Scheikunde Hoofdstuk 2

**Fossiele brandstof** ontstaat door plantenmateriaal dat afsterft en zich mengt met klei en zand. Na miljoenen jaren ontstaat hieruit fossiele brandstof. De fossiele brandstoffen zijn steenkool, aardolie en aardgas.

Bij een volledige verbranding van een koolwaterstof ontstaan koolstofdioxide en water. Bij een onvolledige verbranding is er minder zuurstof, daardoor ontstaan koolstofmonooxide en roet. Koolstofmonooxide is geurloos, daardoor vallen er ieder jaar slachtoffers door kolendampvergiftiging.



Benzine (ch) lucht (O₂) 🡪 🡪 CO₂, O₂, H₂O, Co, CH, NOx

Door **het broeikaseffect** warmt de aarde op en kunnen klimaatveranderingen optreden. Het broeikaseffect wordt voor een belangrijk deel veroorzaakt door koolstofdioxide. Daardoor draagt het verbranden van fossiele brandstoffen bij aan het vergroten van het broeikaseffect.

2.2
**Alternatieve brandstoffen** zijn andere brandstoffen dan fossiele brandstoffen. Voorbeelden zijn biogas(ontstaat bij rotting van organische afval), bio-alcohol (ontstaat bijv uit suikerriet) en waterstof(ontstaat bij ontleding van water). Verder zijn er ook alternatieve energiebronnen bijv. windenergie.
omdat bij de productie van alternatieve brandstoffen CO₂ wordt gebruikt, draagt het verbranden van deze brandstoffen niet bij aan het broeikaseffect.

2.3
bij de **gefractioneerde destillatie** van aardolie wordt aardolie gescheiden in een aantal mengsel van stoffen (fracties). De kookpunten van de stoffen in één mengsel liggen dicht bij elkaar. De fracties worden gebruikt als brandstof
(lpg, benzine, kerosine), als smeermiddel of als grondstof voor de chemische industrie. Het residu wordt gebruikt in asvalt.
de destillatie kun je weergeven in een **blokschema**. Met pijlen geef je aan hoe het verloopt en in de blokken geef je aan welk proces wordt uitgevoerd.

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

2.4
**moleculaire stoffen** geleiden geen stroom. Ze bestaan uit moleculen. Een molecuul is een aantal atomen die bij elkaar zitten.
een **molecuulformule** geeft aan welke atoomsoorten en hoeveel atomen er aanwezig zijn. Bij een **atoombinding** houdt een gemeenschappelijk negatief elektronenpaar de twee positieve atoomresten bij elkaar.
de **covalentie** is het aantal atoombindingen dat een atoom kan vormen. In een **structuurformule** worden de atoombindingen met streepjes getekend. Bij bijvoorbeeld etheen zijn er 2 c’tjes en 4 h’tjes. Aan beide c’tjes heb je 1 streepje over dit los je op door een **dubbele binding** tussen de c atomen.

2.5
in de moleculen van **verzadigde koolwaterstoffen** zijn alleen enkelvoudige bindingen. In **onverzadigde koolwaterstoffen** komt minstens één dubbele binding voor. **Joodwater** is een reagens op onverzadigde stoffen, de geel-bruine oplossing ontkleurt in aanraking met onverzadigde stoffen.
bij het **kraken** van een koolwaterstof ontstaan uit grote moleculen meerdere soorten kleinere moleculen. Het reactie product is altijd een mengsel van verzadigde stoffen én onverzadigde.
bij koolwaterstoffen is de toestand niet altijd makkelijk, daarom mag je die weglaten.

hoofdstuk 3
3.1
**alkanen** zijn koolwaterstoffen. De alkanen vormen een homologe reeks. De algemene formule is CnH2n+2
bij een verkorte structuurformule zet je elk c’tje appart met het aantal h’tjes bijv butaan: CH3 – CH2 – CH2 – CH3. Hierbij is de kans op het vergeten van een h atoom erg groot.
koolstofketens kunne vertakt en onvertakt zijn.
**isomeren** zijn stoffen met dezelfde molecuul formule maar verschillende structuurformule. Het zijn dus verschillende stoffen.

3.2
een alkaanmolecuul kun je vervangen door een halogeen. Op grond van de structuurformule geef je aan een stof een **systematische naam**. Bij een systematische naam let je op de stamnaam (alkanen) op de karakteristieke groep (halogeen) en op de plaats van de karakteristieke groep. Het plaatsnummer moet zo laag mogelijk zijn, je kan vanaf links en vanaf rechts tellen.

3.3
als in een structuurformule een dubbele binding is noem je dat een onverzadigde verbinding. In **alkenen** komt één c=c groep voor. De algemene formule is CnH2n.
bij de naamgeving van de alkenen krijgt de stamnaam de uitgang –een.
de plaats van een c=c in de hoofdketen moet je met een plaatsnummer aangeven. Als de dubbele binding maar op 1 plek kan mag je het nummer weglaten.

3.4
de c=c binding in een onverzadigde koolwaterstof kan met broom worden aangetoond. Het reagens broom ontkleurt dan. Bij de **additiereactie** is de c=c groep betrokkken. De dubbele binding klapt open en elke van de 2 c atomen kan dan een atoom of atoomgroep binden. Additiereacties kunnen plaatsvinden met H₂, Cl₂, Br₂, I₂ en h₂O.

3.5
alcoholen bevatten als karakteristieke groep een –OH groep, de hydroxylgroep. Een alkanol bevat één –OH groep. De naam van een alcohol maak je door bij de stamnaam het achtervoegsel -ol te gebruiken. Carbonzuren hebben als karakteristieke groep een –COOH groep, de carboxylgroep. In een alkaanzuur is één –COOH groep aanwezig. Deze krijgt de uitgang –zuur. Een COOH groep zit altijd aan een begin van de keten.

Hoofdstuk 5.
5.1
elementen in dezelfde groep lijken op elkaar

5.2
stoffen kun je in 3 groepen verdelen

1. Metalen: geleiden in vaste én vloeibare vorm
2. Moluculaire stoffen: geleiden in beide fase niet
3. Zouten: geleiden alleen in vloeibare fase.

Metaal bestaat uit metaalatomen. Moleculaire stoffen uit niet-metalen en zouten van allebij één.

Ionbinding: de binding tussen positieve en negatieve ionen. Het smeltpunt is hoog. Een ionbinding is erg sterk.

Metaalbinding: de binding tussen positieve atoomresten en negatieve vrije elektronen. Het smeltpunt is hoog, dus de metaalbinding is sterk.

Atoombinding: de binding tussen atomen. De ontledings temperatuur is hoog, dus een sterke binding.

Vanderwaalsbinding: de aantrekkingskracht tussen moleculen. Hoe groter de moleculen hoe sterker de binding. Dit is een zwakke binding.

5.3
de automaire massa-eenheid wordt gebruikt om de massa van een atoom in uit te drukken (T40A & 99). De ionmassa is gelijk aan de atoommassa.
stappenplan om het massa percentage uit te rekenen.

1. De formule van de stof
2. Molecuulmassa in U (T99)
3. Hoeveel u van het gevraagde element
4. $\frac{massa gevraagd}{massa totaal} ∙100=massapercentage $

Reken intermezzo

µm mg g kg mm3 cm3 dm3 m3µm mm m km µl ml l

5.4
significatie zorgt voor minder nauwkeurigheid van een meting. Het kleinste aantal gebruik je, bij + ; - let je op de decimalen. Bij x ; : let je op het totaal aantal cijfers. Signi gebruik je alleen bij meetwaardes

5.5
$dichtheid=\frac{massa}{volume}$ (T10,11,12) gebruik een verhoudingstabel.

5.6
de eenheid van de chemische hoeveelheid is mol. Het symbool is n. je hebt ook Kmol = 103 mol en mmol = 10-3 mol. De massa van 1 mol heet malaire massa (T98) molaire massa (g) is hetzelfde als massa (u)

Om de mol te berekenen:

1. De moecuulformule
2. Zoek de molaire massa op
3. Verhoudingstabel
wat weet je? Wat heb je nodig.
4. Let op significantie

Blokschema:



Samenvatting scheikunde hoofdstuk 6.

Bij fotosynthese wordt uit water, koolstofdioxide en (zon)licht glucose gemaakt, hierbij ontstaat ook zuurstof. Bladgroenkorrels (chlorofyl) vormen in deze reactie de katalysator.

Water kan in 3 fase voorkomen. De fase-overgangen kunnen endotherm(energie erin, rood) en exotherm(energie eruit,blauw) zijn.

een polaire atoombinding is een binding tussen tweeverschillende niet-metaalatomen. De lading verschilt een klein beetje. Daarom wil de positieve kant naar de negatieve kant.

Waterstofbruggen komen voor tussen OH en NH groepen. Bij een waterstof brug is het H-atoom (δ+) van de ene OH-groep verbind zich met het O-atoom (δ-) van een andere OH-groep. Waterstofbruggen kunnen zich ook vormen tussen NH-groepen. Door deze binding is het kookpunt ook hoger dan wanneer je alleen een vanderwaalsbinding hebt.

Een moleculaire stof lost op in water als de moleculen van die stof waterstofbruggen kunnen vormen met watermoleculen. Er bestaan 2 soorten moleculaire stoffen.

* Stoffen waarvan de moleculen geen waterstofbruggen kunnen vormen
* Stoffen waarvan de moleculen waterstofbruggen kunnen vormen

Stoffen met dezelfde soort moleculen mengen onderling goed. Stoffen met schillende moleculen mengen slecht.

Stoffen groter dan pentanol, of stoffen die daarop lijken, kunnen wel waterstofbruggen vormen maar lossen toch niet goed op in water dit komt omdat het gedeelte dat geen waterstofbruggen kan vormen te groot is.

Een zout kan oplossen in water door hydratatie. Door de polairebinding in watermoleculen is de zuurstofkant een beetje negatief en de waterstofkant een beetje positief. De ionen van een zout hebben ook een lading. De watermoleculen omringen de ionen met hun positieve kant tegen het negatieve ion en hun negatieve kant naar het positieve ion. Er wordt zo hard door de watermoleculen aan de ionen getrokken dat deze losraken uit het ionrooster.

Scheikunde Hoofdstuk 7

Met lakmoes kun je bepalen of een oplossing zuur, neutraal of basisch is. Lakmoes is een indicator. Er zijn nog meer indicatoren zie **T52A.** Bij zuur kleurt het roos en bij basisch blauw. Er is een overgangsgebied, het omslagtraject. Hier heeft de indicator een mengkleur. Er is papier te koop dat gedrenkt is in een mengsel van indicatoren dit heeft **universeelindicatorpapier.**
 In een zure oplossing is de pH kleiner dan 7 een basische heeft een pH groter dan 7. Tussen de 6 en 8 is het neutraal. De oplossing is agressief bij een pH kleiner dan 2,0 en groter dan 12,0.
je kan een oplossing ook verdukken de ph gaat dan richting de 7. Bij een zure oplossing stijgt hij dan en bij een basische daalt de pH.

7.2.
HCL waterstofchloride
CH3COOH ethaanzuur
HNO3  salpeterzuur
H2CO3 koolzuur
H2SO4 zwavelzuur
H3PO4 fosforzuur
zure oplossingen bevatten H+ (aq) ionen. Zuren zijn deeltjes die een H+  ion kunnen afstaan. Een oplossing van HCL in water heet zoutzuur. De notatie is: H+ (aq) + CL- (aq).
als er H2+ moleculen zijn kunnen er ook 2 ionen afsplitsen dit is dan 2 H+ .

7.3
OH- hydroxide ammonia NH3 (aq)
HCO3- waterstofcarbonaat natronloog Na+ (aq) + OH- (aq)
CH3COO- ethanoaat kaliloog K+ (aq) + OH- (aq)
NH3 ammoniak
O2- oxide
CO32- corbonaat
basen zijn deeltjes die H+  ionen kunnen opnemen. Als een oplosbaar oxide toegevoegt wordt aan water ontstaat er een basiche oplossing. De oplossing ziet er zo uit:
O2- + H2O 🡪 2 OH-

De meeste basen zijn negatieve ionen. Samen met een positief ion vormen ze zouten. De notatie is hetzelfde als bij zouten. Als de base een moleculaire stof is (NH3) noteer je de oplossing. De oplossing van ammoniak heet ammonia. **T66A**
7.4
de zuurgraad wordt bepaald door de concentratie van H+ ionen. De concentratie is de hoeveelheid per volume. De eenheid is mol/l. een korte notatie is [H+]
**pH berekenen.**
bereken de concentratie [H+] per liter.
kruistabel om dat uit te rekenen.
pH= -log [H+]
**[H**+**] berekenen.**
[H+]= 10-pH  mol/l.

7.5
de basegraad hangt af van de concentratie OH-. Hoe groter de concentratie hoe basischer de oplossing is.
**pOH berekenen of vanuit pOH.**
pOH= -log [OH-]
[OH-] = 10-pOH
het verband tussen pH en pOH is dat het samen 14,00 moet zijn. Bij het verdunnen van een basische oplossing daalt [OH-]. De pOH stijgt en de pH daalt dan.
**[OH-] berekenen uit pH**als pH groter dan 7 is moet je eerst de pOH uitrekenen.
pOH = 14,00 – ph =
[OH-]= 10 –pOH  = … mol/l

7.6
opstellenvan een zuur-base reactie
1 wat zijn de formules van de gegeven stoffen
2 welke deeltjes zijna aanwezig
3 zoek het zuur en de base op
4 stel een reactievergelijk op
5 maak de vergelijking kloppend.
bij het neutraliseren van een zure oplossing voeg je zoveel oplissing van een base toe dat de oplossing na afloop ontzuurd is.
verdunning uitrekenen:
[OH-] berekenen van de 2 pH-waardes.
laagste : hoogtste = aantal verdunning.
aantal ml nodig : aantal verdunning = deel
totaal – deel = nog toe te voegen ml.

Scheikunde hoofdstuk 8

met behulp van de molaire massa kun je de massa en de chemische hoeveelheid in elkaar om rekenen. met de dichtheid reken je massa en volume in elkaar om. De molaire massa vind je terug in T98, staat hij er niet bij dan moet je het zelf uitrekenen m.b.v. T99. Dichtheden van stoffen vind je in T10,11,12

Door het kloppend maken van de reactie kun je met de coëfficiënten(getallen voor de stof) de molverhouding vinden.

De concentratie van een stof kun je uitdrukken in het aantal gram opgeloste stof per liter.
concentratie = massa opgeloste stof : volume oplossing

Het volumepercentage(of massapercentage) bereken je uit het volume(of massa) van de gevraagde stof en het totale volume (of massa)
$$massapercentage= \frac{deel }{totale massa } x 100\%$$

$$volumepercentage= \frac{deel }{totale volume } x 100\%$$

De molariteit is het aantal m opgeloste stof per liter oplossing.
$$molariteit= \frac{aantal mol}{aantal liter oplossing }= \frac{aantal mmol }{aantal mL oplossing}$$

De eenheid van molariteit is M. Je kunt de molariteit weergeven met rechte haken, bv [Cl2]

Soda is een hydraat met de formule Na2CO3 · 10 H2O(s), als je soda verwarmt wordt het kristalwater verwijderd. Ook wordt soms de vorm Na2CO3 · n H2O(s) gebruikt, de n geeft een onbekende hoeveelheid H2O aan. Door het totaal op te tellen heb je 1 mol. Daarna kun je verder met het 7 stappenplan

Stoffen reageren met elkaar in een bepaalde massa verhouding. Bij elke reactie is de massaverhouding anders. Als je meer gebruikt dan nodig heb je een overmaat van die stof.
Met behulp van t 7 stappenplan kun je de hoeveelheid van de stoffen die verdwijnen en ontstaan berekenen.

1. Stel de reactievergelijking op
2. kijk welke is gegeven en welke gevraagd is.
3. leid hieruit de molverhouding af
4. reken de hoeveelheid gegeven stof om in mol
5. bereken uit het aantal mol van de gegeven stof het aantal mol van de gevraagde stof met behulp van de molverhouding
6. reken het aantal mol om in gevraagde eenheid (gram, kg, dm3 , M etc.)
7. controleer je antwoord en let op het juiste aantal significante cijfers.

Bij het rekenen van oplossingen moet je rekening houden met de formules van de stoffen die zijn opgelost. De molariteit van de opgeloste stof kan een andere zijn dan de molariteit van de opgeloste deeltjes. Bij de stappen 4 en 6 moet je daar rekening mee houden. Begin dus met een tabel met aantal mol tegenover liter.

Bij kwalitatieve analyse is het alleen belangrijk of de stof er in zit. En bij kwantitatieve analyse is ook de hoeveelheid stof belangrijk.

Om vast te stellen wanneer de reactie is afgelopen kun je een pH-meter of een indicator gebruiken. Bijv. als al het zoutzuur gereageerd heeft zal de oplossing niet meer zuur zijn maar rond de 7.

Scheikunde hoofdstuk 9

Bij een **redoxreactie** is een reactie waarbij elektronen van een reductor naar een oxidator gaan.
Een **reductor** is een deeltje dat elektronen afstaat. Een **oxidator** is een deeltje dat elektronen opneemt.
een vergelijking waarin elektronen voorkomen noem je een halfreactie.

**Stappenplan** redoxreactie

1. Schrijf de halfreactie van de reductor op
2. Schrijf de halfreactie van de oxidator op
3. Zorg dat het aantal elektronen in beide reacties gelijk is
4. Tel beide halfreacties op en zet de toestand erbij. Dit totaal is de redoxreactie/totaalreactie

Bij een redoxreactie zijn de reductor en de oxidator voor de pijl sterker dan de reductor en de oxidator na de pijl.

Of er een reactie optreed hangt af van de sterkte van de oxidator en de reductor. Deze sterkte kun je vinden in **Binas T48**. De sterkste oxidator staat bovenaan en naar beneden worden ze steeds zwakker. Bij de reductoren staan de sterkste onderaan en naar boven worden ze steeds zwakker.
Door de benodigde oxidator en reductor in een tabel te zetten kun je snel zien of er wel of niet een reactie optreedt. In die tabel kun je een trappetje tekenen. De hoogste oxidator met de laagste reductor. Als het trappetje vanaf links gezien naar beneden gaat zal er een reactie plaatsvinden, is het trappetje naar boven dan zal er geen reactie plaats vinden.

Ook bij halogenen en halogenide kan er een redoxreactie plaats vinden.
 **Halogenen** zijn oxidatoren, voorbeelden van halogenen zijn Cl2, Br2, I2, F2
 **Halogeniden** zijn reductoren, voorbeelden zijn Cl-, Br-, I-, F-

Je kan voorspellen of een redoxreactie kan plaatsvinden door een stappenplan

1. Noteer de aanwezige deeltjes
2. Zoek de sterkste oxidator
3. Zoek de sterkste reductor
4. Zoek in tabel 48 op of ox en red sterk genoeg zijn om met elkaar te reageren
5. Schrijf de halfreactie van de oxidator op
6. Schrijd de halfreactie van de reductor op
7. Leid hieruit de redoxreactie af

Er ontstaat een **elektrochemische** **cel** als een oxidator op afstand reageert met een reductor.
de elektronen gaan via een draad van reductor naar oxidator, hierdoor loopt door de draad een elektrische stroom.

De staven die in de vloeistof zitten heten **elektroden**. Deze geleiden zijn van een materiaal dat stroom geleid, zoals metaal of koolstof.

 Er zijn 2 soorten elektroden:

* Elektroden die mee reageren
* Elektroden die gebruikt worden als elektronenaanlegsteiger, deze geven alleen de elektronen door en reageren zelf niet mee.

Een elektrochemische cel moet aan de volgende voorwaarden voldoen:

* Er is een oxidator en een reductor die met elkaar kunnen reageren
* De reductor en oxidator zijn van elkaar gescheiden
* Er is een gesloten stroomkring

Bij een negatieve elektrode reageert de reductor. Bij een koperstaaf nemen koperionen uit de oplossing elektronen op uit de staaf. Hierdoor zal de staaf een tekort aan elektronen krijgen en dus een positieve lading hebben. bij de positieve elektrode reageert de oxidator.

De stroomkring bestaat uit 2 delen

Deel 1 : een metalen draad zorgt voor de verbinden tussen de 2 elektroden. Het ladingstransport hierin vindt plaats door vrije elektronen, deze gaan van negatief naar positief.

Deel 2 : een **zoutbrug** zorgt voor een verbinding tussen de 2 oplossingen. Een zoutbrug is een buis gevuld met elektrolytoplossing, oftewel een oplossing van een zout. In de oplossing zorgen vrije ionen dat de lading wordt doorgegeven. Door de verplaatsing blijven de oplossingen elektrisch neutraal.

Een andere optie is om het ionentransport via een scheidingswand te laten verlopen. Dit heet een **membraan** en zorgt ervoor dat vaak maar één soort ionen door het membraan, dit moet je een **ionselectiefmembraan**.

In een elektrochemische cel is er sprake van een spontane redoxreactie. Met **elektrolyse** worden de oxidator en de reductor die eigenlijk niet reageren **gedwongen** te reageren.

Een ontledingsreactie die plaatsvindt onder invloed van elektrische stroom heet elektrolyse. Hiervoor heb je nodig:

* Een oplossing die je wilt ontleden
* Een spanningsbron die gelijkstroom levert
* 2 elektroden. De ene verbonden met de plus, de ander met de min van de spanningsbron.
* Aan de negatieve elektrode reageert de sterkste oxidator. Aan de positieve elektrode reageert de sterkste reductor.

Halfreactie opstellen bij elektrolyse

1. Ga na welke deeltjes bij de positieve elektrode aanwezig zijn.
2. Ga na welke deeltjes bij de negatieve elektrode aanwezig zijn.
3. Ga na wat bij de positieve elektrode de sterkste reductor is
4. Ga na wat bij de negatieve elektrode de sterkste oxidator is.
5. Schrijf beide half reacties op

Let op! Sulfaat (SO4-) en Nitraat (NO3-) mag je wegstrepen bij de reactie, deze doen niet mee.
 Water doet wel mee aan de reactie!

Uitzondering! Bij elektrolyse is er combinatie in t48 waarvan de basis regel de sterkste reageert niet geldt. Als de reductoren H2O en Cl- bij de positieve elektrode aanwezig zijn reageert als eerste de **Cl-**, terwijl H2O volgens t48 sterker is.

Soms wordt door elektrolyse het elektrodemateriaal aangetast. Je spreekt dan van **aantastbare** **elektroden**, deze doet dan mee aan de reactie. Er zijn ook **onaantastbare** **elektroden** zoals koolstof en platina, deze doen niet mee aan de reactie.

Overzicht elektrochemische cel & elektrolyse:

|  |  |
| --- | --- |
| Elektrochemische cel | **Elektrolyse** |
| Oorzaak: redoxreactiegevolg: een elektrische stroom | Oorzaak: een stroomgevolg: een redoxreactie |
| De redoxreactie moet volgens t48 mogelijk zijn | Gedwongen reacties dus ook reacties die volgens t48 niet mogelijk zijn |
| Beide elektroden in aparte bekerglazen | Beide elektroden in 1 bekerglas. De aansluiting van de stroombron bepaalt welk negatief en welk positief is |
| De kant van reductor is de negatieve elektrode.de reductor kan elektronen afstaan aan de elektrode, maar de elektrode kan ook zelf elektronen leveren.  | Bij de negatieve elektrode is een overschot aan elektronen. Daar reageert dus de sterkste oxidator |
| De kant van de oxidator is de positieve elektrode.de oxidator neemt elektronen op van de elektrode | Bij de positieve elektrode is een tekort aan elektronen. Daar reageert de sterkste reductor |

Scheikunde samenvatting

Hoofdstuk 10

10.1

Voedsel heb je nodig voor het leveren van energie en voor de opbouw van je lichaam. Voedsel bevat brandstoffen (**koolhydraten, vetten**), bouwstoffen(**eiwitten**), vitamine en mineralen (**zouten**). Als je te weinig zouten en mineralen binnenkrijgt kun je een **deficiëntieziekte** krijgen. Een diëtist(e) adviseert mensen hoe gezond te eten.

10.2

Een **ester** maak je door een alkanol en een alkaanzuur met elkaar te laten reageren. Hierbij ontstaat ook water. De reactie verloopt langzaam. Als katalysator kun je zwavelzuur (of zeoliet) toevoegen. De reactie kun je als volgt weergeven
**alkanol + alkaanzuur 🡪 ester + water**

Elke ester herken je aan de kenmerkende groep

De **structuurformule** maak je als volgt:

1. Noteer de structuur formules, zorg dat de –OH groepen tegenover elkaar staat, draai ze dus zonodig.
2. Geef aan op elke manier water wordt afgesplitst, geef de betrokken –OH groep en H atoom aan.
3. Schrijf de structuurformule van de ester op.

Esters komen veel voor in smaak- en geurstoffen.

10.3

Je hebt 2 soorten oliën: **minerale** en **eetbare olie**. Minerale olie is bijv. smeerolie. En eetbare olie zit bijv. in pinda’s en olijven.
Eetbaar vet zit in vis, vlees, room en boter.

Vetten en oliën zijn chemisch gezien hetzelfde: het zijn esters. Het verschil zit in het smeltpunt, een olie heeft een lager smeltpunt (onder de kamertemperatuur) dan vet. Vaak is olie plantaardig en is vet dierlijk.

Vetten en oliën ontstaan door de reactie van de alcohol glycerol en vetzuren. Vetzuren kun je vinden in *Binas T67B*. de reactie vergelijking van een vet is vergelijkbaar met die van een ester.

glycerol + vetzuur 🡪 vet + water

de structuurformule van glycerol ziet er als volgt uit.

Aan de 3 –OH groepen kan een verzuur reageren.

Bij een olie komen in de koolwaterstofketens **c = c** groepen voor. Als je dit laat reageren met waterstof treedt een **additiereactie** (2 stoffen worden 1) op. De waterstof plaatst zich aan de dubbele bindingen in de vetzuurresten. Er ontstaat dan een vast vet. Dit heet **vetharding**.

10.4

Bij **hydrolyse** reageert een ester met water en ontstaan twee kleinere moleculen. Zo ontstaan bij een hydrolyse van een ester een alkanol en een alkaanzuur en bij de hydrolyse van een vet reageert een vet met water en hierbij ontstaan glycerol en vetzuren.

Vetzuren worden in het lichaamgebruik voor de opbouw. Je lichaam heeft 20 **aminozuren** nodig. Hiervan zijn er 8 **essentieel** en 12 kan je lichaam er zelf maken. Deze kun je vinden in *Binas T67B*.

Hoofdstuk 11

11.1

De reactiesnelheid hangt af van verschillende factoren:

* **Soort stof**, de ene stof reageert sneller dan de ander. Ligt aan de reductor sterkte.
* **Concentratie**, als de concentratie groter is zal de reactiesnelheid toenemen.
* **Katalysator**, de stof versnelt de reactie, maar gaat zelf nooit op.
* **Temperatuur**, bij een hogere temperatuur neemt de reactiesnelheid toe.
* **Verdelingsgraad**, als de stof fijner is verdeeld (groter opp.) neemt de reactiesnelheid toe.

Katalysatoren zijn ook belangrijk in ons lichaam erg belangrijk. De biologische katalysatoren heten enzymen.

Als er bij een reactie energie vrijkomt noem je dat **exotherm**. Moet je energie toevoegen dan heet het **endotherm**.

Bij het **botsende-deeltjesmodel** doen we alsof een reactie een effectieve botsing is. Met dit model kun je de invloed van concentratie, verdelingsgraad en temperatuur op de reactiesnelheid verklaren. Het antwoord moet je als volgt formuleren:

Verdelingsgraad:

Grotere verdelingsgraaf betekent een groter oppervlakte, dus meer botsingen per seconde hierdoor meer effectieve botsingen dus een grotere Sr (reactiesnelheid)

Temperatuur:

Hogere temperatuur betekent de deeltjes bewegen sneller, dus meer (effectieve) botsingen per seconde hierdoor hardere botsingen dus Sr gaat omhoog.

Concentratie:

Hoge concentratie betekent meer deeltjes per ml, dus meer botsingen per seconde hierdoor meer effectieve botsingen dus Sr gaat omhoog.

11.2

In de chemische industrie vinden chemische reacties op grote schaal plaat. Om een goed overzicht te krijgen van wat er gebeurd gebruik je een **blokschema**. De stofstromen stel je voor door lijntjes met pijlen. In een blok gebeurt er iets met de stoffen.



Omdat er vaak mengsels ontstaan zullen de stoffen gescheiden moeten worden.
Hier zijn verschillende **scheidingsmethodes** voor.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Berust op verschil in | Voorbeeld | Scheidingsmethode |
| Oplosbaarheid in het extractiemiddel | Mengsels van vaste stoffen zoals zand en zout | Extractie of extraheren  |
| Aanhechtingsvermogen aan het adsorptiemiddel  | Oplossingen van een kleurstof zoals inkt.  | Adsorptie  |
| Kookpunt | Oplossingen van een vaste stof zoals zoutwater **of** mengsels van vloeistoffen zoals wijn.  | Destillatie  |
| Deeltjesgrootte | Suspensie, zoals krijt in water | Filtratie  |
| Dichtheid  | Suspensie en emulsie  | Centrifugeren  |
| Dichtheid | Suspensie en emulsie  | Bezinken  |

11.3

**Ammoniak** NH3 (g) is een belangrijke grondstof voor de chemische industrie. Het is een grondstof voor verschillende andere producten zoals kunstmest, salpeterzuur, explosieve en kleurstoffen. Ammoniak wordt gemaakt uit de niet-ontleedbare stoffen waterstof en stikstof. Het is een reactie die bij normale temperatuur en druk bijna niet verloopt. Door een geschikte katalysator te gebruiken ontstaat wel ammoniak.

Het **rendement** van een proces geeft aan hoeveel procent van de maximale stof ontstaat.

$$η= \frac{werkelijke opbrengst }{theoretische opbrengst} x 100\% $$

11.4

De **MAC-waarde** is de concentratie van een schadelijke stof waaraan een volwassen gezond mens ongeveer 8 uur per dag mag worden blootgesteld. De MAC-waarde wordt uitgedrukt in mg per kubieke meter lucht. De MAC-waarde staat voor maximale aanvaarde concentratie. Je kunt dit vinden in *Binas T97A*.

De **ADI-waarde** geeft de aanvaarde dagelijkse inname van een stof aan. De ADI-waarde druk je uit in mg per kilo lichaamsgewicht. Te vinden in *Binas T95B*.

Er bestaat **acute** en **chronische** **toxiciteit**. Bij acute toxiciteit word je snel ziek van een stof waarvan je teveel hebt binnen gekregen. Bij chronische toxiciteit gaat het om een stof die zich in je lichaam ophoopt tot een bepaalde waarde wordt overschreden, dit kan een lange tijd duren.

Hoofdstuk 12

12.1

**Plastics** zijn kunststoffen die opgebouwd zijn uit macromoleculen. Veel plastics kun je maken uit één eenvoudige grondstof, dit heet een **monomeer**. De moleculen moeten allemaal een c=c groep hebben. Bij een **polymerisatie** koppelen veel moleculen van het monomeer aan elkaar doordat de dubbele c=c binding openspringt. Er ontstaat een **polymeer**. De naam van een polymeer is afgeleid van het monomeer. Als je als monomeer etheen hebt, is de naam van het polymeer polyetheen.

hoe maak je de structuurformule:

1. Schrijf de structuurformule op, zorg dat je alle c=c groepen horizontaal tekent en de rest van de koolstofatomen erboven of onder.
2. Laat bij 3 monomeren de c=c verbinding openspringen, op deze plek zet je een punt.
3. Teken het totaal door de punten met elkaar te verbinden met een lijn.

Een voorwaarde voor een additiereactie is dat in de moleculen een dubbele binding (c=c) aanwezig moet zijn.

12.2

Een **thermoplast** is een plastic die bij het verwarmen zacht wordt. Ze zijn hervormbaar, en heet een **lange ketenpolymeer**.
Plastics die bij verwarmen hard blijven, zijn **thermoharders**. Ze worden alleen zwart in het vuur. Dit heet een **netwerkpolymeer**.

De voordelen van plastics zijn

* Gemakkelijk te verwerken
* Licht
* Niet reactief
* Isolerende werking
* De prijs

Plastics worden onder andere gebruikt in de bouw en de auto-industrie. Heel veel plastic wordt gebruikt als verpakkingsmateriaal.

12.3

Er zijn 3 manieren om plastics na gebruik te verwerken: sorteren, verbranden en hergebruiken.

Aan het **recycleersymbool** kun je zien met welke soort plastic je te maken hebt. Op deze manier is recyclen mogelijk. De symbolen staan in *Binas T97D*, de naamcodes in *T66E2*.

12.4

**Eiwitten,**  ook wel polypeptide, ontstaan uit een groot aantal aminozuurmoleculen.
 De binding tussen een aminozuren in een eiwit heten **peptidebindingen**.
 Als 2 aminozuren gekoppeld zijn ontstaat een **dipeptide:**

 Een aminozuur bestaat uit 2 karakteristieke groepen:

een aminogroep –NH2 en een carboxylgroep –COOH

De algemene formule van een aminozuur is:

De aminozuren kun je vinden in *Binas T67C*

Een essentieel eiwit is een aminozuur dat je lichaam niet kan maken. Je moet dit aminozuur met je voeding binnenkrijgen.

Bij **hydrolyse** (door toevoeging van water) van een eiwit ontstaan de verschillende losse aminozuren. Hieruit kan ons lichaam nieuwe eiwit moleculen maken.

12.5

Koolhydraten is een verzamelnaam voor sachariden, een groep stoffen die voldoet aan de algemene formule Cn(H2O)m.

Glucose C6H12O6 is een voorbeeld van een monosachariden. De monosachariden zijn de bouwstenen van de disachariden en de polysachariden (koolhydraten). Een molecuul van een disacharide is opgebouwd uit twee monosacharidemoleculen. Sacharose, C12H22O11 is een voorbeeld hiervan, anderen voorbeelden staan in Binas *T67A2*. Een polysacharidemolecuul is opgebouwd uit een groot aantal monosacharidemoleculen. Voorbeelden zijn zetmeel en glycogeen,anderen voorbeelden staan in *Binas T67A3*. Bij hydrolyse van glycogeen ontstaat glucose.

Glucose ontstaat in de natuur door een reactie tussen CO2 en H2O. Deze reactie vindt plaats in aanwezigheid van chlorogyl(de groene kleurstof) en (zon)licht, dit proces heet **fotosynthese**.

Hoofdstuk 13.

Omkeerbare reacties zijn reacties die zowel heen als terug kunnen gaan. Als dit tegelijk verloopt kan dit leiden tot een **evenwichtstoestand**. Je geeft dit aan met een dubbele pijl.

**Chemische evenwichten** en fase-overgangen zijn voorbeelden van **dynamische evenwichten.** Het tegenovergestelde hiervan is een statische evenwicht. Deze komen niet in de scheikunde voor.
bij een dynamisch evenwicht geldt:

* De snelheden van de heen en terug gaande reactie zijn gelijk aan elkaar
* Alle stoffen die aan de evenwichtsreactie meedoen zijn in het reactiemengsel nog aanwezig.
* De concentraties van alle stoffen in het reactiemensen veranderen niet meer.

De tijd die nodig is om de heen en teruggaande reacties aan elkaar gelijk te laten worden heet de **insteltijd**.

Je hebt verschillende soorten evenwichten.

* **Homogeen evenwicht**. Alle stoffen zijn in dezelfde fase.
* **Heterogeen evenwicht**. Hierbij zijn de stoffen in verschillende fase.
* **Verdelingsevenwicht**. Hierbij zijn de fase wel hetzelfde maar is een verschillend oplosmiddel gebruikt die niet met elkaar mensen. De stof verdeelt zich dan over de 2 vloeistoffen. dit kun je extraheren (scheidingsmethode)

Als je een van de stoffen weg haalt (bv door gas weg te laten gaan) is er geen evenwicht meer mogelijk dit heet een **aflopende reactie**.

Zure oplossingen smaken zuur, de pH is kleiner dan 7 en er zijn H+ ionen aanwezig.
Basische oplossingen smaken zeepachtig, de pH is groter dan 7 en er zijn OH- ionen aanwezig.

Zuren die in water volledig ioniseren (uit elkaar vallen) zijn **sterke zuren**. De ionisatie is een aflopende reactie.
zuren die in water niet volledig ioniseren zijn **zwakke zuren**. Hierbij is de ionisatie een evenwichtsreactie.

Of een zuur sterk of zwak is kun je opzoeken in **tabel 49.** De linkerkolom zijn de zuren. De zuren tot .en met H3O+ zijn sterk. Daaronder zijn ze allemaal zwak.
de notatie van een oplossing van een sterk zuur is: H+(aq) + Z- (aq)
bij een zwak zuur is de notatie: HZ(aq)
de H+ staat voor de H+ ionen die altijd in zuren aanwezig zijn. En de Z kun je vervangen voor een willekeurig ander atoom.

Als je een oplossing **verdunt** gaat het altijd richting een pH van 7.

Een **base** is een deeltje dat een H+ kan opnemen. Een zwakke base kan dit moeilijker dan een sterke base. Of een base sterk of zuur is kun je opzoeken in tabel 49. De rechterkolom. Rechts onder staan de sterke en omhoog en naar links worden het zwakke zuren. De basen OH- en lager zijn sterk.
Bij het oplossen van een zout met de sterke base O2- nemen alle oxide-ionen van watermoleculen één H+ion op. In de oplossing komt als base dus alleen maar OH- voor.

Als een sterke base of zuur of een sterk zuur én een sterk base als begin stof aanwezig is. Dan treedt er altijd een aflopende zuur-base reactie op. Het maximale aantal H+ wordt dan overgedragen. Deze reactie is aflopend. De reactievergelijking van een zuur-base reactie maakt je als volgt.
1. Wat zijn de formules van de gegeven stokken.
2. Geef je juiste notatie, wel of niet opgelost. Sterk of zwak.
3. Stel vast wat de H+ leverancier is. Bij het oplossen van een sterk zuur heb je met H+(aq) te maken.
 bij een zwak zuur levert dat zuur de H+ ionen.
4. stel bij een zwak zuur vast hoeveel H+ het zuur per deeltje kan afstaan. En hoeveel H+ kan een
 base per deeltje opnemen.
5. Stel de reactie vergelijking op.