

Demonstratieproeven chemie 3^{de} graad

Hans Vanhoe

Ilse Mariën

Katrien Strubbe

Universiteit Gent

SLO Chemie

Inhoudstabel

Deel 1: Didactiek van demonstratieproeven.....	5
1. Inleiding	5
2. Algemene richtlijnen bij het uitvoeren van proeven	6
3. Speciale richtlijnen bij het uitvoeren van demonstratieproeven	7
4. Demonstratieproeven: inductieve of deductieve aanpak	10
Deel 2: Demonstratieproeven 3 ^{de} graad	12
1. Bouw van de stoffen.....	12
Atoombouw	12
Molecuulbouw	14
Intermoleculaire krachten	16
2. Anorganische stofklassen en reacties	19
Reactiepatronen van anorganische stoffen.....	19
Reactie van metalen met niet-metalen.....	23
3. Materieaspecten (chemisch rekenen).....	25
Chemische grootheden	25
Stoichiometrische hoeveelheden en overmaat	28
Formulebepaling	29
4. Thermodynamica (drijfveren van een chemische reactie)	30
Endotherme en exotherme reacties	30
Endo- en exo-energetische reacties	33
Calorimetrie	34
5. Kinetiek van een chemische reactie (reactiesnelheid).....	36
Verdelingsgraad	36
Katalysator	37
Temperatuur	38
Concentratie	39
Verloop van de concentratie van stoffen tijdens een chemische reactie	40
6. Chemisch evenwicht.....	42
Evenwichtsreacties.....	42

Factoren die de ligging van het chemisch evenwicht beïnvloeden	44
7. Zuur-basereacties (zuren en basen)	45
Elektrische geleidbaarheid van oplossingen.....	45
pH-metingen	47
Bereiding en werking van een buffer	51
Opstellen van een pH-titratiecurve.....	52
8. Redoxreacties (elektrochemie)	53
Redoxreacties	53
De verdringingsreeks van de metalen en de niet-metalen	56
Galvanische cel	59
Elektrolysecel	62
9. Organische stofklassen en reacties	64
Substitutiereactie.....	64
Additiereactie	65
Eliminatiereactie	66
Condensatiereactie	67
Bereiding van een polymeer	68
Oxidatie van een alcohol	71
Identificatie van een aldehyde en een keton	72
De zuursterkte van carbonzuren.....	74
Eigenschappen van kunststoffen	75

Deel 1: Didactiek van demonstratieproeven

1. Inleiding

Eén van de didactische werkvormen in de lessen chemie is de ‘aanschouwelijke methode’. Deze steunen op het gebruik van visuele beelden of modellen maar vooral op het experiment. Om de brug van het abstracte naar het concrete te slaan is de aanschouwelijkheid onontbeerlijk. Vermits de hoofddoelstelling van het chemieonderwijs de chemische denkwijze bijbrengen is, neemt het experiment natuurlijk een heel bijzondere plaats in. Deze plaats volgt ook duidelijk uit de basismethodologieën. Zowel bij de inductieve of empirisch-opbouwende methode als bij de deductieve of axiomatisch-verifiërende methode staat het experiment of de waarneming centraal. Ook in de recente methodologische richtlijnen bij de leerplannen wordt het belang hiervan nogmaals beklemtoond.

Experimenten tijdens de les kunnen zowel bestaan uit demonstratieproeven – experimenten uitgevoerd door de leerkracht – als leerlingenproeven – experimenten uitgevoerd door de leerlingen. In deze syllabus focussen we de aandacht op de demonstratieproeven.

Het doel van het uitvoeren van demonstratieproeven kan als volgt worden samengevat:

- Abstracte chemische wetten en theorieën worden geconcretiseerd.
- Het is het middel bij uitstek om de leerlingen in contact te brengen met de chemische denkmethoden (de ‘natuurwetenschappelijke methode’: van observatie naar besluit en verklaring).
- De leerlingen leren waarnemen.
- Experimenten tonen aan dat chemie niet levensvreemd is.
- Experimenten kunnen de belangstelling en motivering bij leerlingen opwekken: leerlingen verbazen en nieuwsgierig maken.
- Experimenten zijn het tijdstip waarop leerlingen onder begeleiding van de leerkracht de waarnemingen in een correcte wetenschappelijke taal kunnen omzetten.
- Experimenten zijn het tijdstip waarop vroeger aangeleerde begrippen op een correcte manier worden gehanteerd.
- Experimenten tonen aan dat de afstand tussen de chemische praktijk en de theoretische beschrijving dikwijls groot is en moeilijk af te leggen.
- Een experiment kan een motiverende opener (een ‘teaser’) zijn bij het begin van de les.

Het uitvoeren van een demonstratieproef is het ideale moment om de wetenschappelijke vaardigheid “onderzoekend leren” bij leerlingen aan te brengen. De eindterm W1 die hierbij hoort luidt: *“de leerlingen kunnen onder begeleiding de volgende aspecten van de natuurwetenschappelijke methode gebruiken bij het onderzoek van een natuurwetenschappelijk probleem: een onderzoeksvraag hanteren; een hypothese of verwachting formuleren; met een aangereikte methode een experiment, een meting of een terreinwaarneming uitvoeren en hierbij specifiek materiaal correct hanteren; onderzoeksresultaten weergeven in woorden, in een tabel of een grafiek; uit data, een tabel of een grafiek relaties en waarden afleiden om een besluit te formuleren.”* Voor verdere literatuur kan verwezen worden naar het boekje “Onderzoekscompetent in de klas, praktische gids voor de vakken biologie, chemie en fysica” (uitgegeven door Academia Press, ISBN: 9789038219172).



2. Algemene richtlijnen bij het uitvoeren van proeven

Bij het uitvoeren van experimenten (demonstratieproeven en leerlingenproeven) dienen een aantal richtlijnen te worden gevolgd:

- Het experiment dient indien enigszins mogelijk uitgevoerd te worden. Men mag zich niet beperken tot een tekening, het tonen van de apparatuur, een filmpje enz. Uitspraken als “dit zou gebeuren indien we zouden ...” moeten zoveel mogelijk vermeden worden.
- De proef moet slagen. In de chemie is deze vereiste soms moeilijker te verwezenlijken dan in de fysica of de biologie omdat het slagen niet alleen afhankelijk is van de apparaten maar ook van de handigheid, de ervaring en natuurlijk de voorbereiding. Men dient het *experiment* dus *bij voorbaat volledig uit te testen*. Een zeer eenvoudige reactie verloopt niet automatisch succesvol (vb. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ met verdund zuur). Proeven die regelmatig mislukken, worden vervangen door andere succesvolle experimenten.
- Alle materiaal, chemicaliën en benodigdheden dienen te worden klaar gesteld.
- Het materiaal dient gereinigd en in goede staat te zijn opdat de proef zou lukken en bij de leerlingen een goede indruk zou gelaten worden.
- De keuze van de proef is bijzonder belangrijk. Ze dient eenduidig te zijn en illustreren of resulteren in datgene wat wordt gezocht of dient bewezen. Ze mag niet uitsluitend tot doel hebben de les op te vrolijken (clown spelen, spektakel maken). Proeven sluiten dus aan bij de leerstof.
- Dikwijls is een lichte uitleg vereist voor de start van de proef (waarom, reagentia, apparatuur). De volledigheid hiervan hangt af van de basismethodologie, empirisch of axiomatisch.
- Tijdens het experiment moeten de leerlingen waarnemen. Daartoe dient hun aandacht op het essentiële getrokken. Via het stellen van vragen (vraag- en antwoordmethode) tijdens de uitvoering van de experimenten vestigt men de aandacht op de hoofdzaken.
- Het resultaat dient te worden afgewacht. Niet bij voorbaat meedelen “Nu gaat u zien dat ...”

- De nodige veiligheidsmaatregelen dienen te worden getroffen. Informeer bij de directie over de verzekeringspolis, betreffende stoffelijke en lichamelijke schade. Proeven die gevaarlijk zijn (vb. brandgevaar, explosiegevaar), worden nooit in overweging genomen om te worden uitgevoerd.
- De nodige tijd dient te worden uitgetrokken opdat het experiment rustig kan uitgevoerd worden en de vereiste besluiten eruit kunnen getrokken worden en zo nodig genoteerd worden. De experimenten worden niet in een ijlstompe voor het beëindigen van het lesuur afgewerkt.

3. Speciale richtlijnen bij het uitvoeren van demonstratieproeven

Bij het uitvoeren van demonstratieproeven kunnen een aantal specifieke richtlijnen worden geformuleerd.

1. De *zichtbaarheid van de proef* is bijzonder belangrijk. Er dient dus gewerkt met voldoende groot materiaal (reageerbuizen, bekken, erlenmeyers, pH-meters, thermometers, voltmeters, ampèremeters, enz. dienen van groot formaat te zijn).

Een mogelijk alternatief (oplossing) is het vergroten van de uitlezing van een meting via speciale apparatuur.

Voorbeelden zijn:

* temperatuursmeting:



* pH-meting:



* meting van de spanning/stroom van een galvanische cel:



Er dient steeds naar gestreefd dat de leerlingen van op hun plaats de proef kunnen waarnemen. Slechts in uitzonderlijke gevallen kan men de leerlingen vragen rond de experimenteerplaats plaats te nemen.

Andere mogelijkheden om de proef voor alle leerlingen zichtbaar te maken is het gebruik van:

- een overheadprojector (werken met petri-schalen).



- een document camera die verbonden wordt met een computer. Het gebruik van een beamer zorgt dan voor een beeldvergroting. Voorbeeld van een document camera is de Lumens DC190 (<http://www.lumens.com.tw/>).



Uiteraard kunnen een webcam of een camera van een smartphone de document camera vervangen.

- meetapparatuur waarbij sensoren worden gekoppeld aan een interface. Deze laatste wordt verbonden met een computer. Het gebruik van een beamer zorgt dan voor een beeldvergroting. Voorbeelden van dergelijke apparatuur zijn: Coachlab (<http://www.cma.science.uva.nl/indexNL.html>) en Pasco (<http://www.pasco.com/>)

Coachlab-interface



Pasco-interface



Recent is er de mogelijkheid om draadloos (via wifi of bluetooth) de interface (met sensor) te koppelen aan een tablet (of computer).



Als vuistregel geldt dat de proef uitgevoerd wordt "door de leraar maar voor de leerlingen".

Andere speciale richtlijnen zijn:

2. De aandacht van de leerlingen moet bij het experiment blijven. Men mag de aandacht dus niet afleiden door ze te laten noteren, tekenen enz.
3. Dode periodes tijdens lange proeven dienen te worden vermeden. Het experiment moet daarom tijdig gestart worden. Een goede timing vereist een zekere ervaring met de proef en de bijhorende theoretische les.
4. Een mislukking wordt niet verdoezeld, maar de proef wordt herhaald of de reden van de mislukking onderzocht. In het algemeen kan gesteld worden dat een herhaalde voorbereiding mislukkingen nagenoeg moet uitsluiten. Experimenten die een redelijke kans hebben tot mislukking, moeten vermeden worden.

5. Men tracht voldoende variatie te brengen in de vorm en de presentatie van de proeven (niet steeds reageerbuisreacties).
6. Men stelt na de uitvoering denkvragen om de aandacht en het inzicht van de leerlingen te controleren.

4. Demonstratieproeven: inductieve of deductieve aanpak

Zoals reeds eerder aangeduid wordt een demonstratieproef uitgevoerd met een speciaal doel. Doelstellingen kunnen zijn:

- een feit demonstreren dat later verklaard wordt.
 - Vb. - reactiesnelheid neemt toe met stijgende concentratie.
 - vlamproeven.
- een probleem of een vraag beantwoorden.
 - Vb. - zilverkristalletjes bedekken een koperkrul die in een zilvernitraatoplossing werd gedompeld. Er kan gevraagd worden of er nu koperionen in de oplossing aanwezig zijn.
 - wat is de invloed van de concentratie van zuren/basen op de pH. pH-metingen geven hierop een antwoord.
- een theorie verduidelijken en controleren.
 - Vb. - de werking van een buffer werd uitgelegd. Nadien gebeuren proefjes ter controle.
 - het additievermogen aan alkenen nagaan.
- een toepassingsmogelijkheid demonstreren.
 - Vb. - een natuurlijke kleurstof gebruiken als zuur-base-indicator.
 - een galvanische cel gebruiken als batterij.
- een eventueel verkeerd idee (een 'misconceptie') rechtzetten.
 - Vb. - niet alle zouten hebben een neutrale pH. Controle kan gebeuren via pH-metingen.
 - niet voor alle evenwichtsreacties verschuift het evenwicht naar rechts bij verhoging van de temperatuur. Een exotherme reactie wordt bestudeerd.

Bij het uitvoeren van demonstratieproeven kan uitgegaan worden van de inductieve of de deductieve methode. Bij de inductieve of empirisch-opbouwende methode wordt de scheikunde inductief opgebouwd uit de verschijnselen. Extreem gesteld dienen de leerlingen zelf alles te achterhalen: hypothesen, wetten, theorieën, enz. De leraar dient dus de experimenten te kiezen, de leerlingen dienen de resultaten waar te nemen en te interpreteren. In samenspraak komen de leerlingen en de leraar samen tot het opbouwen van hypothesen en theorieën. Bij de deductieve of axiomatisch-verifiërende methode worden een aantal hypothesen en theorieën meegedeeld en hieruit worden scheikundige verschijnselen gededuceerd en verklaard. Er wordt natuurlijk voortdurend experimenteel getoetst in hoeverre de waargenomen verschijnselen overeenstemmen met de vooropgestelde theorieën (atoomtheorie, chemische binding, enz. worden axiomatisch geponeerd). Geen van beide methoden kan continu gebruikt worden en ze dienen dus aangewend waar mogelijk en geschikt. De empirisch-opbouwende methode is vooral gericht op de vorming, terwijl de axiomatisch-verifiërende veelal veel sterker leerstofgericht is.

Voorbeeld:

‘principe van Le Chatelier-Van ‘t Hoff’ kan aangebracht worden op een:

1. axiomatisch-verifiërende wijze:

De theorie wordt eerst op grondige wijze uiteengezet. Men geeft een opsomming van alle factoren die de ligging van het chemisch evenwicht kunnen beïnvloeden. Nadien test men dit experimenteel.

2. empirisch-opbouwende wijze:

Men voert eerst een aantal experimenten uit die duidelijk maken welke factoren de ligging van het chemisch evenwicht beïnvloeden. Nadien komt men tot een verklaring.

De empirisch-opbouwende aanpak laat toe ‘hypothesetoetsend’ tewerk te gaan. Uit een waarneming stellen de leerlingen een hypothese voorop die vervolgens via een nieuw experiment wordt geverifieerd (of gefalsifieerd).

Deel 2: Demonstratieproeven 3^{de} graad

In dit deel worden een aantal demonstratieproeven beschreven bestemd voor de 3^{de} graad. Het is niet de bedoeling een overzicht te geven van alle mogelijke demonstratieproeven. Wel is gekozen om voor elk thema een paar relevante experimenten te geven die hun deugdelijkheid hebben bewezen en die bovendien eenvoudig uit te voeren zijn met materiaal aanwezig in een chemielokaal.

1. Bouw van de stoffen

Atoombouw

Bij de behandeling van het atoommodel van Bohr en Sommerfeld kan het uitzenden van gekleurd licht door verbindingen aan bod komen. Dit biedt de mogelijkheid om het verband te leggen tussen het lijnenspectrum van een element en het atoommodel van Bohr en Sommerfeld. Op deze manier kan geïllustreerd worden hoe wetenschappers te werk gaan: experimenteel verkregen gegevens leiden tot een bruikbaar model.

Vlamproeven



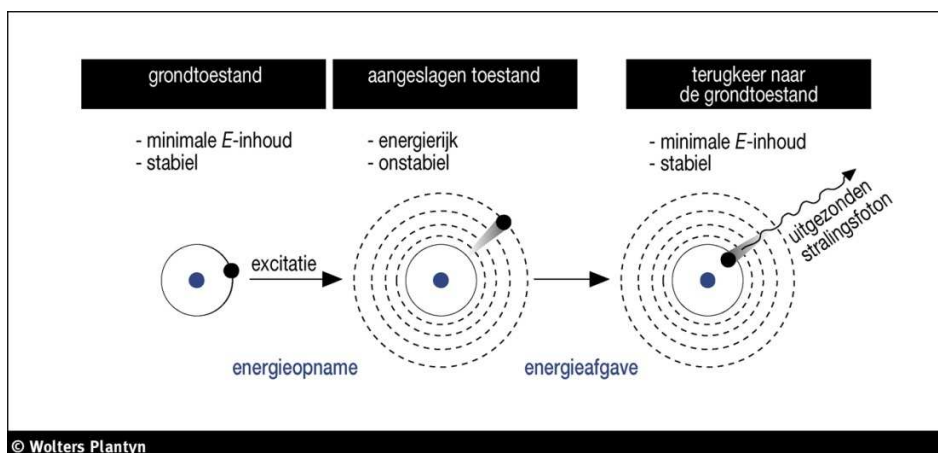
Benodigdheden:

bunsenbrander – ijzerdraad – kurken – een aantal metaalzouten (vb. NaCl, CuCl₂, SrCl₂, CaCl₂)

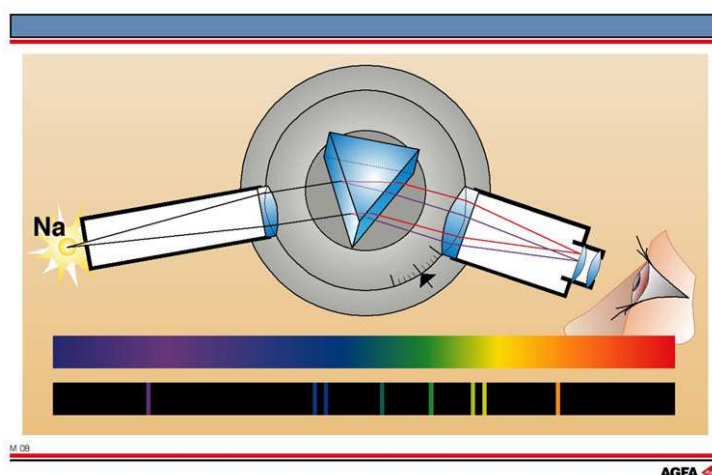
Je neemt een stuk ijzerdraad en maakt op het einde een lus. Het andere uiteinde steek je vast in een kurk. Je maakt deze lus wat vochtig door deze in water te dompelen. Nadien dip je de lus in een metaalzout. Vervolgens breng je de lus in de vlam van de bunsenbrander.



De vlamproeven kunnen gebruikt worden ter ondersteuning van het concept waarbij elektronen energie opnemen en afgeven.



Voor de ontleding van het uitgezonden licht via breking door een prisma kan verwezen worden naar de lessen fysica (optica).



Het onzekerheidsprincipe van Heisenberg kan ondersteund worden door gebruik te maken van een rimpeltank. Hierbij worden watergolven gebruikt om iets meer te weten te komen over eigenschappen van golven.



Molecuulbouw

De ruimtelijke structuur van atoomverbindingen kan het best geïllustreerd worden met molecuulmodellen.

Dergelijke modellen zijn voorhanden via bouwdozen (vb. Molymod) of kunnen zelf vervaardigd worden (vb. uit isomo).



Een alternatief is de modellen projecteren via computer/tablet en beamer. Hierbij kan men uitgaan van beschikbare modellen:

<http://wetche.cmbi.ru.nl/vwo/cdrom05/jmol/models/>

3D Molecuulstructuren

Zoom in uit atomen++ bindingen++

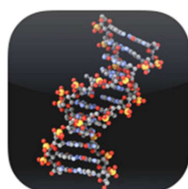
☒ bal & stok ☐ draadmodel ☐ ruimtevullend

Achtergrond ☐ zwart ☐ wit ☐ grijs ☐ groen ☐ geel ☐ rood ☐ blauw

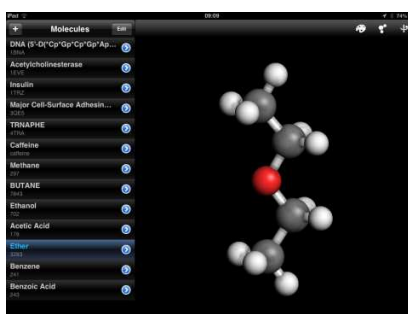
Stereo ☐ aan ☐ uit --- Rotatie ☐ aan ☐ uit

Selecteer een verbinding in onderstaande menu's.

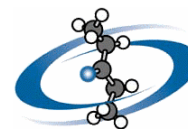
Verzadigde alkanen	Onverz. koolwaterstoffen	Halides
ethaan	ethyleen	1,1-dichloorpropan
Alcoholen en ethers	Carbonyl verb.	Carboxyl verb.
methanol	formaldehyde	mierenzuur
Amines en nitro verb.	Polymeren	Suikers
methylamine	polyethyleen	D-glucose_gestrekt
Lipiden	Aminozuren en peptides	Nucleotides
oleïnezuur	alanine	adenine
Metabolieten	Hormonen en neurotransmitters	Vitamines
citraat	GABA	Vit_A1_retinol
Medicijnen	Drugs	Anorganische verb.
aspirine	caffeine	ammoniak



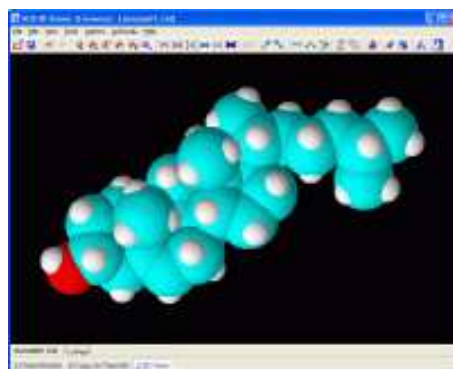
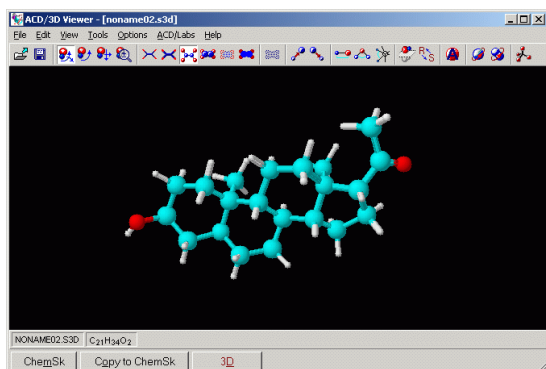
App 'molecules'



of van modellen aangemaakt via chemische tekenprogramma's (vb. ChemSketch).



ACD/ChemSketch



Intermoleculaire krachten

Bij het definiëren en indelen van intermoleculaire krachten komen dispersie- (of London-), dipool- en waterstofbrugkrachten aan bod. Het verschil tussen inter- en intramoleculaire krachten kan geïllustreerd worden via bijvoorbeeld faseovergangen van stoffen.

Verdamping en intermoleculaire krachten

Verdamping is een endotherm proces (d.w.z. er wordt tijdens het proces warmte opgenomen), wat resulteert in een daling van de omgevingstemperatuur. De grootte van de temperatuurdaling is, zoals de viscositeit en het kookpunt, afhankelijk van de intermoleculaire aantrekkingskrachten tussen de moleculen en van de grootte van de moleculen. De snelheid van verdamping kan achterhaald worden via temperatuurmetingen in functie van de tijd, doordat vloeistoffen die sneller verdampen de omgevingstemperatuur sneller en meer doen afnemen.

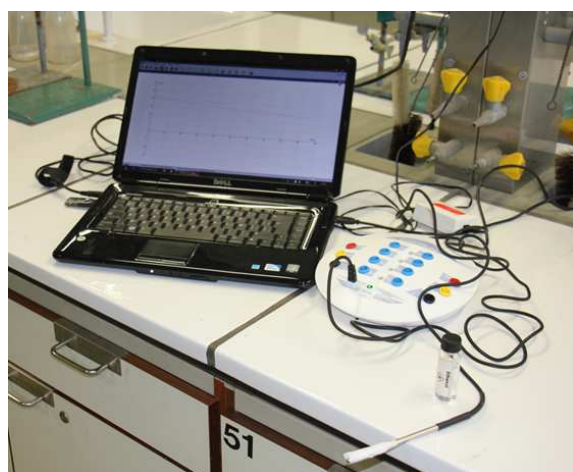
Benodigdheden:

een aantal organische vloeistoffen (vb. pentaan, hexaan, propanon (of aceton), ethanol, butaan-1-ol, methaanzuur (of mierenzuur)) – thermometer of temperatuursensor – absorberend papier

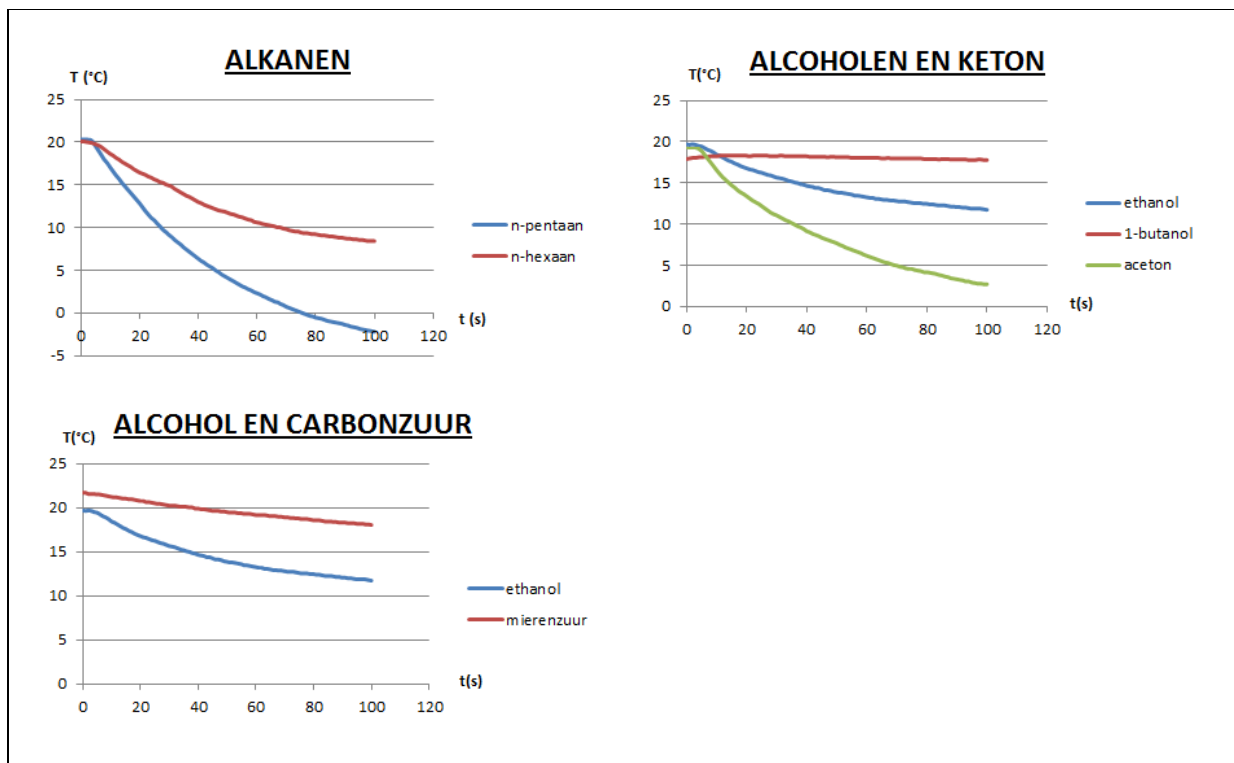
Rond het uiterste van de thermometer of de temperatuursensor wordt een stukje absorberend papier (3 cm op 10 cm) gewikkeld, dat bovenaan vastgemaakt wordt met plakband. Dit wordt vervolgens in de vloeistof gedompeld gedurende een paar seconden en dan eruit gehaald. De temperatuur zal dalen.

Meet de temperatuur gedurende één tot twee minuten.

De procedure kan herhaald worden met andere vloeistoffen.



Door gebruik te maken van een temperatuursensor met bijhorende interface kan via computer en beamer de temperatuur klassikaal worden gevolgd.



Polaire en apolaire stoffen

Bij de bespreking van intermoleculaire krachten worden de begrippen polaire en apolaire stoffen opgefrist en uitgebreid (t.o.v. de tweede graad) met meer complexere verbindingen. Het polair of apolair karakter van stoffen wordt bij voorkeur op een experimentele manier aangebracht. Dit kan onder andere via de oplosbaarheid.

Een voorbeeld is de illustratie van de oplosbaarheid van dijood (apolair) in pentaan (apolair).

Benodigdheden:

twee maatbekers (100 mL) of grote reageerbuizen – dijood (vast) – pentaan – gedestilleerd water

De ene maatbeker (of grote reageerbuis) wordt gedeeltelijk gevuld met gedestilleerd water, de andere met pentaan. Aan beide recipiënten worden een paar kristallen dijood toegevoegd.



Het polair of apolair karakter van stoffen kan snel aangetoond worden met een pvc-buis en een wollen doek.

Benodigdheden:

statieven met klem – buretten – pvc-buis (plastic buis) – wollen doek – een aantal polaire en apolaire stoffen (vb. gedestilleerd water, pentaan, ethanol, white spirit, wasbenzine)

Vul een buret gedeeltelijk met de vloeistof. Wrijf gedurende een 10tal seconden met de wollen doek over de pvc-buis. Laat de vloeistof met een fijne straal uit de buret lopen en houd de pvc-buis in de buurt van de straal.



2. Anorganische stofklassen en reacties

De studie van anorganische stoffen is een vervolg op de indeling in zuren, basen, oxiden en zouten van de tweede graad. Naast een uitbreiding van het aantal anorganische stoffen wordt de nadruk gelegd op het verklaren van fysische eigenschappen van anorganische stoffen en op reactiepatronen van anorganische stoffen.

Voor het verklaren van fysische eigenschappen van anorganische stoffen kan de theorie van intermoleculaire krachten gebruikt worden.

Reactiepatronen van anorganische stoffen

Bereiding van metaaloxiden en reactie met water



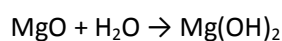
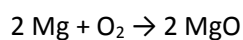
Benodigheden:

bunsenbrander - metalen tang – porseleinen kroes – gedestilleerd water – reepje magnesium – fenolftaleïne-oplossing

Een reepje Mg-lint wordt met een metalen tang in de vlam van de bunsenbrander gebracht. Bij ontbranding worden de resten (wit-grijs poeder) overgebracht in een porseleinen kroes. Aan de resten worden een paar druppels gedestilleerd water toegevoegd en een paar druppels fenolftaleïne-oplossing.



De volgende reacties grijpen plaats:



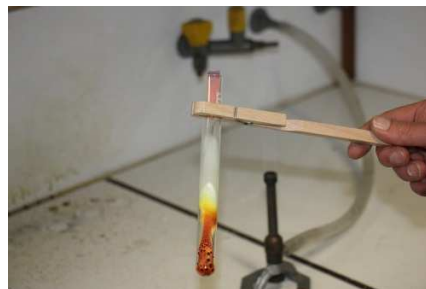
Bereiding van niet-metaaloxiden en reactie met water



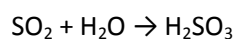
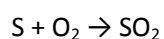
Benodigheden:

bunsenbrander – hittebestendige reageerbuis – gedestilleerd water – zwavelpoeder – blauw lakmoespapier – houten wasknijper

Een kleine hoeveelheid zwavelpoeder wordt in een hittebestendige reageerbuis (bij voorkeur grote) verhit (gebruik een houten wasknijper) via een bunsenbrander. Voorafgaand wordt een strookje blauw lakmoespapier natgemaakt met een paar druppels gedestilleerd water, geplooid en gehangen bovenaan de reageerbuis.



De volgende reacties grijpen plaats:



Reactie van zuren met metalen

De reactie van een zuur met een metaal waarbij een metaalzout en waterstofgas worden gevormd, kan geïllustreerd worden met magnesium en waterstofchloride.

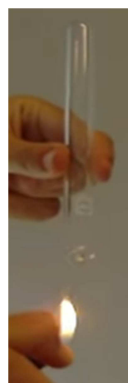


Benodigdheden:

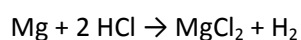
twee reageerbuizen – reepje magnesium – HCl-oplossing

Neem een reageerbuis (bij voorkeur grote), breng een paar milliliter HCl-oplossing (niet al te verdund, 1 tot 2 mol/L) in de reageerbuis. Voeg vervolgens een reepje magnesium toe. Houd een tweede reageerbuis boven de opening van de reageerbuis.

Breng na enkele minuten een brandende lucifer aan de opening van de reageerbuis die het opgevangen gas bevat (identificatie van het gas: waterstofgas (knaalgas) na een hypothese opgesteld door de leerling).



De volgende reactie grijpt plaats:



Neutralisatiereactie

De studie van een neutralisatiereactie kadert onder andere in de bereiding van een zout uit een zuur en een base. Daarnaast is een neutralisatiereactie een type reactie waarbij de zuurtegraad wijzigt. Dit laatste kan gebruikt worden om de zuurtegraad te volgen tijdens een neutralisatie.

Voor een neutralisatiereactie gebruik je een zuur (vb. HCl-oplossing) en een base (vb. NaOH-oplossing). Een alternatief is keukenazijn als zuur en onstopper als base.

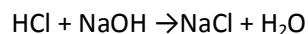
Benodigdheden:

statief met klem – buret – maatbeker - universele indicator (oplossing) – NaOH-oplossing (0,1 mol/L) – HCl-oplossing (0,1 mol/L) – magnetische roerplaat - roervlo

Vul een buret met 1 mol/L NaOH-oplossing. Breng in een maatbeker een hoeveelheid 1 mol/L HCl-oplossing (vb. 20 mL). Voeg een paar druppels universele indicator toe. Plaats de maatbeker eventueel op een magnetische roerplaat en voeg een roervlo toe. Voeg geleidelijk (druppelsgewijs) de base-oplossing toe.



Volgende neutralisatiereactie wordt gevolgd:



De pH kan eventueel gevolgd worden via een pH-meter. Daarvoor gebruikt men bij voorkeur een pH-sensor gekoppeld via een interface aan een computer of een tablet die verbonden is met een beamer. Op deze manier kunnen alle leerlingen de zuurtegraad volgen.



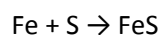
Reactie van metalen met niet-metalen

De reactie tussen een metaal en een niet-metaal kan geïllustreerd worden via de reactie tussen ijzer en zwavel.

Benodigdheden:

ijzerpoeder – zwavelpoeder – metalen kroes – driepikkel – pijpsteeldriehoek – bunsenbrander - analytische balans (weegschaal)

2,8 g ijzer en 1,8 g zwavel worden samengebracht en na menging overgebracht in een metalen kroes. Eventueel kan voorafgaand het magnetisch karakter van het mengsel worden aangetoond met een magneet. Het mengsel wordt vervolgens verhit. Na afloop van de reactie is het mengsel geheel of gedeeltelijk bruin geworden. De afwezigheid van het magnetisch karakter van de verkregen stof wijst op een (volledige) omzetting van de reagentia. Volgende reactie grijpt plaats:



De reactie kan ook uitgevoerd worden in een porseleinen kroes of een reageerbuis.

Een alternatief is de reactie tussen aluminium (een stukje aluminiumpapier) en dibroom (dibroom-oplossing).



Reactie van metalen met water

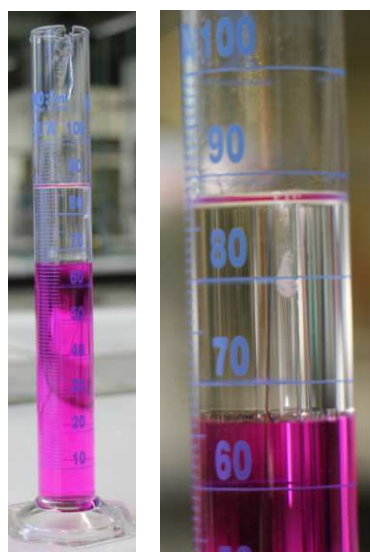
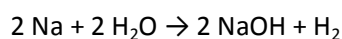
De reactie tussen een metaal en water kan geïllustreerd worden met natrium.

Benodigdheden:

een stukje (schilfer) natrium – maatcilinder (100 mL) – pentaan – gedestilleerd water –
fenolftaleïne-oplossing

Neem een maatcilinder (100 mL), voeg een hoeveelheid gedestilleerd water toe (vb. 50 mL), een paar druppels fenolftaleïne-oplossing en vervolgens een hoeveelheid pentaan (vb. 20 mL). Breng nadien voorzichtig een stukje natrium in het pentaan. Het stukje natrium zal zakken tot aan de waterlaag. Door reactie met het water ontstaat er onder andere een gas (waterstofgas) waardoor het stukje natrium terug naar boven gaat en vervolgens weer zakt. Deze cyclus gaat door tot het stukje natrium volledig is weg gereageerd. Het water krijgt na verloop van tijd een paarse kleur (het ontstaan van natriumhydroxide maakt het water basisch).

De reactie tussen natrium en water is als volgt:



De reactie tussen natrium en water kan ook uitgevoerd worden in een petri-schaal.

3. Materieaspecten (chemisch rekenen)

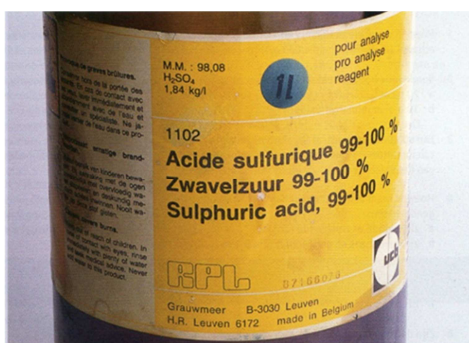
Chemische grootheden

Het chemisch rekenen is een vervolg op de introductie in de tweede graad van begrippen als molaire massa, mol, molaire concentratie. Concentratie-uitdrukkingen worden uitgebreid met begrippen als massaprocent, volumepercent, promille en ppm.

Belangrijk hierbij is om uit te gaan van concrete voorbeelden:



massaconcentratie in g/L



massaprocent



massaprocent





volumeprocent



De Standaard

www.standaard.be

promille

Celstraf voor dodelijk ongeval

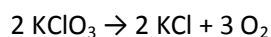
zaterdag 18 juni 2011, 05u00 **Lummen**

Een 54-jarige man uit Lummen is veroordeeld tot een celstraf van 6 maanden, waarvan de helft effectief, en een geldboete van 1.100 euro voor een dodelijk verkeersongeval. De man botste op 14 augustus 2010 in Halen tegen een verlichtingspaal. De 44-jarige Diestenaar die naast hem zat, overleefde het ongeval niet. De rechtbank sprak ook een rijverbod van twee jaar uit. Bij het ongeval raakte de vijftiger zelf levensgevaarlijk gewond. Hij herinnerde zich niets van het ongeval. Hij en het slachtoffer waren vrienden en waren die nacht op café geweest. De Lummenaar reed met 2,2 promille alcohol in zijn bloed. Volgens zijn raadsman moest de man plots uitwijken voor een spookrijder.

(belga)

Daarnaast wordt voor gassen het molair gasvolume gedefinieerd. Dit kan eventueel experimenteel bepaald worden via een chemische reactie waarbij een gas wordt gevormd dat wordt opgevangen.

Een voorbeeld is de reactie waarbij KClO_3 met behulp van MnO_2 als katalysator wordt ontleed via volgende reactie:

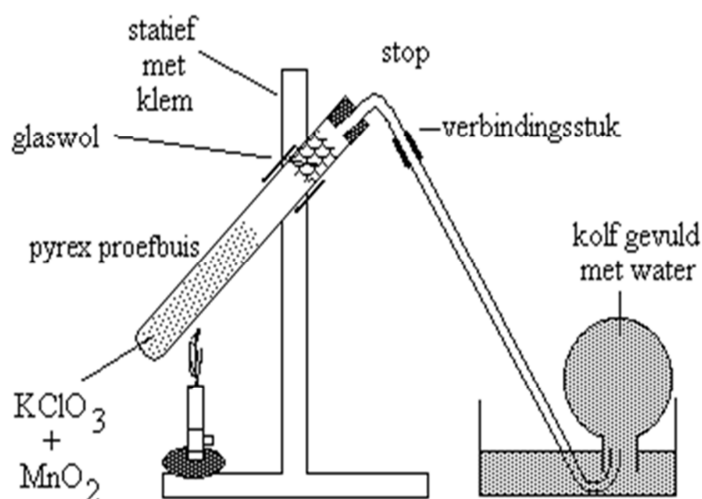


Uit de bepaling van de massa zuurstofgas (via massaverlies) en van het volume zuurstofgas kan het molair gasvolume (V_m) worden afgeleid:

$$V_m = \frac{V(\text{O}_2)}{n(\text{O}_2)}$$

De omzetting van $m(\text{O}_2)$ naar $n(\text{O}_2)$ gebeurt via de molaire massa van O_2 .

Een mogelijk opstelling is:



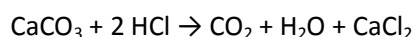
Stoichiometrische hoeveelheden en overmaat

Behalve chemische grootheden wordt uitvoerig ingegaan op omzettingen tijdens chemische reacties. Hierbij komen onder andere stoichiometrische hoeveelheden en overmaat aan bod.

Deze begrippen kunnen geïllustreerd worden via reacties.

Overmaat: reactie tussen calciumcarbonaat en waterstofchloride

Het begrip overmaat kan geïllustreerd worden door de studie van de invloed van de massa calciumcarbonaat bij de reactie met waterstofchloride. Volgende reactie grijpt plaats:



Benodigdheden:

twee petri-schalen – HCl-oplossing (1 mol/L) – CaCO_3 – maatcilinder (25 mL) - analytische balans (weegschaal)

Weeg tweemaal CaCO_3 af: 0,30 g en 3,00 g.

Neem twee petri-schalen en vul de bodem met eenzelfde hoeveelheid (vb. 10 mL) HCl-oplossing (1 mol/L). Breng vervolgens tegelijkertijd het poeder in de petri-schalen.

Gasvorming is onmiddellijk zichtbaar. Na enige tijd zal in de petri-schaal met 0,3 g CaCO_3 het poeder volledig weg gereageerd zijn. In de andere petri-schaal zal een hoeveelheid poeder niet gereageerd (= overmaat) overblijven.

Gebruik van een overheadprojector of van een document camera verhoogt de zichtbaarheid van de proef.



Formulebepaling

Een chemische reactie kan aangewend worden om de formule van een stof te bepalen.

Bepaling van de hoeveelheid kristalwater aanwezig in kopersulfaat

Door een hoeveelheid kopersulfaat (als hydraat) te verwarmen kan via massabepaling de formule van het hydraat achterhaald worden.

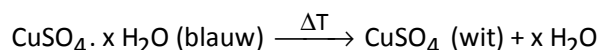
Benodigheden:

bunsenbrander – driepikkel – pijpsteeldriehoek – metalen kroes – kopersulfaat (hydraat) – analytische balans (weegschaal)



Weeg een lege metalen kroes. Weeg vervolgens een hoeveelheid (vb. 8,33 g) kopersulfaat (hydraat) af in een metalen kroes. Bepaal de totale massa (kroes met inhoud). Verhit de kroes tot de blauwe kleur van het kopersulfaat volledig verdwenen is (witte kleur wordt gevormd). Weeg opnieuw

de kroes. Het massaverschil is de hoeveelheid kristalwater die verdampt is via volgende reactie:



Uit de massa gedehydrateerd kopersulfaat kan via de molaire massa het aantal mol kopersulfaat berekend worden. Uit de massa kristalwater kan via de molaire massa het aantal mol kristalwater bepaald worden. Uit beide molhoeveelheden kan bepaald worden hoeveel watermoleculen aanwezig zijn per deeltje kopersulfaat.

De reactie kan ook uitgevoerd worden in een porseleinen kroes en met andere hydraten zoals magnesiumsulfaat ($\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$).

4. Thermodynamica (drijfveren van een chemische reactie)

De studie van energieomzettingen tijdens een chemisch proces wordt het best geïllustreerd met een aantal endo- en exo-energetische reacties en een variatie aan energievormen. Bij exo- en endotherme reacties wordt eventueel de temperatuur gevolgd met een temperatuursensor verbonden met een tablet of computer die verbonden is met een beamer.



Endotherme en exotherme reacties

Er is een groot aanbod van endotherme en exotherme reacties. Hieronder worden een aantal beschreven.

Exotherme reacties

- ✓ De reactie tussen magnesium en een waterstofchloride-oplossing

Benodigheden:

temperatuursensor (of thermometer) – beker – Mg-lint – HCl-oplossing (5 mol/L)

Je brengt in een beker een aantal milliliter HCl-oplossing. Je plaatst een temperatuursensor in de beker en voegt vervolgens een reepje Mg-lint toe.

✓ De verbranding van ethanol

Benodigdheden:

horlogeglas – ethanol

Je brengt een kleine hoeveelheid ethanol op een horlogeglas en steekt deze in brand.



✓ De reactie tussen calciumoxide en water

Benodigdheden:

temperatuursensor (of thermometer) – beker – CaO (vast) – gedestilleerd water

Je brengt in een beker een aantal milliliter gedestilleerd water. Je plaatst een temperatuursensor in de beker en voegt vervolgens een lepel CaO toe en mengt de verkregen suspensie.



✓ Het oplossen van natriumhydroxide in water

Benodigdheden:

temperatuursensor (of thermometer) – beker – NaOH (vast) – gedestilleerd water

Je brengt in een beker een aantal milliliter gedestilleerd water. Je plaatst een temperatuursensor in de beker en voegt vervolgens een paar NaOH-korrels toe en mengt de verkregen suspensie.

Endotherme reacties

- ✓ Het oplossen van ammoniumnitraat in water

Benodigdheden:

temperatuursensor (of thermometer) – beker – NH_4NO_3 (vast) – gedestilleerd water

Je brengt in een beker een aantal milliliter gedestilleerd water. Je plaatst een temperatuursensor in de beker en voegt vervolgens een lepel NH_4NO_3 toe en lost de vaste stof op.



- ✓ De reactie tussen ammoniumthiocyanaat (of ammoniumchloride) en bariumdihydroxide

Benodigdheden:

temperatuursensor (of thermometer) - beker – ammoniumthiocyanaat (of ammoniumchloride) (vast) – bariumdihydroxide (vast)

Je brengt twee lepels ammoniumthiocyanaat (of ammoniumchloride). Je plaatst een temperatuursensor in de beker en voegt vervolgens twee lepels bariumdihydroxide toe. Je mengt de twee vaste stoffen.

- ✓ De reactie tussen bakpoeder en azijn

Benodigdheden:

temperatuursensor (of thermometer) – beker – bakpoeder - keukenazijn

Je brengt in een beker een lepel bakpoeder. Je plaatst een temperatuursensor in de beker en voegt vervolgens een aantal milliliter keukenazijn toe.

Endo- en exo-energetische reacties

Behalve thermische energieomzettingen kunnen omzettingen geïllustreerd worden waarbij licht of elektrische energie aan bod komen.

Licht

Het gebruik van lightsticks kan gedemonstreerd worden waarbij via een chemische reactie licht vrijkomt.

Een ander voorbeeld is de omzetting van zilverchloride naar zilver onder invloed van licht. Dit kan geïllustreerd worden door een zilverchlorideneerslag bloot te stellen aan zonlicht.



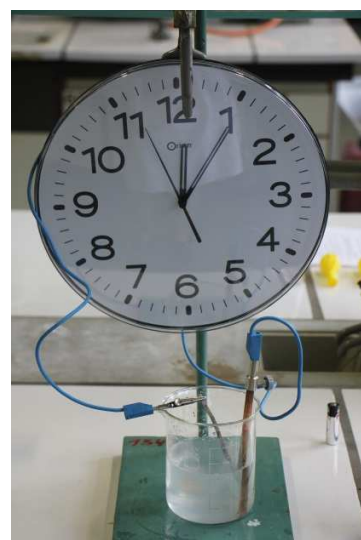
Elektrische energie

De 'fruitsapklok' of de 'waterklok' kan als demonstratieproef gebruikt worden om het vrijstellen van elektrische energie bij een chemische reactie te illustreren.

Benodigdheden:

statief met klem – klok (zonder batterij) – beker – twee stroomdraden met aan beide uiteinden een krokodillenklem – een Cu-staaf – Mg-lint – fruitsap (of water en keukenzout)

Je maakt met een klem een klok zonder batterij vast aan een statief. Je verbindt met een stroomdraad het ene uiteinde van de batterijhouder met een Cu-staaf en met de tweede stroomdraad het andere uiteinde van de batterijhouder met het Mg-lint. Je brengt zowel het Mg-lint als de Cu-staaf in de beker gevuld met fruitsap of de beker gevuld met water waaraan een lepel keukenzout is toegevoegd.



Een andere illustratie van elektrische energie is de elektrolyse van water via het toestel van Hoffman.

Calorimetrie

Alle chemische reacties gaan gepaard met een uitwisseling van energie met de omgeving. Met een calorimeter kunnen we de warmteuitwisseling q (ΔH) meten (niet rechtstreeks maar na berekening) uit de verandering van de temperatuur. Om de uitgewisselde warmte te berekenen kunnen we een calorimeter gebruiken.

De calorimeter wordt geplaatst op een magnetische roerder en de temperatuur wordt gemeten met een thermometer of temperatuursensor.

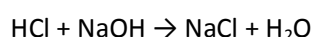
Het temperatuurverschil (ΔT) kan omgezet worden in een warmteverschil (q) door:

$$q = c \cdot m \cdot \Delta T$$

met c de specifieke warmte en m de massa van het reactiemengsel.

In absolute waarde is deze hoeveelheid gelijk aan ΔH .

Een voorbeeld van een te volgen reactie is de neutralisatiereactie tussen HCl en NaOH:



of korter:



Benodigdheden:

calorimeter – roermotor – roervlo – thermometer - maatbeker (100 mL) - maatcilinder (100 mL)
– buret – HCl-oplossing (1 mol/L) – NaOH-oplossing (1 mol/L)

Je bepaalt de massa van de lege calorimeter (met roervlo).

Je brengt 30 mL van de HCl-oplossing (1 mol/L) via de buret in de maatbeker.

Je zet de calorimeter op de roerplaat. Je steekt de sonde van de digitale thermometer door het deksel totdat ze goed in de oplossing zit en roert zachtjes.

Je meet met een maatcilinder 40 mL van de NaOH-oplossing (1 mol/L).

Je noteert de temperatuur vóór de menging.

Je voegt de volledige hoeveelheid NaOH-oplossing toe aan de HCl-oplossing in de calorimeter.

Je sluit de calorimeter en volgt de temperatuur tot deze een maximum heeft bereikt.

Je haalt de thermometer uit de calorimeter en weegt de calorimeter. Het massaverschil is m .



De warmte die bij de neutralisatiereactie vrijkomt is evenredig met de hoeveelheden NaOH (overmaat) en HCl (beperkend reagens) die met elkaar reageren en dus met de hoeveelheid H₂O die ontstaat:

$$n(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H = c \cdot m \cdot \Delta T$$

Voor c kan 4,184 J/g.K (de specifieke warmte van water) gebruikt worden. Ter vereenvoudiging wordt de warmtecapaciteit van de calorimeter verwaarloosd.

5. Kinetiek van een chemische reactie (reactiesnelheid)

Bij het onderzoek naar een aantal factoren die de reactiesnelheid beïnvloeden zullen trage en snelle reacties worden gegeven. Factoren als verdelingsgraad, temperatuur, katalysator en concentratie komen aan bod.

Verdelingsgraad

De invloed van de verdelingsgraad van stoffen op de snelheid van een reactie kan geïllustreerd worden met de verbranding van ijzer: $4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$

Benodigdheden:

bunsenbrander – ijzerpoeder – staalwol – ijzeren nagel – metalen tang

Je neemt een beetje ijzerpoeder en strooit deze in de vlam.

Je neemt een beetje staalwol en brengt deze in de vlam met een metalen tang.

Je neemt een ijzeren spijker en brengt deze in de vlam met een metalen tang.



Katalysator

De invloed van een katalysator op de snelheid van een reactie kan geïllustreerd worden met de ontbinding van zuurstofwater (waterstofperoxide) door mangaandioxide: $2 \text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Benodigheden:

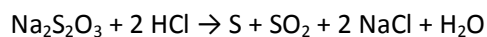
grote reageerbuis – zuurstofwater (3%) – mangaandioxide (vast)

Je neemt een grote reageerbuis en vult deze voor een derde met zuurstofwater (3%). Je brengt een klein stukje mangaandioxide bij het zuurstofwater.



Temperatuur

Voor de invloed van de temperatuur op de snelheid van een reactie kan de reactie tussen een HCl-oplossing en een $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing bestudeerd worden:



Benodigdheden:

bunsenbrander - twee petri-schalen – HCl-oplossing (0,1 mol/l) - $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing (0,1 mol/L) – twee reageerbuizen

Je vult twee petri-schaaltjes voor een deel met de HCl-oplossing.

Je vult de twee reageerbuizen voor een derde met de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing.

Eén van de twee reageerbuizen warm je op met een bunsenbrander.

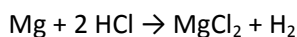
Je giet daarna gelijktijdig de inhoud van de twee reageerbuizen uit, één in de eerste petri-schaal de andere in de tweede petri-schaal.

Voor een betere zichtbaarheid kan deze proef uitgevoerd worden op een overheadprojector.



Concentratie

Voor de invloed van de concentratie van de reagentia op de snelheid van een reactie kan de reactie tussen Mg en een HCl-oplossing bestudeerd worden:



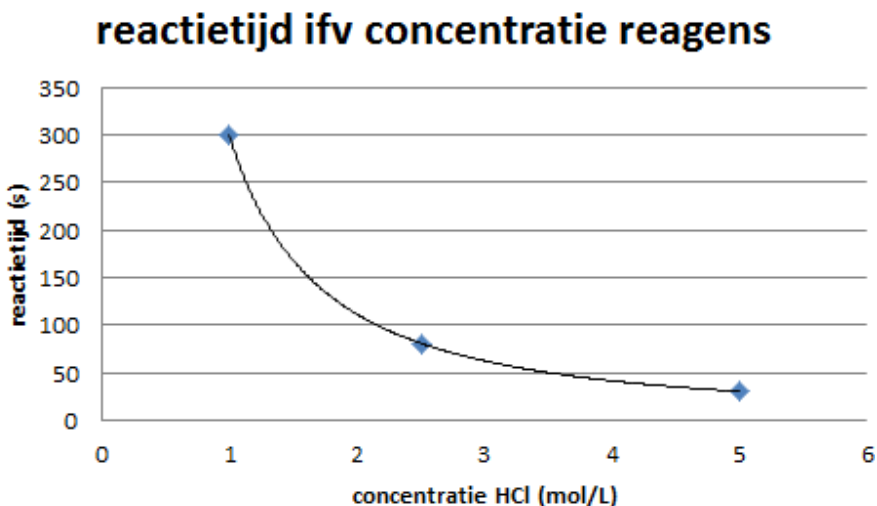
Benodigdheden:

drie petri-schalen – HCl-oplossing (5 mol/l) – Mg-lint (3 stukjes) – drie reageerbuizen – maatcilinder (25 mL)

Je neemt drie reageerbuizen: de eerste vul je met 10 mL HCl-oplossing, de tweede met 5 mL HCl-oplossing aangevuld met gedestilleerd water tot 10 mL, de derde met 2 mL HCl-oplossing aangevuld met gedestilleerd water tot 10 mL.

Je giet de inhoud van de reageerbuizen uit in een petri-schaal.

Je voegt aan elke petri-schaal een gelijk stukje Mg-lint toe en meet de tijd tot het magnesium volledig is weg gereageerd.



Uit de studie van de invloed van de concentratie op de reactiesnelheid kan de orde aangebracht worden.

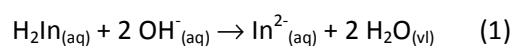
Voor een betere zichtbaarheid kan deze proef uitgevoerd worden op een overheadprojector.

Verloop van de concentratie van stoffen tijdens een chemische reactie

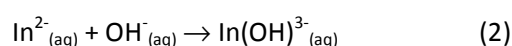
De studie van het verloop van de concentratie van een stof tijdens een chemische reactie kan gebruikt worden om de begrippen reactiesnelheid en orde te definiëren. Hiervoor dient een realtime meting te worden uitgevoerd.

Een voorbeeld is de ontkleuring van fenolftaleïne in sterk basisch milieu.

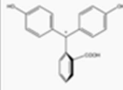
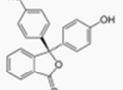
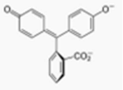
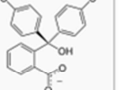
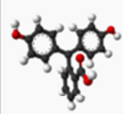
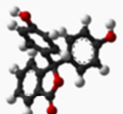
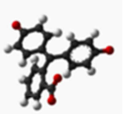
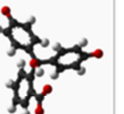
Fenolftaleïne is kleurloos in zuur en neutraal milieu. In basisch milieu kleurt fenolftaleïne roodpaars (magenta) via een zeer snelle reactie, waarvan de reactiesnelheid niet te meten is:



In sterk basisch milieu verdwijnt de kleur weer:



rood kleurloos

Product	In	H ₂ In	In ²⁻	In(OH) ³⁻
Structuur				
Model				
pH	< 0	0-8.2	8.2-13.0	>13.0
Conditie	sterk zuur	zuur tot licht basisch	basisch	sterk basisch
Kleur	oranje	kleurloos	magenta	kleurloos
Afbeelding				

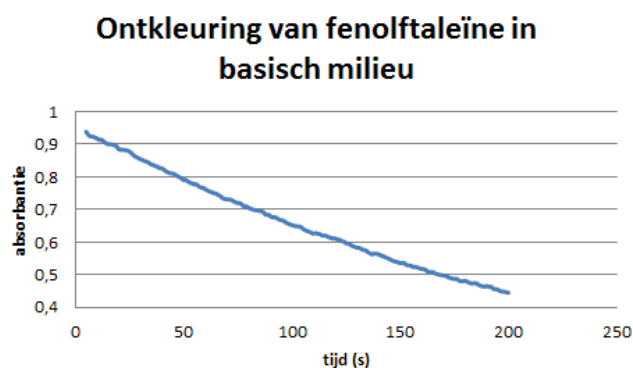
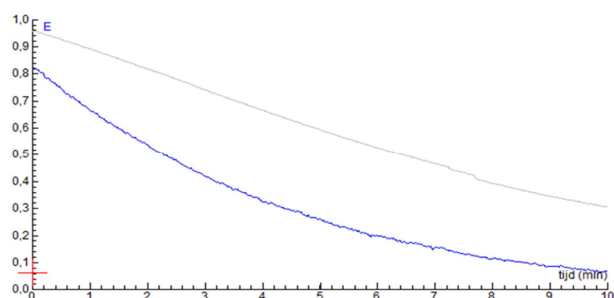
Door gebruik te maken van een colorimeter kan de snelheid waarmee het fenolftaleïne ontkleurt in functie van de tijd in een sterk basisch midden gevolgd worden.



Benodigdheden:

colorimeter (met bijhorende ICT-apparatuur) – fenolftaleïne-oplossing (0,01 mol/L) – NaOH-oplossing (6 mol/L)

Een cuvet wordt gevuld met de fenolftaleïne-oplossing. Daaraan worden 5 druppels van de NaOH-oplossing (6 mol/L) toegevoegd. De inhoud wordt éénmaal omgekeerd en zo snel mogelijk in de colorimeter geplaatst. De absorbantie van de oplossing bij 470 nm wordt gevolgd in functie van de tijd.



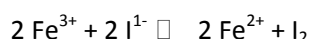
6. Chemisch evenwicht

Bij de studie van het chemisch evenwicht komen volgende zaken zeker aan bod: het aantonen van het bestaan van evenwichtsreacties en de studie van factoren die de ligging van het chemisch evenwicht beïnvloeden.

Evenwichtsreacties

Bij de eerste kennismaking met een chemisch evenwicht is het belangrijk dit proefondervindelijk te ondersteunen. Hiervoor kan uitgegaan worden van een omkeerbare reactie waarbij de aanwezigheid van reagentia en reactieproducten kan worden aangetoond.

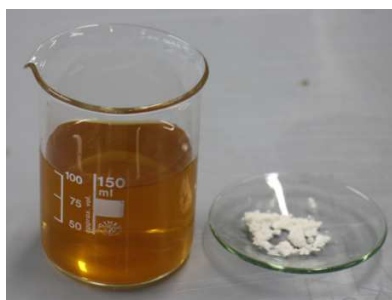
Een voorbeeld van een evenwichtsreactie is de reactie tussen een Fe^{3+} -oplossing en een I^{-} -oplossing:



Benodigdheden:

FeCl_3 (vast) – KI (vast) – KSCN-oplossing – AgNO_3 -oplossing – $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ -oplossing – zetmeeloplossing – maatbeker (150 mL) – vier reageerbuizen

Je neemt 1 g FeCl_3 en lost dit op in 100 mL water. Je voegt vervolgens 1 g KI toe. Er ontstaat een bruin gekleurde oplossing.



De aanwezigheid van Fe^{3+} en I^{-} (de reagentia) en van Fe^{2+} en I_2 (de reactieproducten) kunnen aangetoond worden via identificatie-reacties.

Fe^{3+} wordt aangetoond met KSCN: vorming van een rood complex $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$

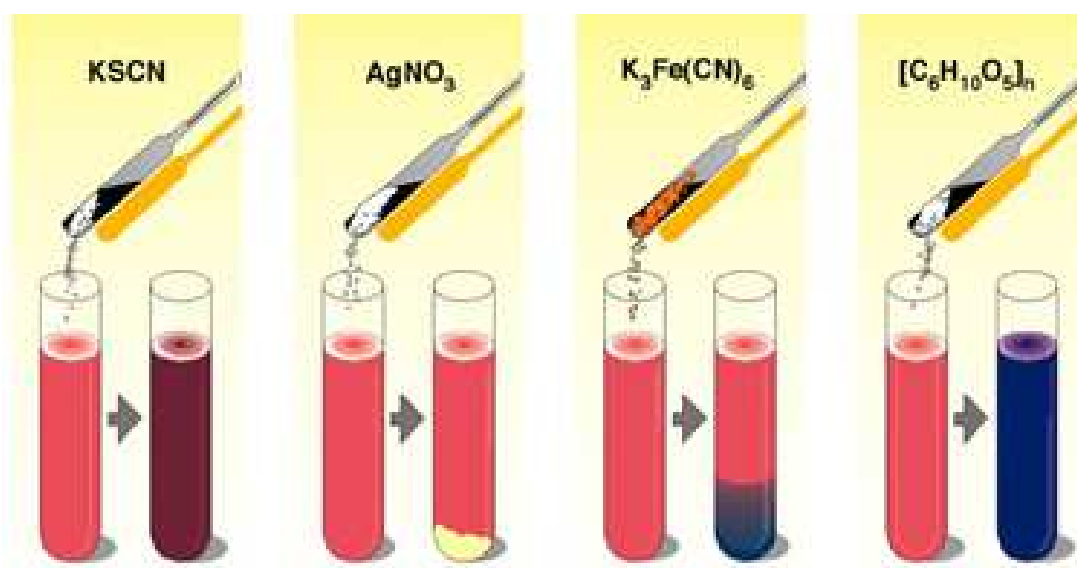
I^{-} wordt aangetoond met AgNO_3 : vorming van een geel neerslag AgI

Fe^{2+} wordt aangetoond met $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$: vorming van een blauw neerslag $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$

I_2 wordt aangetoond met een zetmeeloplossing: vorming van een



zwartblauwcomplex I_2 -zetmeelcomplex



De omgekeerde reactie kan eveneens worden uitgevoerd: de reactie tussen Fe^{2+} en I_2 . Er wordt eveneens een evenwichtstoestand bereikt (niet noodzakelijk de eerder vermelde).

Factoren die de ligging van het chemisch evenwicht beïnvloeden

Voor de studie van de factoren die de ligging van het chemisch evenwicht beïnvloeden kan de reactie tussen Fe^{3+} en SCN^{1-} bestudeerd worden:



Benodigdheden:

FeCl_3 -oplossing (0,01 mol/L) – KSCN -oplossing (0,01 mol/L) – FeCl_3 (vast) of verzadigde FeCl_3 -oplossing – KSCN (vast) of verzadigde KSCN -oplossing – AgNO_3 -oplossing (0,1 mol/L) – NaOH -oplossing (0,1 mol/L) – zes reageerbuisen – gedestilleerd water – maatbeker 500 mL

Je neemt een reageerbuis en vult deze met de FeCl_3 -oplossing (0,01 mol/L).
Je neemt een tweede reageerbuis en vult deze met de KSCN -oplossing (0,01 mol/L). Je brengt beide reageerbuisen over in een maatbeker van 500 mL en lengt aan met gedestilleerd water tot een lichtrode kleur wordt verkregen.

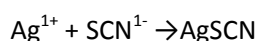
Je vult 6 reageerbuisen voor de helft met het evenwichtsmengsel (lichtrode kleur).



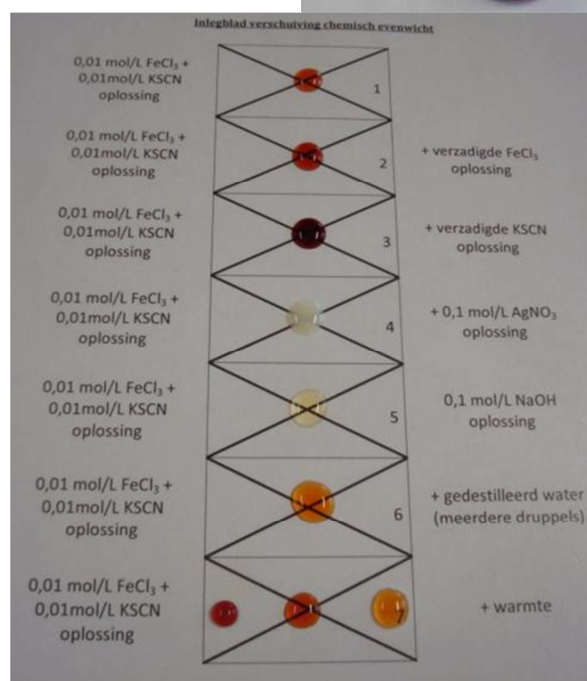
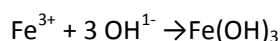
Je voegt aan een reageerbuis een beetje vast KSCN (of verzadigde KSCN -oplossing) toe en schudt (extra reagens).

Je voegt aan een reageerbuis een beetje vast FeCl_3 (of verzadigde FeCl_3 -oplossing) toe en schudt (extra reagens)

Je voegt aan een reageerbuis een beetje AgNO_3 -oplossing toe en schudt. Volgende reactie grijpt plaats:



Je voegt aan een reageerbuis een beetje NaOH -oplossing toe en schudt. Volgende reactie grijpt plaats:



Je voegt aan een reageerbuis een hoeveelheid gedestilleerd water toe en schudt (verdunding)

De zesde reageerbuis verwarm je zachtjes.

7. Zuur-basereacties (zuren en basen)

De introductie van de Brönsted-Lowry zuur-base theorie is een vervolg op deze van Arrhenius. Begrippen als protondonor, protonacceptor, protolysereactie, pH, buffers en titratie komen aan bod. Deze worden bij voorkeur ondersteund met experimenten.

Elektrische geleidbaarheid van oplossingen

De elektrische geleidbaarheid van waterige oplossingen kan gebruikt worden om de concepten sterke en zwakke zuren, sterke en zwakke basen te illustreren. Aangezien de zichtbaarheid van de demonstratieproef een criterium is, dient men een opstelling te maken die voldoende groot is. Een zogenaamde 'elektrolytlamp' is hiervoor geschikt:

Je gaat hiermee uiteraard op een voorzichtige manier om.



Benodigdheden:

elektrolytlamp – bekers – te onderzoeken oplossingen (vb. gedestilleerd water, leidingswater, azijnzuuroplossing (0,1 mol/L), HCl-oplossing (0,1 mol/L), NH_3 -oplossing (0,1 mol/L), NaOH-oplossing (0,1 mol/L))

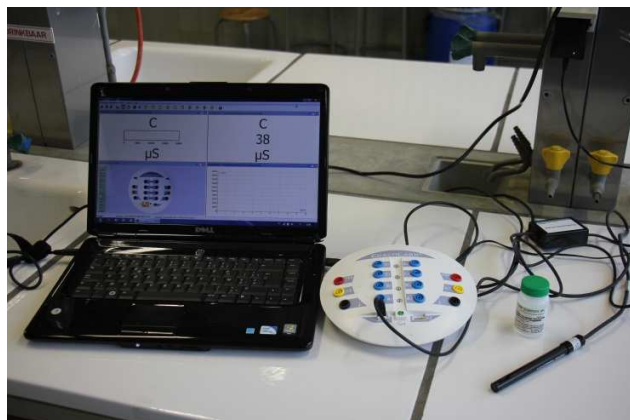
Je neemt de te onderzoeken oplossing en brengt de twee uiteinden van de elektrolytlamp hiermee in contact. De stekker steek je in het stopcontact en je bekijkt in welke mate de lamp brandt.

Op deze manier kan een onderscheid gemaakt worden tussen sterke en zwakke elektrolyten.

Opmerking: telkens je van stof of oplossing wisselt, haal je best de stekker uit het stopcontact.



Voor geleidbaarheidsmetingen kan eveneens gebruik gemaakt worden van een geleidbaarheidssensor. De geleidbaarheidssensor wordt via een interface gekoppeld aan een computer/laptop of een tablet (draadloos) die verbonden is met een beamer. Na ijking van de sensor kunnen nauwkeurige geleidbaarheidsmetingen worden uitgevoerd.



Laptop gekoppeld aan een interface met geleidbaarheidssensor: CMA Amsterdam

<http://cma-science.nl/indexnl.html>



Tablet draadloos (via bluetooth) verbonden met een geleidbaarheids-sensor: PASCO

<http://www.pasco.com/>

pH-metingen

Aangezien pH een belangrijk concept is in de derde graad, is het aan te raden de pH van verschillende oplossingen experimenteel te bepalen via zuur-base-indicatoren en via een pH-meter.

✓ Zuur-base-indicatoren

Naast de verschillende soorten zuur-base-indicatoren kan de werking ervan geïllustreerd worden via onder andere de bepaling van het omslaggebied.



Benodigdheden:

drie bekers – lakmoespapier – drie buffers met verschillende pH (vb. 4, 7 en 10)



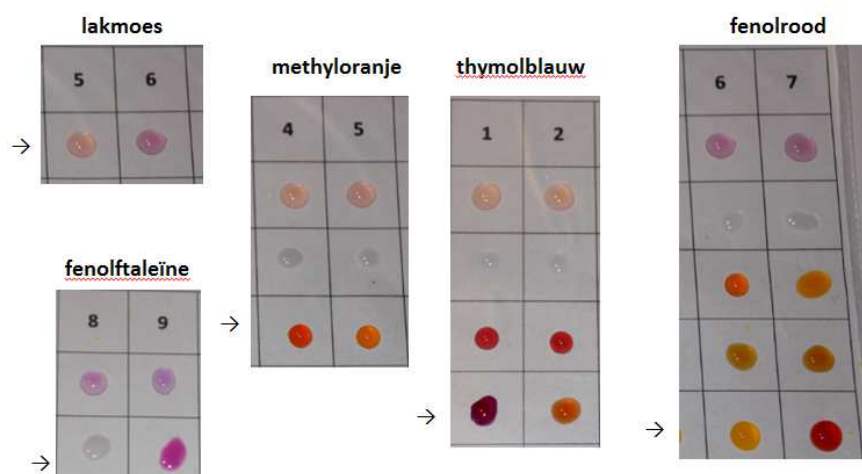
Je brengt een kleine hoeveelheid van elke buffer in een beker en dompelt een stukje lakmoespapier in de oplossing.



The figure displays two color charts for pH indicators. The left chart shows color changes for indicators like lakmoes, fenolftaleïne, methylooranje, thymolblauw, fenolrood, and universeelindicator across pH 0-7. The right chart shows color changes for the same indicators across pH 8-14. The last row in both charts is labeled 'zelfgemaakte kleurstof' (self-made dye).

pH/ indicator	0	1	2	3	4	5	6	7
lakmoes	pink	pink	pink	pink	pink	pink	purple	purple
fenolftaleïne	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless
methylooranje	red	red	red	red	red	orange	orange	yellow
thymolblauw	purple	purple	yellow	yellow	yellow	yellow	yellow	yellow
fenolrood	orange	orange	orange	yellow	yellow	yellow	yellow	red
universeelindicator	red	red	red	red	red	orange	red	green
zelfgemaakte kleurstof								

pH/ indicator	8	9	10	11	12	13	14
lakmoes	purple	purple	purple	purple	purple	purple	purple
fenolftaleïne	colorless	pink	red	pink	red	red	pink
methylooranje	yellow	orange	orange	orange	orange	orange	yellow
thymolblauw	dark blue	dark blue	dark blue	dark blue	dark blue	dark blue	dark blue
fenolrood	red	red	red	red	red	red	red
universeelindicator	green	green	green	green	green	green	green
zelfgemaakte kleurstof							



✓ pH-bepaling van zoutoplossingen

Een speciale aandacht verdient de pH van zoutoplossingen. Deze kunnen eventueel gemeten worden met een pH-meter. Voor de zichtbaarheid kan de pH-meter via computer/laptop/tablet gekoppeld worden aan een beamer. Na ijking van de pH-meter kunnen nauwkeurige pH-metingen worden uitgevoerd.

Benodigheden:

beker – NH_4Cl (vast) – NaCl (vast) – Na_2CO_3 (vast) – pH-meter

Je maakt drie zoutoplossingen (NH_4Cl , NaCl en Na_2CO_3 met een concentratie van 1 mol/L).

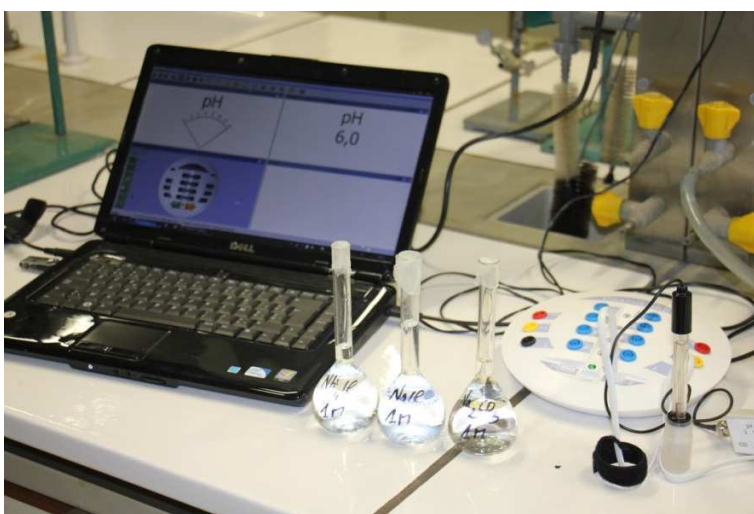


Je meet de pH van elke zoutoplossing.

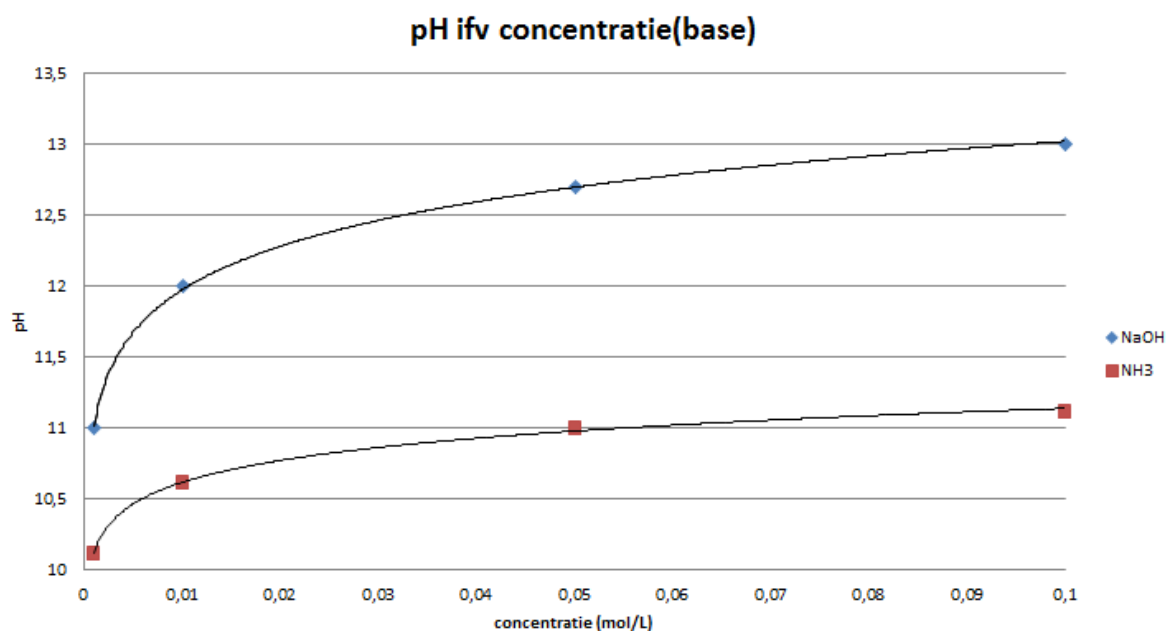
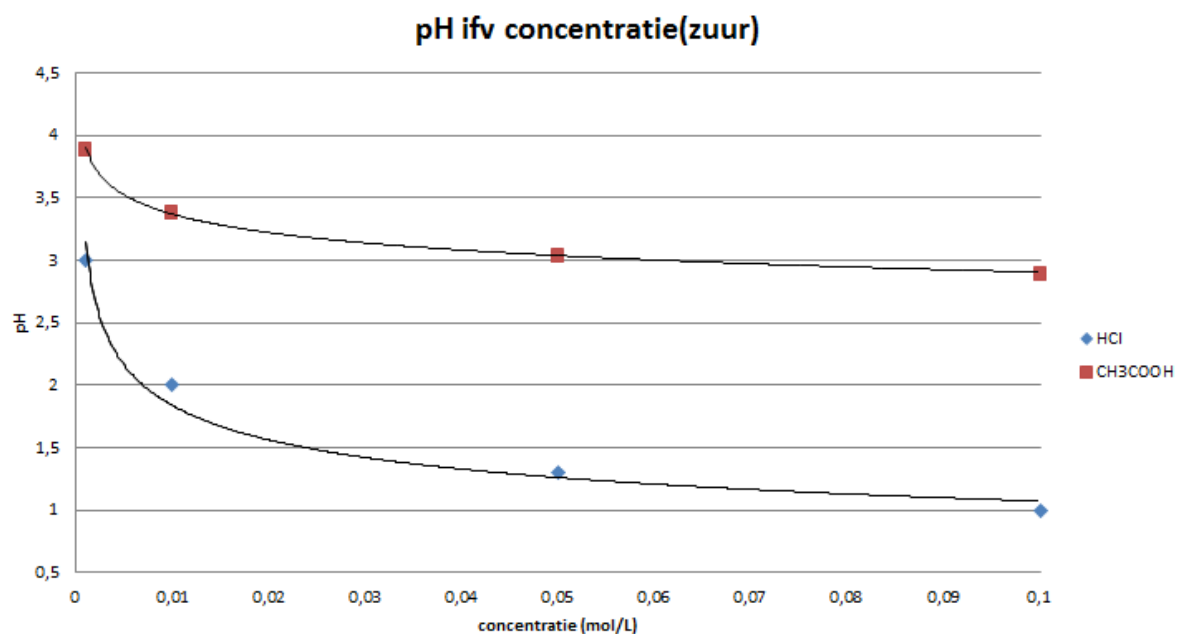
NH_4Cl : zuur zout (pH rond 4,5)

NaCl : neutraal zout (pH rond 6,5-7)

Na_2CO_3 : basisch zout (pH rond 11)



Via pH-metingen kan de invloed van de concentratie van zuren/basen op de pH nagegaan worden.



Bereiding en werking van een buffer

Een buffer is een belangrijk begrip in de chemie. De bereiding en werking ervan worden het best geïllustreerd met voorbeelden.

Benodigdheden:

drie maatbekers (100 mL) – maatcilinder (20 mL) - azijnzuuroplossing (1 mol/L) – ammoniak-oplossing (1 mol/L) – natriumacetaat (vast) – ammoniumchloride (vast) – HCl-oplossing (1 mol/L) – NaOH-oplossing (1 mol/L) – gedestilleerd water – pH-meter

Je neemt drie maatbekers: de eerste wordt gevuld met 20 mL gedestilleerd water, de tweede met 20 mL azijnzuuroplossing (1 mol/L), de derde met 20 mL ammoniakoplossing (1 mol/L).

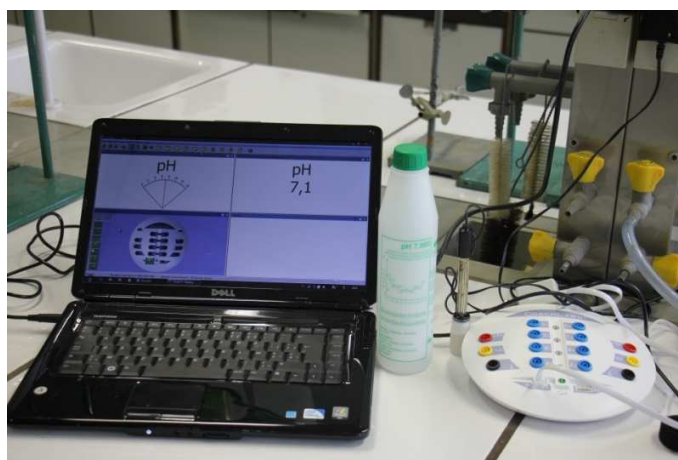
Aan de tweede maatbeker (zure buffer) wordt 2,7 g natriumacetaat toegevoegd, aan de derde maatbeker (basische buffer) 1 g ammoniumchloride.



De pH van de drie oplossingen wordt gemeten met een pH-meter. Vervolgens wordt aan elke oplossing 2 mL NaOH-oplossing (1 mol/L) toegevoegd, geroerd en opnieuw de pH gemeten. Bij de eerste oplossing zal de pH sterk stijgen (tot 12-13), bij de twee andere oplossingen zal de pH niet of nauwelijks wijzigen (respectievelijk 4,4 en 9,4).

Dezelfde procedure kan herhaald worden via het toevoegen van een HCl-oplossing (1 mol/L).

Voor het verkrijgen van nauwkeurige pH-metingen wordt de pH-meter best vooraf geijkt met twee bufferoplossingen.



Opstellen van een pH-titratiecurve

Bij het op zoek gaan naar een manier om experimenteel het equivalentiepunt tijdens een zuur-base titratie te bepalen, is het aangewezen het pH-verloop na te gaan tijdens de neutralisatie van een zuur met een base.

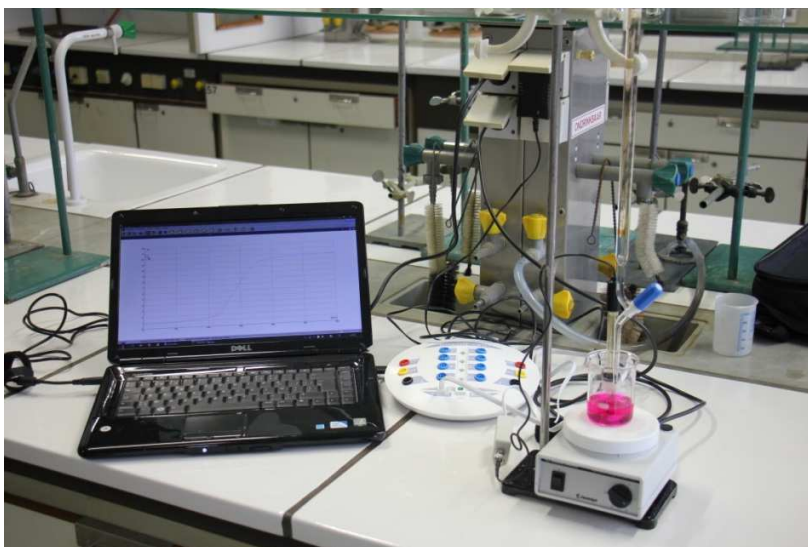
Benodigdheden:

buret – statief met buretklem – magnetische roerder – roervlo – maatbeker (100 mL) – maatcilinder (20 mL) - HCl-oplossing (0,1 mol/L) – NaOH-oplossing (0,1 mol/L) – fenolftaleïne-oplossing – pH-meter

Je vult de buret met de NaOH-oplossing (0,1 mol/L).

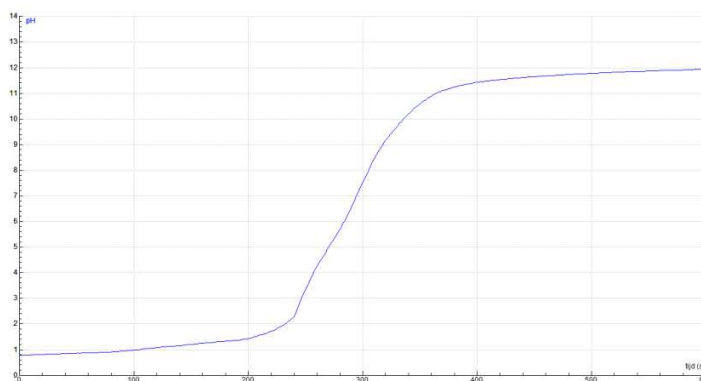
Je neemt een maatbeker (100 mL) en brengt hierin 10 mL van de HCl-oplossing (0,1 mol/L) met behulp van een pipet of kleine maatcilinder. Je voegt enkele druppels fenolftaleïne-oplossing toe en een roervlo.

De maatbeker zet je op de magnetische roerder. Je roert zachtjes.



Je brengt de pH-meter in de oplossing.

Je druppelt vervolgens de NaOH-oplossing toe (1 druppel per seconde) (best in de omgeving van de roervlo om een snelle menging te verkrijgen) en meet continu de pH. Met behulp van een computer/laptop/tablet gekoppeld aan een beamer kan je de grafiek (pH in functie van de tijd) plotten en projecteren. Bij een sterke pH-sprong zal de kleur van de oplossing paars worden.



Uiteraard kunnen andere zure/basische oplossingen worden getitreerd.

8. Redoxreacties (elektrochemie)

Redoxreacties

De studie van redoxreacties kan ondersteund worden door het uitvoeren van een aantal redoxreacties tussen geschikte oxidatoren en reductors. Tegelijkertijd kan de sterkte van oxidator en reductor aan bod komen. Voor demonstratieproeven gaat de speciale aandacht uit naar reacties waarbij kleurverandering en/of gasvorming optreedt.

✓ De reactie tussen H_2O_2 en KI

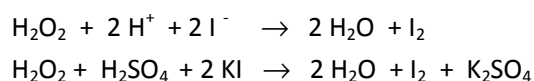
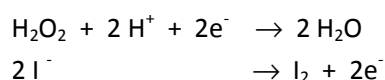
Benodigdheden:

H_2O_2 -oplossing (0,1 mol/L) – KI-oplossing (0,1 mol/L) – zetmeeloplossing – H_2SO_4 -oplossing (3 mol/L) – grote reageerbuis – maatcilinder (20 mL)

Je neemt een reageerbuis en vult deze met 3 mL H_2O_2 -oplossing (0,1 mol/L) en met 3 mL KI-oplossing (0,1 mol/L). Daaraan voeg je 1 mL H_2SO_4 -oplossing (3 mol/L) toe.

De kleurloze oplossing verandert naar geel tot bruin.

Volgende reactie treedt op:



De aanwezigheid van I_2 kan aangetoond worden met een zetmeeloplossing.

Deze reactie illustreert het oxiderend vermogen van H_2O_2 .

✓ De reactie tussen H_2O_2 en KMnO_4 in zuur milieu

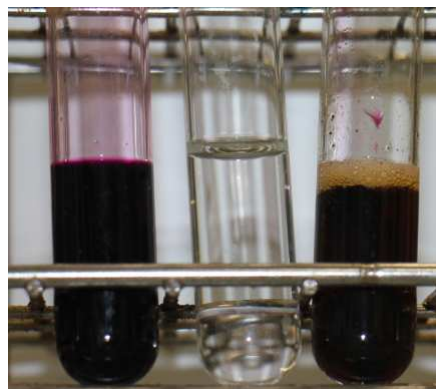
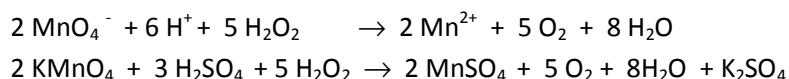
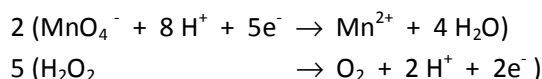
Benodigdheden:

H_2O_2 -oplossing (0,1 mol/L) – KMnO_4 -oplossing (0,1 mol/L) – H_2SO_4 -oplossing (3 mol/L) – grote reageerbuis – maatcilinder (20 mL)

Je neemt een reageerbuis en vult deze met 3 mL H_2O_2 -oplossing (0,1 mol/L). Daaraan voeg je 1 mL H_2SO_4 -oplossing (3 mol/L) toe. Vervolgens voeg je druppelsgewijs KMnO_4 -oplossing (0,1 mol/L) toe.

De paarsgekleurde oplossing ontkleurt.

Volgende reactie treedt op:



Deze reactie illustreert het oxiderend vermogen van KMnO_4 .

Bij afwezigheid van H_2SO_4 zal de oplossing bruin kleuren (aanwezigheid van MnO_2)

✓ De reactie tussen KI en KMnO_4 in basisch milieu

Benodigdheden:

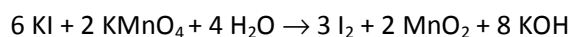
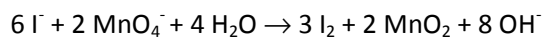
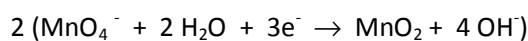
KI-oplossing (0,1 mol/L) – KMnO_4 -oplossing (0,1 mol/L) – NaOH-oplossing (0,1 mol/L) – grote reageerbuis – maatcilinder (20 mL) – trechter - filterpapier

Je neemt een maatbeker (50 mL) en brengt 10 mL van een KI-oplossing (0,1 mol/L). Daaraan voeg je een aantal milliliters van een NaOH-oplossing (0,1 mol/L) toe. Vervolgens voeg je 10 mL van een KMnO_4 -oplossing (0,1 mol/L) toe.

De oplossing kleurt groen (aanwezigheid van Mn(VI)) wat wijst op een onvolledige reductie) en er ontstaat een bruin neerslag.



Volgende reactie treedt op:



Na filtratie scheidt het bruin neerslag zich af van het groengekleurde filtraat.



✓ De reactie tussen Cu en HNO₃

Benodigdheden:

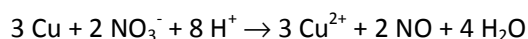
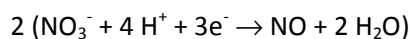
reageerbuis – koper (vast) – HNO₃-oplossing (geconcentreerd)

Deze proef voer je uit in de zuurkast.

Je neemt een reageerbuis en voegt een kleine hoeveelheid koper (vast, poeder of stukje) toe. Vervolgens voeg je een kleine hoeveelheid HNO₃-oplossing toe.

De oplossing kleurt groen-blauw en er ontstaan bruine dampen (NO₂).

De volgende reactie grijpt plaats:



NO (kleurloos gas) wordt verder geoxideerd tot NO₂ (bruin gas).

De reactie kan eveneens uitgevoerd worden met een koperen muntje.



De verdringingsreeks van de metalen en de niet-metalen

Bij de bespreking van de sterkte van oxidators en reductors bestaat de mogelijkheid de verdringingsreeks (spanningsreeks) van de metalen en van de niet-metalen op te stellen.

✓ De verdringingsreeks van de metalen

Voor de illustratie van de verdringingsreeks van de metalen kan volgende demonstratieproef worden uitgevoerd.

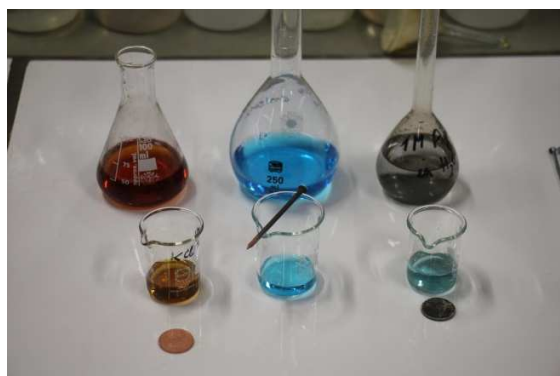
Benodigdheden:

drie bekers – ijzeren nagel – twee koperen muntjes – oplossingen van FeSO_4 , CuSO_4 en AgNO_3 (1,0 mol/L)



Je brengt in drie bekers achtereenvolgens een oplossing van FeSO_4 , CuSO_4 en AgNO_3 (1,0 mol/L). Aan de eerste oplossing voeg je een koperen muntje toe, aan de tweede oplossing een ijzeren nagel en aan derde oplossing een koperen muntje. Je wacht vervolgens een aantal minuten.

Na verloop van tijd zet zich in de tweede beker koper af op de ijzeren nagel en zilver op het koperen muntje. Met het eerste koperen muntje gebeurt er niets.



Een beperkte spanningsreeks ziet er als volgt uit:

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Tl Co Ni Sn Pb **H** Cu Ag Hg Pt Au

meest reducerend

minst reducerend

✓ De verdringingsreeks van de niet-metalen

De verdringingsreeks der niet-metalen:

F Cl O Br I S

meest oxiderend minst oxiderend

Voor de verdringingsreeks van de niet-metalen maakt men gebruik van dibroom en kaliumjodide.

Bereiding van broomwater

Voor de illustratie van de verdringingsreeks van de niet-metalen is broomwater nodig. Deze kan bereid worden via volgende methode:

Benodigdheden:

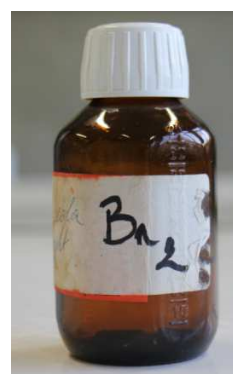
glazen fles met schroefdop
erlenmeyer of bekersglas
1,1 g natriumbromide
10,7 mL HCl-oplossing (1 mol/L)
7,6 mL bleekwater
32 mL gedestilleerd water

Werkwijze:

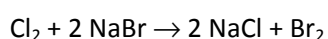
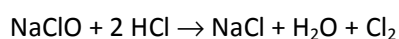
Neem een erlenmeyer of bekersglas en los hierin het natriumbromide op in de HCl-oplossing. Giet het mengsel in de glazen fles.

Voeg het bleekmiddel toe aan het mengsel in de fles. Schroef de dop op de fles en draai hem voorzichtig om zodat de ingrediënten kunnen mengen.

Verdun het mengsel met gedestilleerd water en zwenk voorzichtig om te mengen.



Reactievergelijkingen:



Houd je zeer goed aan de opgegeven hoeveelheden. Bij een overmaat aan NaClO zal naast Br₂ ook Cl₂ ontstaan.

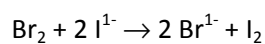
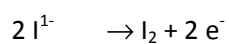
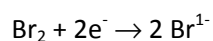
Benodigdheden:

grote reageerbuis – KI-oplossing (0,1 mol/L) – broomwater – zetmeeloplossing

Je neemt een reageerbuis en vult deze met 5 mL KI-oplossing. Daaraan wordt druppelsgewijs broomwater toegevoegd.

De oplossing kleurt bruin(er).

Volgende reactie treedt op:



De aanwezigheid van I_2 kan aangetoond worden met een zetmeeloplossing.

Galvanische cel

De bespreking van de galvanische cel, een elektrochemische stroombron die een elektrische stroom kan leveren als resultaat van een spontane redoxreactie, wordt het best ondersteund met een experimentele opstelling. Dit kan op verschillende manieren gebeuren.

Bouw van een Daniell-cel

Benodigdheden:

U-vormige buis – twee maatbekers (100 mL) – koper staaf (of plaat) – zink staaf (of plaat) – klemmen – elektrische verbindingdraden – voltmeter – filtreerpapier – zoutbrug – CuSO_4 -oplossing (1 mol/L) – ZnSO_4 -oplossing (1 mol/L) – KCl-oplossing (3 mol/L)

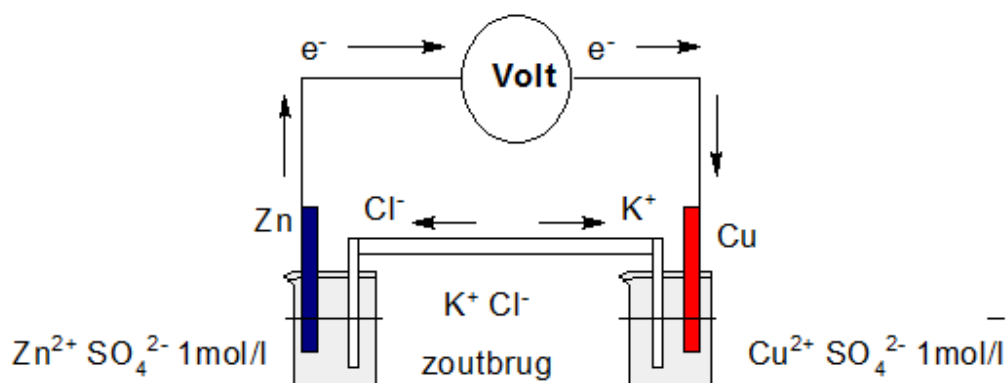
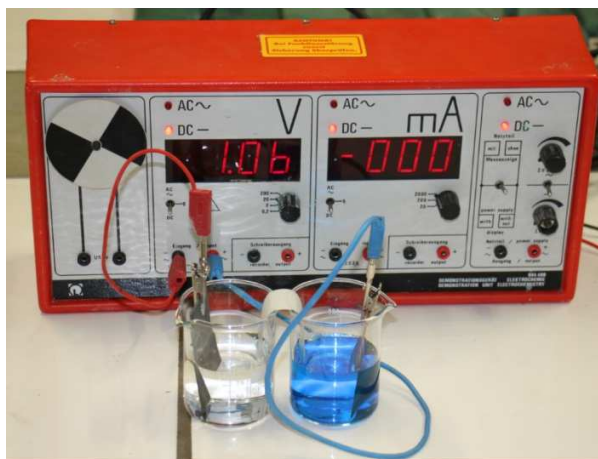
Daniell-cel met filtreerpapier als elektrolytbrug

Je brengt in een maatbeker (100 mL) de oplossing van 1,0 mol/L ZnSO_4 . Je brengt in een andere maatbeker (100 mL) de oplossing van 1,0 mol/L CuSO_4 .

In de ZnSO_4 -oplossing breng je het Zn-plaatje, in de CuSO_4 -oplossing het Cu-plaatje. Je verbindt beide plaatjes via de verbindingdraden met de voltmeter.

Je snijdt een reepje filtreerpapier en dompelt deze in een KCl-oplossing. Daarna breng je dit in beide oplossingen.

Je kan nu de spanning aflezen (circa 1 Volt).



- Anode: $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

Via de verbindingsdraden lopen de elektronen naar de Cu-kathode. De Zn-anode wordt dunner.

- Kathode: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cu}$

De Cu-kathode wordt zwaarder. Er wordt immers Cu afgezet. Het aantal Cu^{2+} -ionen in de oplossing vermindert.

- Zoutbrug: In de beker met het Zn^{2+}/Zn -koppel wordt de concentratieverhoging aan positieve Zn^{2+} -ionen gecompenseerd door de komst van de negatieve Cl^{-} -ionen uit de zoutbrug. In de beker met het Cu^{2+}/Cu -koppel wordt de concentratievermindering aan positieve Cu^{2+} -ionen gecompenseerd door de komst van de positieve K^{+} -ionen uit de zoutbrug. De zoutbrug garandeert dus een ladingsevenwicht.

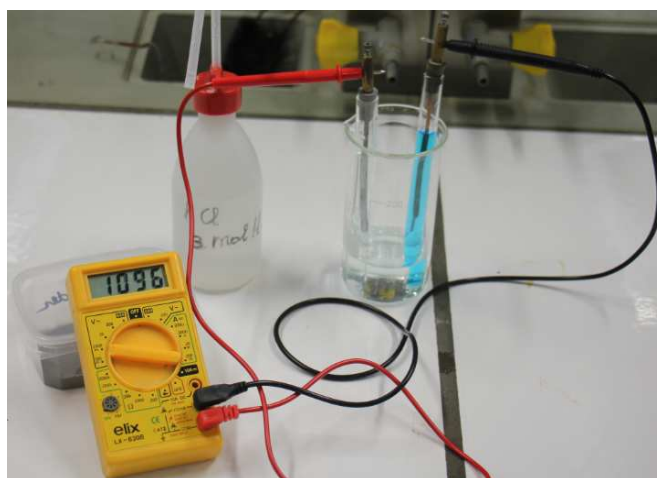
Daniell-cel met zoutbrug

In plaats van een stukje filtreerpapier kan een zoutbrug worden gebruikt. Je vult hiervoor een geplooid glazen buisje met verzadigd KCl-oplossing. De beide uiteinden van de buis worden afgesloten met een propje watten. De zoutbrug wordt tussen beide oplossingen geplaatst.



Daniell-cel zonder zoutbrug

Een Daniell-cel kan opgesteld worden zonder zoutbrug. Je neemt hiervoor twee glazen buisjes die onderaan afgesloten zijn met gesinterd glas. De ene buis wordt gevuld met de CuSO_4 -oplossing, de andere met de ZnSO_4 -oplossing. In de eerste buis wordt een Cu-staafje gebracht, in de tweede een Zn-staafje. Beide buisjes worden in een KCl-oplossing (3 mol/L) gebracht. Na aansluiting met de voltmeter via de verbindingsdraden kan de spanning worden gemeten.



Daniell-cel zonder zoutbrug

De twee glazen buisjes kunnen vervangen worden door een U-vormige buis met in het midden gesinterd glas.



Elektrolysecel

Bij elektrolyse wordt een redoxreactie uitgevoerd onder invloed van een externe spanningsbron. Wanneer men doorheen een elektrolytoplossing een gelijkstroom stuurt, zal aan de negatieve elektrode een reductie plaatsgrijpen en aan de positieve elektrode een oxidatie. Met behulp van een tabel met standaardreductiepotentialen kunnen deze reacties voorspeld worden.

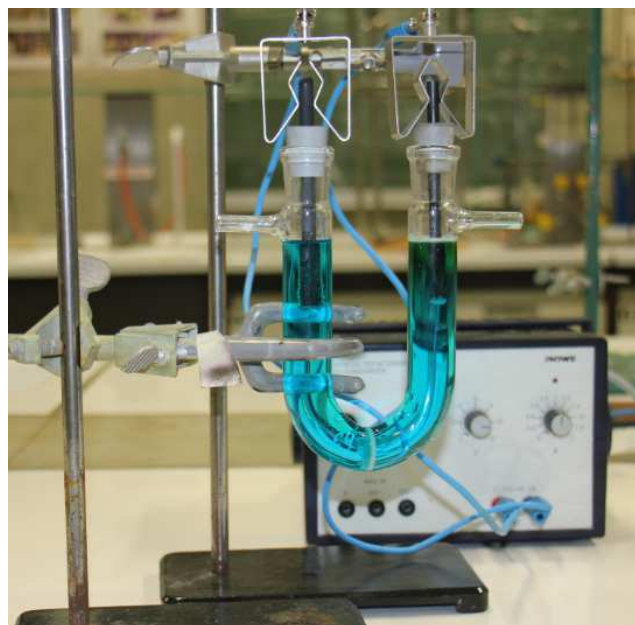
Elektrolyse van een CuCl_2 -oplossing

Benodigheden:

U-vormige buis – spanningsbron – CuCl_2 (1 mol/L) – 2 grafielektroden – klemmen – elektrische verbindingsdraden – KI-oplossing (0,1 mol/L) – zetmeeloplossing – beker (100 mL)

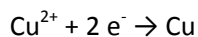
Voor de elektrolysecel gebruik je een U-vormige buis (met eventueel een poreuze tussenwand (gesinterd glas)).

Je vult de U-vormige buis met de CuCl_2 -oplossing (1 mol/L). Je plaatst de twee grafielektroden en sluit deze met behulp van de verbindingsdraden aan de externe spanningsbron. Je brengt een spanning aan van minimaal 10 Volt.



Bij elektrolyse van een koperdichloride-oplossing treden volgende reacties op:

- Kathode:

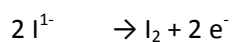
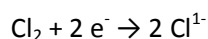


- Anode:

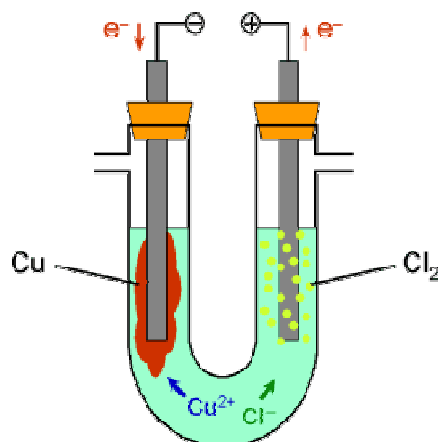


Rood-bruinverkleuring aan de kathode wijst op de vorming van metallisch koper.

De verspreiding van een geur wijst op de aanwezigheid van Cl_2 (geur van zwembad). Dit kan aangetoond worden door een stukje filtreerpapier te drenken in een oplossing van KI en zetmeel. Bij contact van het filtreerpapiertje met het chloorgas zal het papiertje blauw kleuren. Volgende reacties treden op:



De vorming van I_2 wordt aangetoond via een blauwverkleuring met een zetmeeloplossing.



9. Organische stofklassen en reacties

Bij de bespreking van de organische stofklassen en reacties komen zeker en vast een aantal fysische en chemische eigenschappen aan bod zoals smeltpunt/kookpunt (toepassing van intermoleculaire krachten), brandbaarheid/lichtontvlambaarheid, oplosbaarheid (polair/apolair), zure/basische eigenschappen. Bovenstaande eigenschappen worden het best ondersteund door experimenten. Daarnaast is er de studie van de belangrijkste reacties met organische stoffen zoals substitutie, additie, eliminatie, condensatie en polymeervorming. Ook hier kan een demonstratieproef ondersteunend werken.

Substitutiereactie

Een voorbeeld van een substitutiereactie is de reactie tussen een alkaan en een dihalogeen. Ook al zijn alkanen weinig reactief, toch kan in speciale omstandigheden een homolytische substitutie plaatsgrijpen.

Benodigdheden:

twee grote reageerbuizen – pentaan – broomwater – overheadprojector/lamp – maatcilinder (20 mL)

Je neemt twee reageerbuizen en vult deze voor een derde met pentaan. Aan beide reageerbuizen wordt ongeveer 2 mL broomwater toegevoegd. Het broomwater zakt naar de bodem van de reageerbuis en er vormen zich twee lagen. Beide reageerbuizen worden krachtig geschud. Eén van de reageerbuizen wordt in het donker geplaatst, de andere in de nabijheid van de lamp van een overheadprojector of van een andere lamp.

Na enkele minuten zal de kleur van het broomwater verdwijnen. De kleur van het broomwater – niet blootgesteld aan het licht – verdwijnt niet.

Het verdwijnen van de kleur van het broomwater is te verklaren door de fotochemische bromering van pentaan: één of meerdere H-atomen in pentaan worden vervangen door een Br-atoom.



Additiereactie

Een voorbeeld van een additiereactie is de reactie tussen een alkeen en een dihalogeen.

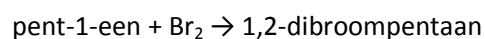
Benodigdheden:

twee grote reageerbuizen – pentaan – pent-1-een – broomwater – maatcilinder (20 mL)

Je neemt twee reageerbuizen. Je vult de ene reageerbuis voor een derde met pentaan, de andere voor een derde met pent-1-een. Aan beide reageerbuizen wordt ongeveer 2 mL broomwater toegevoegd. Het broomwater zakt naar de bodem van de reageerbuis en er vormen zich twee lagen. Beide reageerbuizen worden krachtig geschud.

Het broomwater dat in contact is gebracht met pent-1-een zal ontkleuren, terwijl het broomwater dat in contact is gebracht met pentaan gekleurd blijft.

Er heeft een elektrofile additie plaatsgegrepen bij pent-1-een:



Eliminatiereactie

Een voorbeeld van een eliminatiereactie is de eliminatie van waterstofbromide uit broomethaan.

Benodigdheden:

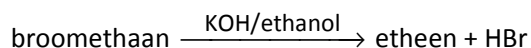
verwarmmantel – ronde kolf (250 mL) – glazen verbindingstuk – reageerbuis – broomethaan – KOH (vast) – broomwater – ethanol – maatbeker (100 mL) – maatcilinder (20 mL)

Je neemt een maatbeker (100 mL) en weegt 5 g KOH af. Hieraan voeg je 20 mL ethanol toe. Je mengt tot alle KOH is opgelost. De oplossing breng je over in een ronde kolf. Hieraan voeg je 5 mL broomethaan toe. Je maakt een verbinding met een reageerbuis dat gevuld is met een paar milliliter broomwater.

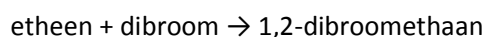
Je verwarmt zachtjes de inhoud van de kolf.

Na enige tijd ontstaat een gas. Zorg ervoor dat het gas door het broomwater borrelt.

Het gevormde gas is etheen dat ontstaat via volgende reactie:



Na enkele minuten wordt de kleur van het broomwater lichter. Wanneer je voldoende wacht, zal de kleur volledig verdwijnen. De ontkleuring van het broomwater is het gevolg van de additiereactie tussen etheen en dibroom:



Condensatiereactie

Een condensatiereactie is een reactie die bestaat uit de additie van twee moleculen ten gevolge van de eliminatie van een kleine molecule (meestal water). Een voorbeeld van een condensatiereactie is de reactie tussen ethaanzuur (azijnzuur) en ethanol. Het reactieproduct is een ester (ethylethanoaat of ethylacetaat).

Benodigdheden:

twee maatbekers (100 mL) – maatcilinder (20 mL) – ethaanzuur (azijnzuur) (geconcentreerd) – ethanol – H_2SO_4 -oplossing (geconcentreerd) - stukje hout/tandenstoker – glazen roerstaaf

De proef voer je best in de zuurkast uit.

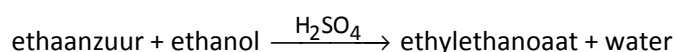
Je neemt twee maatbekers (100 mL): de ene maatbeker vul je met 10 mL ethaanzuur, de andere maatbeker met 12 mL ethanol. Beide oplossingen worden samengebracht en gemengd met een glazen roerstaaf. Je ruikt voorzichtig aan de verkregen oplossing. Let op: ethaanzuur verspreidt een prikkelende geur.

Je voegt vervolgens 1 mL H_2SO_4 -oplossing (geconcentreerd) toe. Je roert de oplossing en ruikt opnieuw. Je dipt met een houten stokje (tandenstoker, friscostokje ...) in de verkregen oplossing en ruikt voorzichtig aan het stokje. De geur van een ester (zoete geur, vb. lijn) wordt waargenomen.



Opmerking: de zoete geur van het ester komt niet onmiddellijk vrij. Je moet even wachten totdat de geur van azijnzuur niet meer overheerst.

De volgende reactie grijpt plaats:



Bereiding van een polymeer

Polymeren (kunststoffen) kunnen op verschillende manieren worden bereid: polymerisatie, polycondensatie en polyadditie zijn de belangrijkste.

Een voorbeeld van een polycondensatie is de reactie tussen glycerol en citroenzuur. Hierbij worden een groot aantal monomeren (glycerol en citroenzuur) onderling met elkaar verbonden via de afsplitsing van water. Het resultaat is een polyester dat volledig afbreekbaar is (een biopolymeer).

Benodigdheden:

oven – verwarmplaat – maatbeker (150 mL) – glazen roerstaaf – thermometer – silicone bakvorm – citroenzuur (als monohydraat) – glycerol – maatcilinder (20 mL) – analytische balans (weegschaal)

Je weegt 18 g citroenzuur af in een maatbeker (150 mL) en voegt 7 mL glycerol toe.

Je brengt de maatbeker met inhoud op de verwarmplaat en plaatst een thermometer in het mengsel.

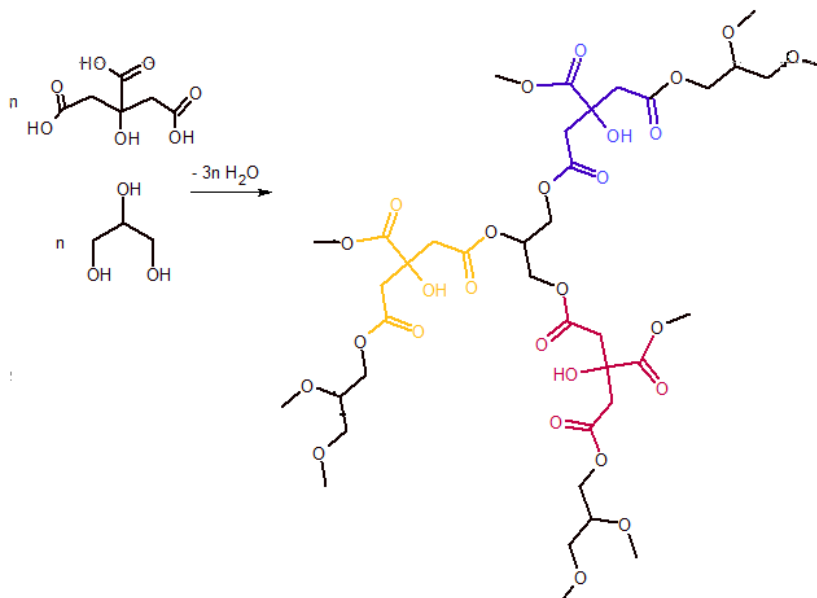
Je warmt het mengsel onder voortdurend roeren op tot 100 °C. Vervolgens houd je het mengsel bij een temperatuur tussen 100 °C en 130 °C gedurende 5 tot 10 minuten. Je roert regelmatig.



Je brengt het vloeibaar polymeer over in een silicone bakvorm. Je zet de bakvorm in de oven die een temperatuur heeft van 180 °C. Na ongeveer een half uur is het polymeer hard geworden en wordt de bakvorm uit de oven gehaald. Na afkoelen kan het polymeer uit de bakvorm worden gehaald.



Gezien citroenzuur een tricarbonzuur is en glycerol een tri-alcohol, ontstaat na reactie een netwerk dat – afhankelijk van de reactieomstandigheden – een rigide structuur heeft zodat een hard/robuust materiaal verkregen wordt. Het polymeer kan gebruikt worden als hars in een matrix van verschillende materialen: katoen, papier, koolstof, ... Op die manier worden materialen verkregen met uiteenlopende eigenschappen. Algemeen kan gesteld worden dat dergelijke materialen – bestaande uit een matrix samengehouden door het biopolymeer – steviger zijn dan het polymeer of de matrix afzonderlijk. Afhankelijk van de duur van de reactie wordt een structuur verkregen die varieert van een viskeuze gel tot een hard materiaal. Ook de degeneratie hangt af van de reactieomstandigheden: materiaal dat slechts enkele uren in de oven zat, zal snel water uit de lucht absorberen en ‘plakkerig’ gaan aanvoelen. Materiaal dat langer (>12u) in de oven zat, zal lange tijd stevig blijven.



Persbericht februari 2014:

(<http://www.biobasedpress.eu/nl/2014/02/glycix-de-biologisch-afbreekbare-thermohardende-kunststof-die-de-wereld-gaat-veroveren-2/>)

Glycix, de biologisch afbreekbare thermohardende kunststof die de wereld gaat veroveren

artikelen

Onderzoekers van de Universiteit van Amsterdam hebben een nieuwe stap gezet in de ontwikkeling van glycix, de enige harde plastic die zowel biologisch als biologisch afbreekbaar is. Alle harde plastic voorwerpen binnenshuis kunnen uit deze kunststof worden gemaakt: behuizingen van computers en telefoons, isolatieschuim, schalen, tafels, lampen.... Dit is een grote stap voorwaarts in het bestrijden van de groeiende berg plastic afval en de plastic soep in de oceanen. Maar kijk uit in de buitenlucht: de plastic lost na verloop van tijd op in water....

Tafel, gemaakt in de Hogeschool van Amsterdam, vervaardigd in glycix:



Andere kunststoffen die kunnen bereid worden zijn onder andere nylon en bakeliet.

Oxidatie van een alcohol

De oxidatie van alcoholen (primaire en secundaire) kan geïllustreerd worden met de reactie tussen methanol en koperoxide.

Benodigdheden:

methanol – stukje koper (of koper muntje) – maatbeker (100 mL) – metalen tang – bunsenbrander

Neem een maatbeker (100 mL) en vul deze voor een vierde met methanol.

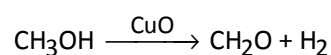
Breng met een metalen tang een stukje koper in de blauwe kegel van de vlam. Er ontstaat een zwart laagje koper(II)oxide.



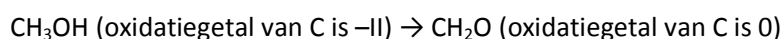
Dompel het stukje koper in de maatbeker gevuld met methanol. Het zwarte laagje koper(II)oxide verdwijnt en de rode kleur van koper metaal wordt opnieuw verkregen.

In de maatbeker wordt de geur van formol (een oplossing van methanal (formaldehyde)) waargenomen.

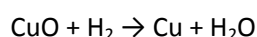
Volgende reactie treedt op:



Methanol is geoxideerd tot methanal:



Het vrijgekomen H_2 reageert met CuO :



Identificatie van een aldehyde en een keton

De oxidatie van een aldehyde kan gebruikt worden om een aldehyde te onderscheiden van een keton (geen oxidatie mogelijk).

Er bestaan verschillende tests: Benedict, Fehling en Tollens.

Onderstaand wordt de Fehling- en de Benedict-test beschreven.

Benodigdheden:

bunsenbrander – driepikkel – draadnet – drie maatbekers (2x 150 mL + 1x 500 mL) – maatcilinder (100 mL) - thermometer – drie grote reageerbuizen - $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (vast) – NaOH (vast) – kaliumnatriumtartraat (het kalium-natriumzout van wijnsteenzuur, seignettezout) ($\text{C}_4\text{H}_4\text{KNaO}_6$) (vast) – gedestilleerd water – citroenzuur (vast) – glucose (vast) – aceton

Je neemt een maatbeker (500 mL) en vult deze voor de helft met gedestilleerd water. Deze zet je op een driepikkel met draadnet. Je steekt een thermometer in het water en warmt op tot 60 °C (warmwaterbad).

Je weegt 7 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ af in een maatbeker van 150 mL en lost op in 100 mL gedestilleerd water. (oplossing A).

Je neemt een tweede maatbeker van 150 mL en weegt 12 g NaOH af. Hieraan voeg je 35 g kaliumnatriumtartraat toe en lost op in 100 mL gedestilleerd water. (oplossing B).

Zo bekom je de beide reagentia van Fehling.

Voor het bekomen van de reagentia van Benedict vervang je kaliumnatriumtartraat door citroenzuur. (oplossing B').

Je neemt een maatbeker (150 mL) en weegt 10 g glucose af. Deze los je op in 100 mL gedestilleerd water.

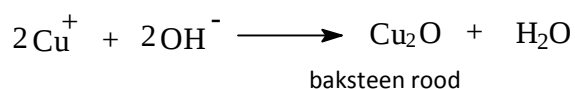
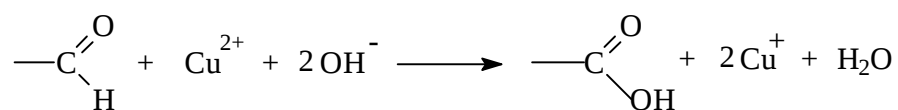
Je neemt twee reageerbuizen. Je vult beide reageerbuizen met telkens 5 mL van beide oplossingen (oplossing A en oplossing B). Aan de eerste reageerbuis voeg je 5 mL van de glucose-oplossing toe, aan de tweede 5 mL aceton.

Gebruik je het Benedict-reagens, dan voeg je oplossing A en oplossing B' samen.

Je brengt beide reageerbuizen in het warmwaterbad. Na enige tijd ontstaat in de reageerbuis met de glucose-oplossing een bruinrode kleur. In de reageerbuis met aceton verandert er niets. Wordt citroenzuur in plaats van kaliumnatriumtartraat gebruikt (Benedict), dan wordt een bruine kleur verkregen.



De vorming van de bruinrode kleur is als volgt te verklaren:



Het aldehyde wordt geoxideerd tot het overeenkomstige carbonzuur.

De zuursterkte van carbonzuren

Het zuurkarakter van carbonzuren en/of het basekarakter van amines kunnen het onderwerp zijn van een studie.

Het zuur- en basekarakter van organische stoffen kan onderzocht worden door de pH te bepalen.

Daarnaast kan de onderlinge sterkte van carbonzuren vergeleken worden door reactie met metalen.

Benodigdheden:

drie petri-schalen – maatcilinder (20 mL) - HCl-oplossing (1 mol/L) – methaanzuuroplossing (1 mol/L) – ethaanzuuroplossing (1 mol/L) – Mg-lint

Je neemt drie petri-schalen en vult deze met 10 mL van respectievelijk HCl-oplossing, methaanzuuroplossing en ethaanzuuroplossing. Je voegt aan de drie petri-schalen tegelijkertijd eenzelfde stukje Mg-lint toe.

Magnesium zal sneller reageren met HCl (sterker zuur) dan met de organische zuren. Het verschil in reactiviteit tussen methaanzuur en ethaanzuur is beperkt.

Gebruik van een overheadprojector verhoogt de zichtbaarheid van de proef.

Eigenschappen van kunststoffen

Eén van de eindtermen chemie voor de 3^{de} graad ASO luidt “*Eigenschappen en actuele toepassingen van stoffen, waaronder kunststoffen, verklaren aan de hand van de moleculaire structuur van die stoffen.*” (C1). Deze eindterm wordt bij voorkeur ondersteund met onder andere demonstratieproeven.

Naast de identificatie van kunststoffen zoals polyetheen (PE), polypropeen (PP), polyvinylchloride (PVC), polystyreen (PS) en polyethyleentereftalaat (PET) via de massadichtheid, brandbaarheid en vingernagelproef kan het verschil tussen thermoharders, thermoplasten en elastomeren aan bod komen.

Hieronder wordt in een aantal proeven het verband gegeven tussen eigenschappen van kunststoffen en de moleculaire structuur ervan.

✓ Superabsorberende kunststof

In onderstaande proef wordt aangetoond dat superabsorberende kunststoffen een grote hoeveelheid water kunnen opnemen.

Benodigdheden:

maatbeker (150 mL) – maatcilinder (100 mL) – lepel – glazen roerstaaf – superabsorberende kunststof (natriumpolyacrylaat) – keukenzout

Je neemt twee koffielepels superabsorberende kunststof in een maatbeker van 150 mL.

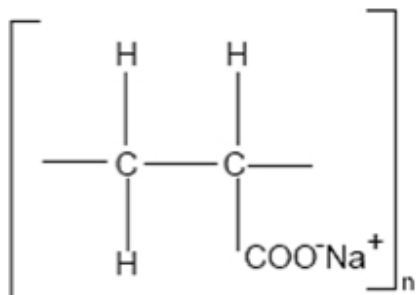
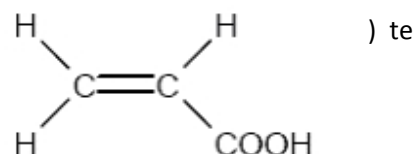
Je neemt 80 mL water met een maatcilinder.

Voeg op een hoogte van circa 15 cm niet te snel het water toe aan de superabsorberende kunststof. Het water wordt volledig geabsorbeerd.

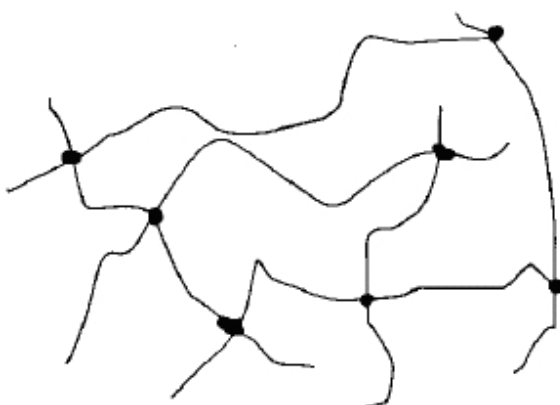
Voeg nadien een lepel keukenzout toe en meng goed met de roerstaaf. Het mengsel wordt vloeibaar.



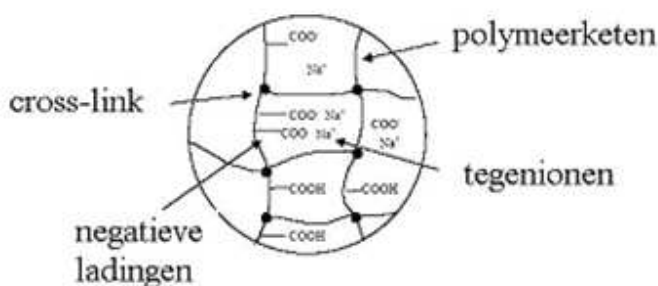
Natriumpolyacrylaat wordt verkregen door polyacrylzuur (



Om het polymeer nog sterker absorberend te maken, wordt tijdens het polymerisatieproces een paar procent van een cross-linker aan het monomeer acrylzuur toegevoegd waardoor een echt netwerk ontstaat:



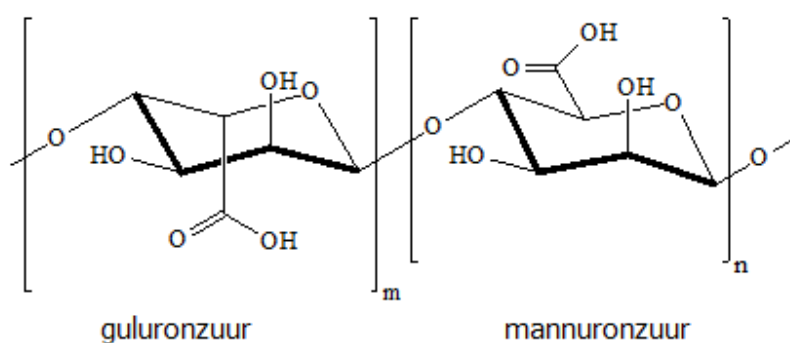
Bij het opnemen van vocht zullen de Na^+ -ionen, die opgesloten zitten in de holtes tussen de polymeerketens, sterk hydrateren. Door de aantrekking door de carboxylaatanionen kunnen de Na^+ -ionen niet ontsnappen, maar komen ze wel op een grotere afstand van de negatief geladen groepen te zitten. Door de afstoting tussen de negatieve ladingen zal de polymeerketen zich strekken zodat de holtes in het netwerk groter worden en meer water kan geabsorbeerd worden. Op deze manier ontstaat een hydrogel.



Door toevoeging van keukenzout aan het polymeer verhoogt de Na^+ -concentratie. Water zal nu uit het polymeernetwerk stromen in een poging om beide Na^+ -concentraties binnen en buiten het polymeernetwerk gelijk te krijgen.

✓ Biologische hydrogels

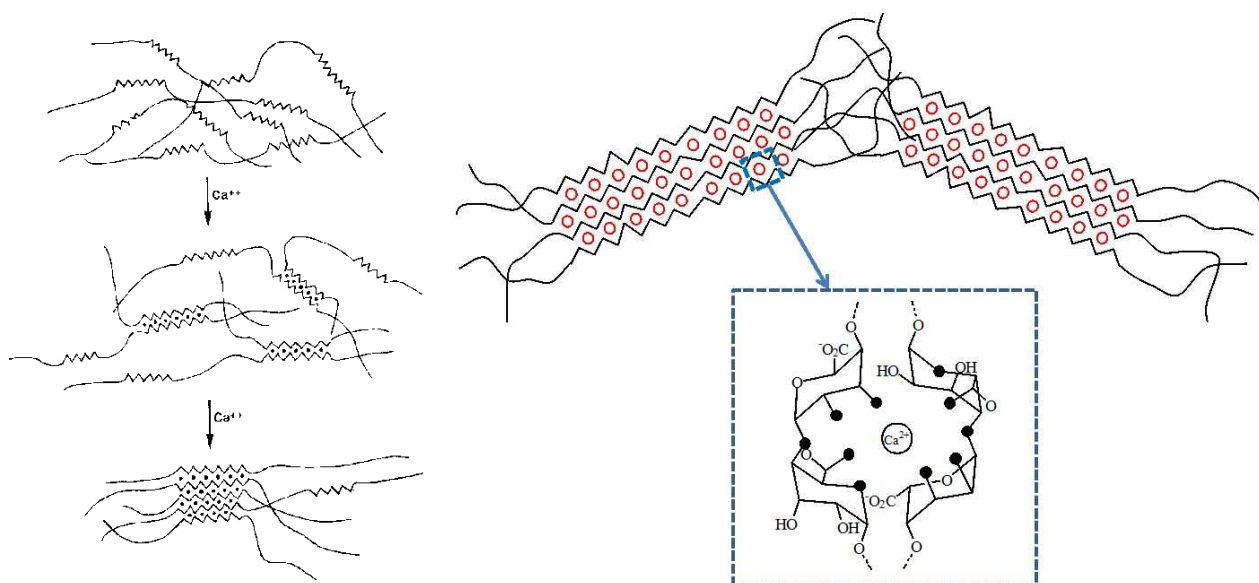
Alginaat wordt gewonnen uit zeewier en heeft als hoofdbestanddeel alginezuur, een polysaccharide opgebouwd uit de suikers mannuronzuur en guluronzuur. De suikers komen voor in –MMMM-, –GGGG- en –MGMG- blokken.



Om een stabiel, wateroplosbaar en bruikbaar alginaat te verkrijgen wordt alginezuur omgezet in commercieel bruikbare alginaten. In de voedingsmiddelenindustrie wordt alginaat onder andere als geleer- en verdikkingsmiddel gebruikt (E-nummers E 400 –E 405).

Wanneer natriumalginaat (Na^+ alginaat $^-$) in water wordt opgelost, ontstaat na afkoeling (het oplossen gaat beter bij hogere temperatuur) geen gel zoals bij gelatine. Dit komt doordat de verschillende alginaat-ketens onder deze omstandigheden als losse strengen aanwezig zijn. Wanneer aan de alginaatoplossing twee- of meerwaardige kationen, vb. Ca^{2+} -ionen, worden toegevoegd verandert de situatie: de Ca^{2+} -ionen vormen crosslinks tussen verschillende alginaatketens en houden deze via ionaire interacties samen. Hierdoor wordt het alginaat wateronoplosbaar en ontstaat een gel (ionotrope gel).

De ontstane gel is een reversibele, fysische gel: het netwerk kan verbroken worden wanneer een overmaat aan Na^+ -ionen wordt toegevoegd: de Na^+ -ionen verdringen de Ca^{2+} -ionen, de fysische interacties tussen de alginaatstrengen worden verbroken en het alginaat wordt opnieuw wateroplosbaar (de gel vervloeit).



Benodigdheden:

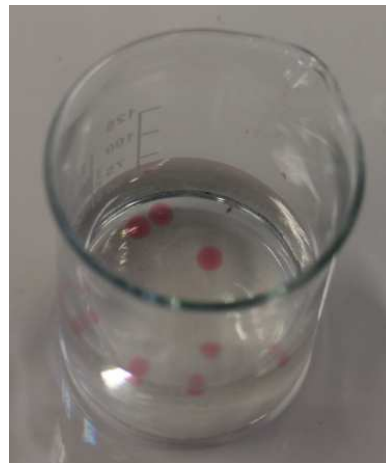
maatbeker (150 mL) – CaCl_2 -oplossing (2 g op 100 mL water) – alginaatoplossing (1 g op 100 mL water) – spuitje – natuurlijke kleurstof

Breng ongeveer 30 mL van de CaCl_2 -oplossing in de maatbeker.

Voeg aan de alginaatoplossing een natuurlijke kleurstof toe.

Zuig een kleine hoeveelheid van de alginaatoplossing op met een spuitje en druppel deze in de CaCl_2 -oplossing.

Voor de bereiding van de alginaatoplossing wordt 1 g opgelost in 100 mL water. Het mengsel wordt opgewarmd tot alles is opgelost. Zorg ervoor dat de temperatuur niet hoger is dan 75 °C.



'moleculair koken'