. Dat vlies heet een membraan. Dit noem je membraanfiltratie.

Een suspensie kun je een tijdje laten staan zodat de vaste stof zinkt. Dat gebeurd als de dichtheid van de vaste stof groter is dan van de vloeistof.

Om oplosmiddel en opgeloste stof te scheiden, maak je gebruik van het verschil in vluchtigheid. Deze scheidingsmethode heet indampen. De vaste stof blijft achter in het indampschaaltje, het oplosmiddel verdwijnt in de lucht.

Ook kun je mengsels van vloeistoffen en opgeloste vaste stoffen of mengsels van vloeistoffen kun je vaak scheiden door middel van destillatie. Dat is een scheidingsmethode die berust op verschillen in kookpunt van de component van een mengsel. De damp van elke component uit het mengsel vang je op en koel je af. Hierdoor condenseert de damp, waarna je de vloeistof kunt opvangen. Het deel van het mengsel dat niet verdampt, noemen we het residu. De opgevangen vloeistof heet het destillaat.

Je kunt kleur-, geur- en smaakstoffen kun je uit een oplossing verwijderen door een behandelingen met fijn verdeelde koolstof. Dat noem je ook wel Norit of actieve koolstof. De korrels van actieve koolstof hebben een heel groot oppervlak. Dat komt doordat er veel holtes in de korrels zitten. De moleculen van de opgeloste geur en smaakstoffen hechten zich aan het oppervlak. Ze verhuizen vanuit het water naar de koolstof 🡪adsorptie. De koolstof noemen we het adsorptiemiddel.

Opgeloste kleurstoffen verschillen in oplosbaarheid in een bepaald oplosmiddel en in adsorptievermogen aan papier. Een mengsel van opgeloste kleurstoffen kun je scheiden door middel van papierchromatografie. Elke stof komt terecht op een bepaalde hoogte op het papier. De hoogte is afhankelijk van het gebruikte oplosmiddel. Het oplosmiddel noem je ook wel de loopvloeistof en het papier het chromatogram.

**1.4**

Bij een chemische reactie verdwijnen er een paar stofeigenschappen en komen er een paar bij. Dat komt doordat de beginstoffen veranderen in reactieproduct. De bouwstenen van beginstoffen veranderen dan in bouwstenen van reactieproducten. Bij elke chemische reactie is de totale massa van de beginstoffen gelijk aan de totale massa van de reactieproducten. Er gaan namelijk geen deeltjes verloren, ze worden alleen anders gerangschikt. Stoffen reageren en ontstaan in een vaste massaverhouding. Er is altijd een bepaalde temp nodig om de reactie te laten verlopen 🡪 reactietemperatuur. Bij elke chemische reactie treedt een energie-effect op, er komt energie vrij of het kost energie. Als er energie vrijkomt noem je het een exotherme reactie. De beginstoffen staan dan energie af aan de omgeving. Als beginstoffen energie opnemen uit de omgeving is het een endotherme reactie. Om endotherme reacties in stand te houden moet er energie voortdurend aangevoerd worden. Niet alleen bij chemische reacties treedt een energie-effect op. Dit gebeurt ook tijdens faseveranderingen en tijdens het oplossen van veel stoffen in water.

Energie die je nodig hebt om een reactie te startten noem je de activeringsenergie, de reactie blijft dan vanzelf lopen. Bij een endotherme reactie moet je dus energie blijven toevoegen maar ook zo’n reactie heeft een activeringsenergie nodig.

Alle stoffen bezitten een bepaalde hoeveelheid chemische energie. De hoeveelheid verschilt per stof.

De chemische energie die afgegeven wordt aan de omgeving tijdens een exotherme reactie wordt omgezet in een andere vorm van energie, zoals warmte, licht of elektrische energie, die terechtkomt in de omgeving. De reactieproducten bezitten dus minder chemische energie dan de beginstoffen.

De opgenomen energie uit de omgeving bij een endotherme reactie wordt omgezet in chemische energie van reactieproducten. De reactieproducten bezitten dus meer chemische energie dan de beginstoffen.

Het energie-effect van een chemische reactie kunnen we weergeven in een energiediagram. Daaruit lees je de activeringsenergie en de reactiewarmte af.

**1.5**

De tijd die verstrijkt tussen het mengen van beide stoffen en et einde van de reactie, noemen we de reactietijd. Naarmate de reactietijd korter is, verloopt een reactie sneller. Een maat voor de reactiesnelheid is de hoeveelheid stof die per seconde en pet liter reactiemengsel ontstaat of verdwijnt.

Een aantal factoren hebben invloed op de reactiesnelheid:

* De verdelingsraad, hoe groter de verdelingsraad hoe sneller de reactie.
* De concentratie, hoe hoger de concentratie hoe sneller de reactie.
* De aard van de beginstof
* De tempratuur, hoe hoger de temp hoe sneller de reactie
* Katalysator, als je een katalysator toevoegt verloopt de reactie sneller. Hij verlaagt namelijk de nodige activeringsenergie. Een katalysator wordt gebruikt maar raakt niet op. Aan het einde van de reactie is er nog evenveel als aan het begin.

**1.6**

In de vloeibare en in de gasvormige fase verplaatsen de kleinste deeltjes van een stof zich. De deeltjes botsen dan, dan treed er een reactie op (de botsing moet dan hard genoeg zijn). Dit noem je een effectieve botsing. Hoe meer effectieve botsingen per seconde per liter reactiemengsel, des te groter te reactiesnelheid.

* Als de concentratie hoger is bevinden zich er meer deeltjes in een mengsel. Dit vergroot de kans op effectieve botsingen. De deeltjes raken uiteindelijk op en de reactie stopt dan.
* Als de temp hoger is gaan de deeltjes sneller bewegen. Dit vergroot de kans op effectieve botsingen. De botsingen zullen heftiger zijn, de reactiesnelheid verhoogd.
* Als de oppervlak groter is dan is de kans op effectieve botsingen ook groter. Dus hoe groter de verdelingsraad hoe sneller de reactie.

Dit zijn de drie factoren die de reactiesnelheid beïnvloeden die te verklaren zijn met het botsende deeltjes model. De invloed van de soort stof op de activeringsenergie (sommige stoffen hebben meer energie nodig om de geactiveerde stand te bereiken dan andere) en de invloed van een katalysator op de activeringsenergie hebben ook invloed op de reactiesnelheid alleen die zijn te verklaren door de activeringsenergie.

**Hoofdstuk 6**

omkeerbare reacties kunnen onder vrijwel gelijke omstandigheden tegelijkertijd verlopen. Een omkeerbare reactie geven we als volgt aan in een reactievergelijking:

CoCl2 \* 6H2O (s)🡪CoCl2(s) + 6H2O (g)

Een chemisch evenwicht ontstaat als twee omkeerbare reacties tegelijkertijd met dezelfde snelheid verlopen. Het is dan ook een dynamisch evenwicht omdat er wel iets gebeurd, namelijk de stoffen die met elkaar reageren. Een evenwicht geven we als volgt weer in een reactievergelijking:

CoCl2 \* 6H2O (s)🡨🡪CoCl2(s) + 6H2O (g)

De dubbele pijl geeft aan dat er twee tegengesteld gerichte reacties tegelijkertijd verlopen met dezelfde snelheid. In het reactiemengsel zijn zowel beginstoffen als reactieproducten aanwezig. We hebben hier dus te maken met reacties waarvan het omzettingspercentage of het rendement kleiner is dan 100%. In de evenwichtstoestand veranderd de concentratie van de beginstoffen en reactieproducten niet. Als de concentratie van de beginstoffen groter is dan die van de reactieproducten, ligt het evenwicht links. Als de concentratie van de reactieproducten groter is dan die van de beginstoffen, ligt het evenwicht rechts. Er zijn 3 soorten evenwichten:

* Verdelingsevenwichten, deze extractie vindt nooit voor 100% plaats.
* Homogene evenwichten, als zowel beginstoffen als reactieproducten zich in dezelfde toestand bevinden, meestal gasvormige en/of opgelost, is er sprake van homogeen evenwicht.
* Heterogene evenwichten, als beginstoffen en/of reactieproducten zich in verschillende toestanden bevinden, spreken we van een heterogeen evenwicht.

Je kan ook voor elke reactie een concentratie breuk maken. in de noemer zet je de molariteit van de stof die rechts van de pijl staat. Bijvoorbeeld N2O4 🡪 2NO2. Dan is N2O4 de noemer. Elke molariteit verhef je tot de macht die gelijk is aan de coëfficiënt in de reactievergelijking. Bij de NO2 concentratie plaats je de macht 2 en bij de N2O4 concentratie plaats je de macht 1 (mag je ook weglaten). De concentratiebreuk is dan dus [NO2]2

[N2O4]

In een concentratiebreuk mag je alleen de molariteiten van opgeloste stoffen en gassen zetten. Je kunt op elk moment tijdens deze chemische reactie de molariteit van N2O4 en NO2 bepalen. Als de concentraties van de reageren stoffen niet meer veranderen, heeft zich een evenwicht ingesteld. De concentratiebreuk heeft dan een vaste waarde gekregen. Voor het N2O4/NO2 evenwicht is deze vaste waarde 0,20. Dat is de evenwichtsvoorwaarde. De constante waarde van de concentratie breuk van een evenwichtsmengsel bij een bepaalde tempratuur noemen we de evenwichtsconstante, weergegeven door het symbool K. in bovenstaand voorbeeld geldt: K=0,20

**Hoofdstuk 8**

**8.2**

Een oplossing kan zuur, basisch of neutraal zijn. Dit kan je uitdrukken in pH-waarde of de zuurgraad. De pH ligt tussen de 0 en 14. Neutraal is 7. Alles daaronder is zuur. Alles boven de 7 is basisch. Je kan de pH-waarde aflezen met universeel indicatorpapier, een pH-meter of met behulp van zuur-base-indicatoren. De pH-meter is het nauwkeurigst.

**8.3**

Een zuur is een deeltje dat een of meer H+ ionen kan afstaan. De H+ ionen ontstaan als het zuur in contact komt met water. Alle zure oplossing bevatten dus H+ ionen.

Je hebt 2 soorten zuren, namelijk:

* Sterke zuren, sterke zuren reageren in een aflopende reactie in water. Oplossingen van deze zuren bevatten geen opgeloste zuurmoleculen. Er zijn enkel H+ ionen en zuurrestionen aanwezig.
* Zwakke zuren, zwakke zuren zijn zuren waarvan de reactie in water tot een evenwicht leidt. In oplossingen van deze zuren zitten opgeloste zuurmoleculen, H+ ionen en zuurrestionen. De opgeloste zuurmoleculen zijn in de meerderheid.

In de formule van de oplossing van een sterk zuur staan H+ ionen en zuurrestionen. In de formule van de oplossing van een zwak zuur is een maat voor de sterkte van het zuur. Hoe kleiner de K waarde, hoe zwakker het zuur.

**8.4**

Hoe zuurder een oplossing, des te groter is de molariteit van de H+ ionen. De molariteit van H+ ionen is dus een maat voor de pH van de oplossing. Je kunt experimenteel een verband afleiden tussen [H+] in een oplossing en de pH van de oplossing. Daarvoor moet je de pH van vier oplossingen met bekende [H+]. De pH van een oplossing is dus gelijk aan de negatieve logaritme van [H+] in die oplossing. Daarom noem je het verband tussen de pH en [H+] en logaritmisch verband.

pH= -log[H+]

als de molariteit van de H+ ionen in een oplossing bekend is, kun je de pH van de oplossing uitrekenen. Bijvoorbeeld: de [H+] in zoutzuur is 0,250 mol L-1. Hoe groot is de pH van zoutzuur?

pH= -log[H+]

pH= -log 0,250

Je kunt op je rekenmachine -log 0,250 uitrekenen. De uitkomst is 0,60206. Het aantal significante cijfers in de [H+] moet even groot zijn als het aantal decimalen in de pH. In dit voorbeeld is de H+ concentratie gegeven in drie significante cijfers. De pH moet dan drie decimalen hebben. De pH van het zoutzuur is dus 0,602.

Het komt natuurlijk ook vaak voor dat de pH van een oplossing bekend is. dan kun je de molariteit van de H+ ionen in die oplossing berekenen. Bijvoorbeeld: hoe groot is [H+] in water met pH 5,4?

pH= -log[H+]

5,4= -log[H+]

Nu heb je weer een rekenmachine nodig om [H+] te weten te komen. De uitkomst is 4,00 x 10-6. De [H+] moet in net zoveel significante cijfers gegeven worden als het aantal decimalen in de pH. In dit geval dus één. [H+] = 4 x 10-6 mol L-1.

**8.5**

er bestaan veel verschillende stoffen die tot de groep van de basen behoren. Veel basen zijn negatieve ionen die deel uitmaken van een zout. Alle basische oplossingen:

* Hebben een ontvettende werking
* Beïnvloeden de kleur van zuur-base-indicatoren
* Hebben een pH-waarde die groter is dan 7.

Alle basische oplossingen hebben hydroxide-ionen en OH—ionen te bevatten, terwijl ze in de meeste basen niet voorkomen. Een base is een deeltje dat een of meer H+ ionen kan opnemen. Veel negatieve ionen die voorkomen in zouten zijn basen. Als een base in contact komt met water ontstaan OH—ionen. Dus ook alle basische stoffen bevatten deze ionen.

Je hebt sterke en zwakke basen.

* Sterke basen, sterke basen hebben een aflopende reactie met water. In oplossingen van deze basen is de opgeloste base niet meer aanwezig. Alleen de reactieproducten van de reactie tussen de base en water tref je aan.
* Zwakke basen, bij zwakke basen leidt de reactie met water tot een evenwichtstoestand. In oplossingen van deze basen is de opgeloste base wel aanwezig. Ook de reactieproducten van de reactie tussen de base en water tref je aan.

In de formule van de oplossing van een sterke base staan alleen de reactieproducten die ontstaan als de base met water reageert. In de formule van de oplossing van een zwakke base staat alleen de opgeloste base zelf. De waarde van de evenwichtsconstante van een zwakke base is een maat voor de sterkte ban de base. Hoe kleiner de waarde van K, des te zwakker is de betreffende base.

**8.6**

In elke oplossingen zitten H+-ionen en OH--ionen.

In elke neutrale oplossingen zitten evenveel H+-ionen als OH--ionen.

In een zure oplossing zijn de H+-ionen in de meerderheid.

In een basische oplossing zijn de OH—ionen in de meerderheid.

Elke oplossing heeft een eigen pH. Want elke oplossing bevat H+-ionen. Maar ook elke oplossingen bevat OH--ionen. Dus je zou kunne zeggen dat elke oplossing zijn eigen pOH waarde heeft.

pOH= -log[OH-]

voor elke oplossing, zowel zuur, basisch als neutraal, en ook voor zuiver water geldt bij een temp van 298 K: pH+ pOH = 14,00

Een voorbeeld is: De [OH-] in kaliloog is 0,23 mol L-1. Hoe groot is de pH van kaliloog?

De [OH-] in de oplossing is bekend. Je kunt dus de pOH berekenen. pOH= -log 0,23 = 0,64

Er staan twee significante cijfers in de [OH-]. Dan mag je de pOH in twee decimalen geven. Om de pH van de oplossing te berekenen gebruik je het verband tussen pH en pOH.

pH+ pOH = 14,00 🡪 pH+ 0,64 = 14,00 🡪 pH = 14,00 – 0,64 = 13,36

dus de pH van kaliloog is 13,36. (als de [OH-] in een oplossing bekend is, kun je eerst de pOH berekenen en daarna de pH).

Als de pH van een oplossing bekend is en die is groter dan 7 (basisch), dan kun je eerst de pOH van die oplossing berekenen en daarna de [OH-]. Een voorbeeld is: de pH van zwembadwater is 7,3. Hoe groot is [OH-] in het zwembadwater?

Je wilt [OH-] weten. dan moet je eerst de pOH berekenen. Daarvoor gebruik je het verband tussen pH en pOH.

pH + pOH = 14,00 🡪 7,3 + pOH = 14,00 🡪 pOH = 14,00 – 7,3= 6,7

uit de pOH kun je [OH-] berekenen

pOH = -log[OH-] 🡪 6,7 = -log[OH-] 🡪[ OH-] = 2x10-7 mol L-1

dus de [OH-] in het zwembadwater is 2x10-7 mol L-1

**hoofdstuk 9**

**9.2**

Bij het ontstaan van een zout reageert een metaal met een niet-metaal. De metaalatomen veranderen daarbij in positieve ionen en de niet-metaalatomen in negatieve ionen. Tijdens deze reactie verhuizen elektronen van de metaalatomen naar de niet-metaalatomen. Deze reactie is weer te geven in 2 stappen. Elke stap noemen we een half reactie. De vergelijking van elke halfreactie. De vergelijking van elke halfreactie noemen we een halfvergelijking. Bijvoorbeeld:

Fe 🡪 Fe2+ + 2e-

S + 2 e- 🡪 S2-

In werkelijkheid verlopen deze twee halfreacties tegelijkertijd en de ontstane ionen rangschikken zich in het ionrooster van ijzer(ll)sulfide. Door de halfreacties op te tellen krijg je de vergelijking van de totaalreactie. Daarbij vallen de elektronen links en recht van de pijl tegen elkaar weg.

Fe + S 🡪 Fe2+ + S2- 🡪 Fe2+S2-

Een halfreactie geeft dus de reactie weer van één van de beginstoffen. In de halfvergelijking staan altijd elektronen. Een totaalreactie is de optelsom van twee halfreacties. In de vergelijking van een totaalreactie staan nooit elektronen.

Bij de vorming van ijzer(ll)sulfide geeft ijzer elektronen aan zwavel. IJzer is de elektronendonor en zwavel de elektronenacceptor. De elektronendonor wordt ook wel reductor, RED genoemd en de elektronenacceptor oxidator, OX. Elke reactie tussen een RED en OX noem je een redoxreactie. Om te weten of iets een redoxreactie is heb je de vergelijking van die reactie nodig.

* Alle reacties waarbij de lading van een deeltje verandert zijn redoxreacties.
* Alle reacties waarbij elementen verdwijnen en/of ontstaan, redoxreacties zijn. Soms zie je dat daarbij de lading verandert en in andere gevallen is dat niet altijd duidelijk.

In tabel 48 van je Binas vind je een kolom met oxidatoren en een kolom met reductoren.

* Van links naar rechts lees je de halfvergelijking van de oxidator. Je ziet hierin hoeveel elektronen de oxidator moet opnemen tijdens redoxreactie.
* Van rechts naar links lees je halfvergelijking van de reductor. Daarin zie je hoeveel elektronen de reductor moet afstaan tijdens de redoxreactie.
* Tijdens de halfreactie verandert de oxidator in een reductor en omgekeerd. Een oxidator en de bijbehorende reductor noem je een redoxkoppel.

Bovenaan de tabel staan de sterkste OX en de zwakste RED

* Naar beneden toe neemt de sterkte van de OX af (de OX neemt dan dus steeds minder graag elektronen op. Het reactievermogen van de OX met een RED minder wordt).
* Naar beneden toe neemt de sterkte van de RED toe (de RED staat dan liever elektronen af, het reactievermogen van een RED met een OX groter wordt).

Metalen hebben een positieve elektrovalentie. Dat wil zeggen dat ze positieve ionen kunnen vormen door elektronen af te staan. Alle metalen zijn dus reductoren. Naarmate een metaal onedeler is, reageert het beter met vochtige lucht. Als je weet welke stoffen reageert hebben kun je die opzoeken in tabel 48 en met behulp van halfvergelijkingen kun je dan de totaalvergelijking opstellen van een redoxreactie. Bijvoorbeeld: reactie tussen aluminium een zoutzuur.

RED: Al 🡪 Al3+ + 3e- (1)

OX: 2H+ + 2 e- 🡪 H2 (2)

Je moet er wel voor zorgen dat alle elektronen die Al afstaat, worden opgenomen door H+-ionen. In beide halfvergelijkingen moeten dus evenveel elektronen staan. Je vermenigvuldigt de coëfficient van halfvergelijking (1) met twee en die van (2) met drie:

RED: 2 Al 🡪 2 Al3+ + 6 e- (1)

OX: 6 H+ + 6 e- 🡪 3 H2 (2)

de totaalvergelijking krijg je door beide halfvergelijking op te tellen. Daarbij vallen de elektronen die links en rechts van de pijl staan tegen elkaar weg. Bij elk deeltje kun je nu de toestandsaanduiding van de stof zetten.

2 Al(s) + 6H+(aq) 🡪 3 H2(g) + 2 Al3+(aq)

2 x 3 e-

Een redoxreactie kan alleen verlopen als de OX hoger in tabel 48 staat dan de RED. dat is hier het geval: H+ staat hoger dan Al.

Voorbeeld van het opstellen van een redoxreactie:

Reageert kobalt met een nikkelchloride-oplossing? Zo ja, geef dan de reactievergelijking.

1. Geef de formules van de beginstoffen op.

-kobalt: Co(s)

-Nikkelchloride-oplossing: Ni2+(aq) + Cl-(aq)

2) som alle deeltjes op die je bij elkaar in één vat doet.

- Co, Ni2+, Cl-, H2O

3) Ga aan de hand van tabel 48 voor elk deeltje na of het een OX, een RED of misschien wel beide is. soms kom je ook een combinatie tegen van deeltjes die in het vat zitten.

4) kies uit het rijtje oxidatoren de sterkste OX en uit het rijtje reductoren de sterkste RED. Ni2+ is de sterkste OX en Co is de sterkste RED.

5) kijk of de reactie tussen Ni2+ en Co kan verlopen. De OX Ni2+ staat boven de RED Co. De reactie verloop dus. Stel nu de reactievergelijking op.

6) schrijf de halfvergelijkingen van Ni2+ en Co op. Maak, indien nodig, het aantal elektronen aan elkaar gelijk. Tel de beide halfvergelijkingen op, zodat je de vergelijking van de totaalreactie krijgt. Vermeld hierin de toestandsaanduidingen achter de deeltjes.

OX: Ni2+ + 2e- 🡪 Ni

RED: Co 🡪 Co2+ + 2e-

Totaal: Ni2+(aq) + Co(s) 🡪 Ni(s) + Co2+(aq)

SO42--ionen reageren alleen als OX, als ze aanwezig zijn in geconcentreerd zwavelzuur. Dus niet in verdund zwavelzuur of in een oplossing zonder H+-ionen, bijvoorbeeld een natriumsulfaatoplossing. Dan doen ze niet.

NO3--ionen reageren alleen als OX als ze aanwezig zijn in een salpeterzuuroplossing. Dus niet in een oplossing zonder H+-ionen, bijvoorbeeld een natriumnitraatoplossing. Dan doen ze niets.

* In de halfvergelijking die bij geconcentreerd salpeterzuur hoort, ontstaat NO2
* In de halfvergelijking die bij verdund salpeterzuur hoort, ontstaat NO.

**9.3**

Energiedragers zijn brandstoffen, biomassa en andere stoffen die met elkaar kunnen reageren waarbij de chemische energie van de stoffen wordt omgezet in een andere vorm van energie. Energievormen kunnen in elkaar worden omgezet in één of meer stappen waarbij meestal ook warmte vrijkomt. Maar het is de kunst om daarbij het rendement zo hoof mogelijk te maken. de opbrengst moet hoog zijn.