

Demonstratieproeven chemie 2^{de} graad

Hans Vanhoe

Ilse Mariën

Katrien Strubbe

Universiteit Gent

SLO Chemie

Inhoudstabel

Deel 1: Didactiek van demonstratieproeven.....	4
1. Inleiding	4
2. Algemene richtlijnen bij het uitvoeren van proeven	5
3. Speciale richtlijnen bij het uitvoeren van demonstratieproeven	6
4. Demonstratieproeven: inductieve of deductieve aanpak	9
Deel 2: Demonstratieproeven 2 ^{de} graad	11
1. Stoffen en mengsels	11
Destillatie.....	12
Extractie.....	14
Chromatografie	15
Fysische eigenschappen van een stof	16
Samengestelde stof – enkelvoudige stof.....	18
Atoommodel	20
2. Anorganische stofklassen	22
2.1 Oxiden.....	22
2.2 Zuren.....	25
2.3 Hydroxiden.....	27
2.4 Zouten.....	29
3. Organische stofklassen	36
Verbranding van alkanen.....	36
Ontvlambaarheid van alkanen.....	37
Oplosbaarheid en dichtheid van organische stoffen	38
4. Gedrag van stoffen in water	39
Polaire en apolaire stoffen	39
Elektrische geleidbaarheid van waterige oplossingen	40
5. Structuurveranderingen of stofomzettingen.....	42
Chemische reacties: neerslagreactie – gasontwikkelingsreactie - neutralisatiereactie.....	42
Wet van behoud van massa.....	44
Wet van behoud van atomen	45
Redoxreacties	45
6. Energieomzettingen	47

Endotherme en exotherme reacties	47
Endo- en exo-energetische reacties	51
7. Snelle en trage reacties	52
Verdelingsgraad	52
Katalysator	53
Temperatuur	54

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 ijlt tempo 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, bekers, 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:

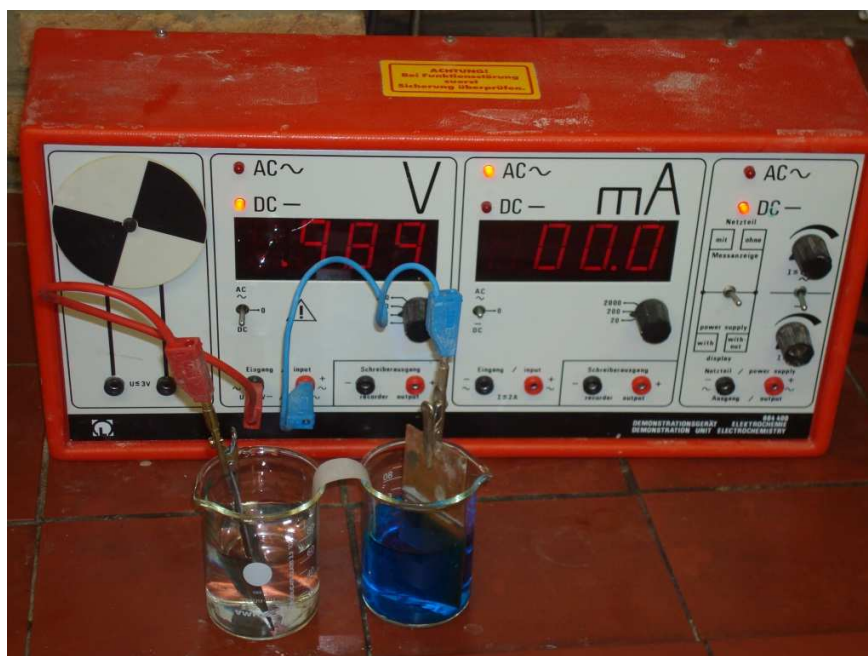
* temperatuursmeting:



* 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 petrischalen).



- 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/>)

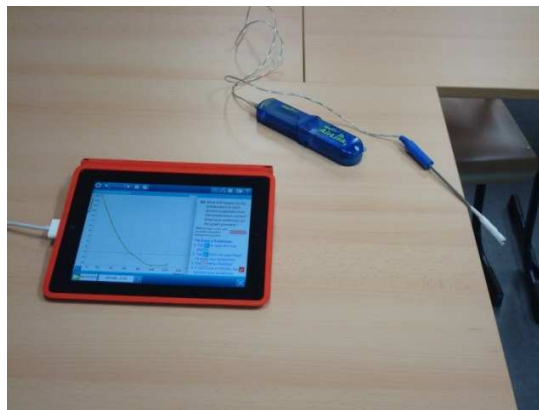
Coachlab-interface



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 verdelingsgraad.
 - 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.
 - zwavel verbranden.

- een theorie verduidelijken en controleren.
 - Vb. - de spanningsreeks der metalen werd uitgelegd. Nadien gebeuren proefjes ter controle.
 - geleidingsvermogen van oplossingen nagaan.
- een toepassingsmogelijkheid demonstreren.
 - Vb. - alcohol destilleren uit wijn.
 - verwijderen van kalkaanslag met een zuur.
- een eventueel verkeerd idee (een 'misconceptie') rechtzetten.
 - Vb. - ammoniak is weldegelijk een base in water. Controle kan gebeuren via een zuur/base indicator.
 - wet van de constante massa tijdens een chemische gasvormingsreactie illustreren.

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:

'Factoren die de reactiesnelheid beïnvloeden' kan aangebracht worden op een:

1. axiomatisch-verifiërende wijze:

De theorie wordt eerst op grondige wijze uiteengezet. Men geeft een opsomming van alle factoren. Nadien test men dit experimenteel.

2. empirisch-opbouwende wijze:

Men voert eerst een aantal experimenten uit die duidelijk maken welke factoren de reactiesnelheid 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 2^{de} graad

In dit deel worden een aantal demonstratieproeven beschreven bestemd voor de 2^{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 te voeren zijn met materiaal aanwezig in een chemielokaal.

1. Stoffen en mengsels

Met het thema 'stoffen en mengsels' maken leerlingen kennis met de stoffen waaruit materie is opgebouwd. Begrippen zoals zuivere stof en mengsel komen hierbij aan bod alsook een aantal scheidingstechnieken. Zuivere stoffen worden ingedeeld als enkelvoudige en samengestelde stof op basis van het ontledingsvermogen.

Demonstratieproeven die een aantal scheidingstechnieken illustreren zijn hier op hun plaats alsook proeven die het onderscheid maken tussen een enkelvoudige en een samengestelde stof.

Scheidingstechnieken die zeker aan bod kunnen komen zijn: filtratie, extractie, destillatie en chromatografie. Voor centrifugatie kan verwezen worden naar een slazwierder of een droogkast.

Voor het onderscheid tussen enkelvoudige en samengestelde stoffen maakt men gebruik van analyse- en/of synthesesereacties.

Wordt dieper ingegaan op het atoommodel van Bohr, dan kunnen vlamproeven ondersteunend werken.

Destillatie

Het scheiden van twee vloeistoffen (homogeen mengsel) kan geïllustreerd worden met een gewone destillatie of een gefractioneerde destillatie. Scheiding is gebaseerd op het verschil in kookpunt van de twee vloeistoffen.

Gewone destillatie van rode wijn

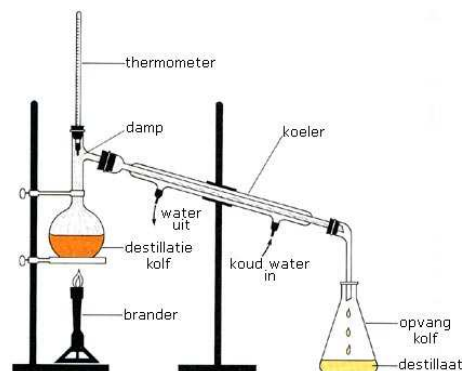


Benodigdheden:

bunsenbrander – driepikkel – draadnet – statief met klem - kolf – thermometer - liebig koeler – bekertje – rode wijn

Bij het verwarmen van de rode wijn in de kolf zal na verloop van tijd ethanol over-destilleren (kookpunt 78°C). De ontvlambaarheid van het destillaat kan worden aangetoond door een kleine hoeveelheid op een horlogeglas te brengen en in brand te steken (d.i. een identificatie die een gevolg kan zijn van een hypothese opgesteld door de leerling). De liebig koeler kan vervangen worden door een bolkoeler.

Bij gefractioneerde destillatie maakt men nog gebruik van een Vigreuxkolom.

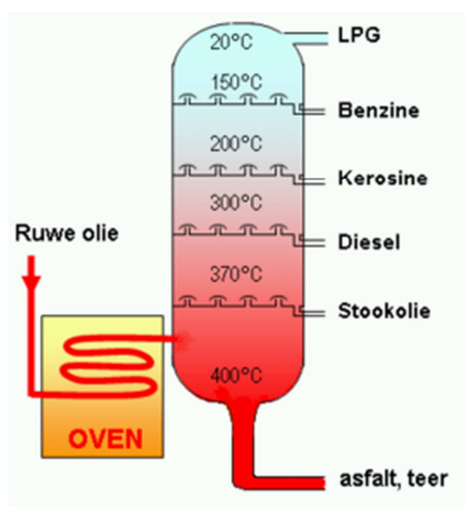


(<http://www.aljevragen.nl/sk/analyse/ANA031.html>)

Chemische interpretatie destillatie

Destillatie is een scheidingstechniek die steunt op het verschil in kookpunt tussen de verschillende componenten in een mengsel. Je kan enkel stoffen destilleren wanneer hun kookpunt ver genoeg uit elkaar zitten. In het voorbeeld van rode wijn is het kookpunt van ethanol 78°C en van water 100°C .

Een bekend voorbeeld van een destillatie is de fractionele destillatie van aardolie. Op verschillende temperaturen kan men de respectievelijke aardolieproducten bekomen.



Extractie

Extractie wordt toegepast door het mengsel in contact te brengen met een extractiemiddel (vaste stof of oplosmiddel). Hierbij wordt de te extraheren stof uit het mengsel gehaald.

Extractie van kleurstoffen uit gras met aceton



Benodigdheden:

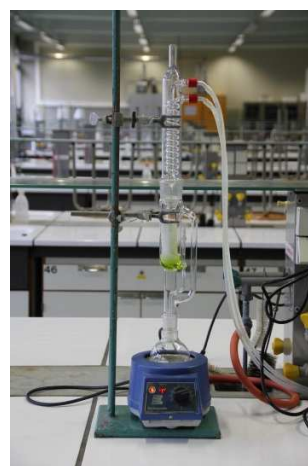
beker – erlenmeyer - trechter – filtreerpapier – gras - aceton

Vers geplukt gras wordt samen met een kleine hoeveelheid aceton in een beker gebracht. Eventueel kunnen de grassprietten geplet worden met een glazen roerstaaf. Na een 15tal minuten – wanneer het aceton geel/groen is gekleurd – kan het mengsel worden afgefiltreerd met een trechter en een filtreerpapier. Het filtraat wordt opgevangen in bijvoorbeeld een erlenmeyer.



Andere voorbeelden zijn de extractie van kleurstoffen uit snoep, groenten en fruit en de ontkleuring van cola met actieve kool, smaak- en kleurstoffen uit gemalen koffie (d.i. koffie maken).

Wil men de extractie op een meer kwantitatieve wijze uitvoeren, dan kan gebruik worden gemaakt van een Soxhlet-apparaat. Hierbij warmt men het oplosmiddel aanwezig in een kolf langzaam op waarna het meerdere malen in contact wordt gebracht met het te extraheren mengsel (aanwezig in een cellulosehuls).



Chromatografie

De scheiding van een homogeen mengsel via chromatografie steunt op een verschil in oplosbaarheid van de componenten in een oplosmiddel alsook op een verschil in adsorptie aan een drager.

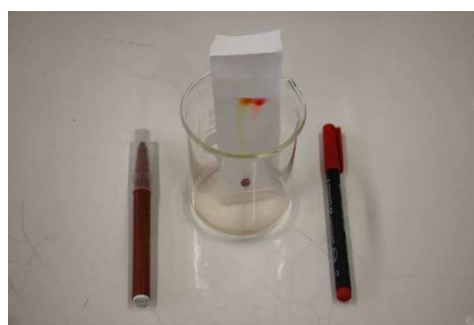
Chromatografie van stiften



Benodigheden:

beker – filtreerpapier – alcoholstiften - aceton

Men brengt een kleine hoeveelheid aceton in een beker. Op het filtreerpapier wordt met de stift onderaan een stip gemaakt. Door het filtreerpapier in de beker te plaatsen (let op de stip mag niet in de vloeistof hangen) trekt de vloeistof naar omhoog en verdeelt de stip zich in verschillende gekleurde stippen.



Een ander voorbeeld is chromatografie toepassen op de kleurstoffen gehaald uit M&M's. Hiervoor worden M&M's eerst met water behandeld. Water wordt hier gebruikt als oplosmiddel en loopvloeistof.



Fysische eigenschappen van een stof

Het verschil tussen een zuivere stof en een mengsel kan worden vastgesteld via een aantal waarneembare fysische eigenschappen zoals smelt- en kookpunt.

Volgen van het kooktraject van zuiver water en zout water

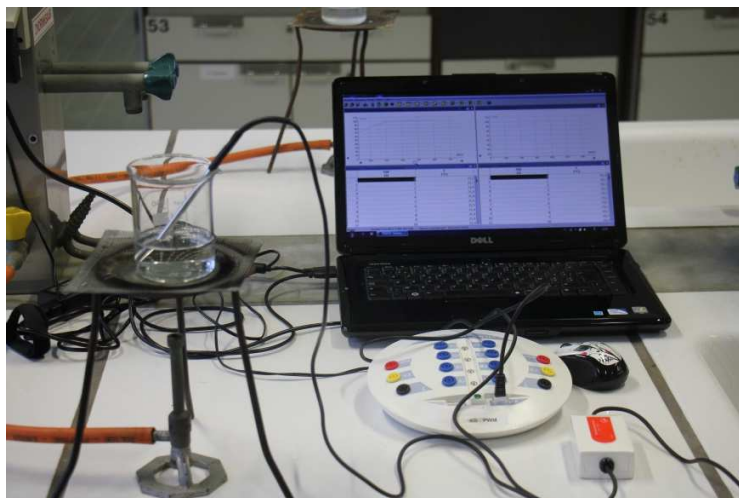


Benodigdheden:

driepikkel – draadnet – beker – gedestilleerd water –
keukenzout - thermometer

Twee hoeveelheden water (gedestilleerd water enerzijds en zout water (water met keukenzout - één koffielepel voor 100 mL water) anderzijds) worden langzaam opgewarmd tot het kookpunt. Hierbij wordt de temperatuur gevolgd.

Om het kooktraject klassikaal te kunnen volgen kan een temperatuursensor worden gebruikt die verbonden is met een computer of een tablet. Deze is op zijn beurt verbonden met een beamer. De volgende opstelling is didactisch het meest verantwoord: beide soorten water (zuivere stof en mengsel) worden tegelijkertijd opgewarmd en de temperatuur wordt continu gemeten en uitgezet in functie van de tijd.



Chemische interpretatie

Fysische eigenschappen van een zuivere stof zijn altijd uniek voor de stof op zich. Wanneer echter zuivere stoffen worden samengebracht in een mengsel, dan zullen de fysische eigenschappen van de zuivere stoffen niet meer overeenkomen met deze van het mengsel.

In dit specifieke geval onderzoeken we het kookpunt. Wanneer zuiver water wordt gemengd met een hoeveelheid zeezout zal het kookpunt van het mengsel hoger liggen dan dat van zuiver water.

Samengestelde stof – enkelvoudige stof

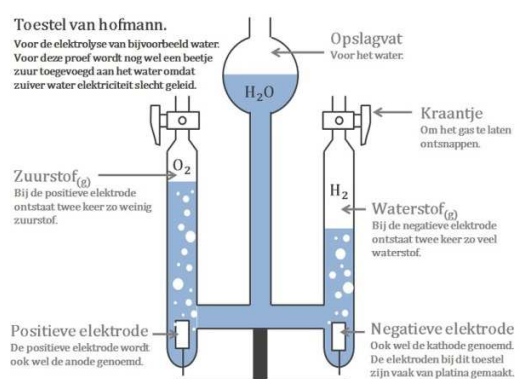
Het verschil tussen een samengestelde en een enkelvoudige stof kan geïllustreerd worden via een analyse- en/of een synthesesreactie.

Elektrolyse van water via toestel van Hoffman

Benodigheden:

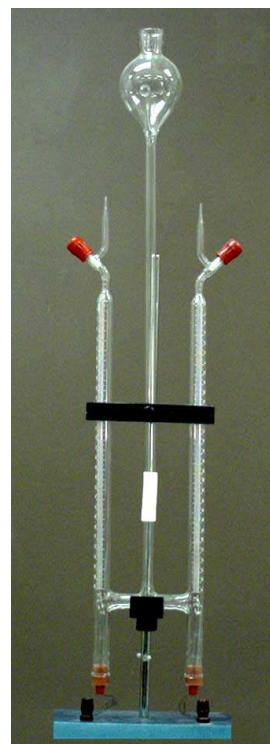
toestel van Hoffman – gelijkspanningsbron - gedestilleerd water – zwavelzuur

Water met een kleine hoeveelheid zwavelzuur (1 mol/L) wordt onderworpen aan een elektrolyse.



(<http://www.4nix.nl/elektrolyse.html>)

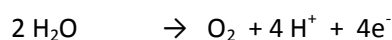
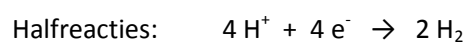
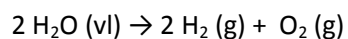
De identificatie van de gevormde gassen kan gebeuren door een kleine hoeveelheid gas op te vangen in een reageerbuis. Zuurstofgas wordt aangetoond met een smeulende houtspaander. Waterstofgas wordt aangetoond met een vlam (knaalgas). Deze identificaties kunnen een gevolg zijn van een hypothese opgesteld door de leerling.



Een andere analysereactie is de verhitting van kristalsuiker (thermolyse).

Chemische interpretatie

Bij de elektrolyse van water komen H₂- en O₂-gas vrij onder de vorm van volgende reactie:



We voegen een kleine hoeveelheid zwavelzuur om de geleidbaarheid van water te verhogen (water is een slechte elektrische geleider). Aan de positieve elektrode (anode) ontstaat zuurstofgas en aan de negatieve elektrode (kathode) waterstofgas (=> 2 maal zoveel als het zuurstofgas: zie reactievergelijking).

Atoommodel

Bij de kennismaking van de verschillende atoommodellen kan bij de introductie van het atoommodel van Bohr het uitzenden van gekleurd licht door verbindingen aan bod komen.

Vlamproeven



Benodigdheden:

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

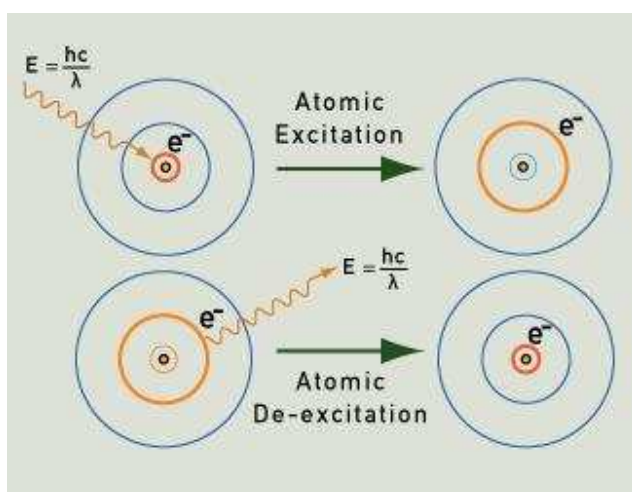


Chemische interpretatie

Volgens het model van Niels Bohr bevinden elektronen zich rondom de kern in verschillende schillen.

Schil	K	L	M	N	O	P	Q
Nummer (n)	1	2	3	4	5	6	7
Max. bezetting ($2n^2$)	2	8	18	32	32	32	32

Wanneer een bepaalde schil volledig bezet is, gaat een elektron plaatsnemen in een volgende schil. Deze schillen stemmen echter overeen met energieniveau's. De K-schil heeft hierbij de laagste energetische waarde. Als we energie (bvb. onder de vorm van warmte) toevoegen aan een atoom (of molecule), dan kunnen elektronen deze energie opnemen en zich verplaatsen naar een hoger energieniveau. Ze komen terecht in een aangeslagen toestand. Omdat deze toestand niet stabiel is, geeft het elektron deze energie weer af aan de omgeving waardoor ze terug in de oorspronkelijke toestand terecht komt (= grondtoestand). Deze energie kan vrijgegeven worden onder de vorm van licht.



2. Anorganische stofklassen

In de tweede graad worden de anorganische stoffen ingedeeld volgens oxiden, hydroxiden, zuren en zouten (eindterm C4). Men beoogt hierbij de systematische studie van deze stofklassen. De fysische en chemische eigenschappen komen hier ruim aan bod.

2.1 Oxiden

De vorming van oxiden (zowel metaaloxiden als niet-metaaloxiden) en de reactie van oxiden met water kunnen als demonstratieproef gebruikt worden om de samenhang tussen anorganische stofklassen te illustreren.

Bereiding van metaaloxiden en reactie met water



Benodigdheden:

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

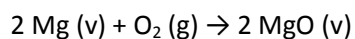
Een reepje Mg-lint wordt met een metalen tang in de vlam van de bunsenbrander gebracht. Bij ontbranding worden de resten (wit-grijs poeder) overgebracht in een porseleinen kroes. Aan de resten worden een paar druppels gedestilleerd water toegevoegd en een paar druppels fenolftaleïne.



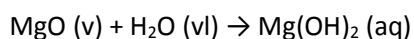
Magnesium als metaal kan vervangen worden door natrium. Een kleine hoeveelheid natrium wordt hiervoor in een verbrandingslepel gebracht en op dezelfde manier behandeld als magnesium.

Chemische interpretatie

Oxiden zijn anorganische stoffen met het element O in hun formule. Wanneer men in bovenstaand experiment Mg-lint verbrandt, bekomt men het witte magnesiumoxidepoeder. Deze reactie gaat gepaard met het uitzenden van een fel wit licht.



Wanneer oxiden in contact komen met water worden hydroxiden gevormd. De reactie gaat als volgt:



Bij dit hydroxide wordt een druppel fenolftaleïne toegevoegd. Fenolftaleïne is een zuur-base-indicator. Deze zuur-base-indicator kleurt roze/paars wanneer ze zich in een pH gebied boven pH=10 bevindt. Mg(OH)_2 vormt dus een basische oplossing.

Bereiding van niet-metaaloxiden en reactie met water

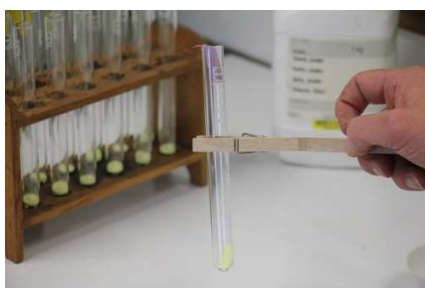


Benodigheden:

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.

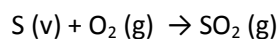


Zwavel als niet-metaal kan vervangen worden door witte fosfor. Een kleine hoeveelheid witte fosfor wordt hiervoor in een porseleinen kroes gebracht en eventueel aangestoken met een lucifer. Een natgemaakt blauw lakmoespapier kan opnieuw worden gebruikt.

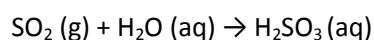
Alle beschreven demonstratieproeven met metalen en niet-metalen gebeuren bij voorkeur in een zuurkast!

Chemische interpretatie

Zwavelpoeder (S) wordt verbrand tot SO_2 volgens volgende reactie:



Door het vochtig maken van het lakmoes papier kunnen deze SO_2 dampen reageren met H_2O , met de vorming van H_2SO_3 :



Omdat een oplossing van zwaveligzuur een pH heeft < 7 , zal het lakmoespapier rood kleuren.

2.2 Zuren

De kennismaking met anorganische zuren als stofklasse gebeurt het best via de studie van een aantal fysische en chemische eigenschappen zoals corrosief karakter en de geleidbaarheid.

De vorming van ternaire zuren is aan bod gekomen in 2.1 (reactie van niet-metaaloxiden met water).

Het geleidingsvermogen van zuren wordt behandeld in het deel “gedrag van stoffen in water”.

De zuurtegraad van zure oplossingen komt aan bod in 2.5 “De pH-schaal”.

Corrosief karakter van zuren

Het corrosief karakter van zuren kan aangetoond worden via de reactie van calciumcarbonaat met een zoutzuuroplossing of met een commerciële ontkalker.



Benodigdheden:

petrischaal – stukje marmer of krijt – HCl-oplossing of commerciële ontkalker –
pasteurpipet



Leg een stukje marmer of een stukje krijt op een petrischaal. Voeg met een pasteurpipet een paar druppels HCl-oplossing toe (1 tot 2 mol/L). Voor een betere zichtbaarheid kan deze proef uitgevoerd worden op een overheadprojector.



Als toepassing kan verwezen worden naar het verwijderen van kalkaanslag.

De identificatie van het gevormde gas (CO_2 , hypothese opgesteld door de leerling) kan gebeuren met behulp van kalkwater (d.i. het filtraat verkregen na het affiltreren van een oplossing van CaO met gedestilleerd water).



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.

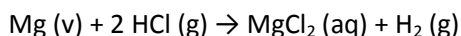
Breng na enkele minuten een brandende lucifer aan de opening van de reageerbuis die het opgevangen gas bevat (identificatie van het gas: waterstofgas (knaalgas) na een hypothese opgesteld door de leerling).



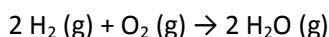
Chemische interpretatie

Zuren reageren met metalen tot metaalzouten en waterstofgas. In deze proef kunnen we beide chemische stoffen identificeren.

De reactie die plaatsvindt is de volgende:



Normaal gezien ontsnapt het H₂-gas, maar door een tweede proefbuis bovenaan de eerste proefbuis te plaatsen kan je het gas opvangen. Door een lucifer aan te steken bij het gas, ontstaat een 'luide' knal (knaalgas) waarbij H₂O wordt gevormd.



2.3 Hydroxiden

De kennismaking met hydroxiden als stofklasse gebeurt het best via de studie van een aantal fysische en chemische eigenschappen zoals corrosief karakter en de geleidbaarheid.

De vorming van hydroxiden is aan bod gekomen in 2.1 (reactie van metaaloxiden met water).

Het geleidingsvermogen en de oplosbaarheid van hydroxiden worden behandeld in het deel “gedrag van stoffen in water”.

De zuurtegraad van basische oplossingen komt aan bod in 2.5 “De pH-schaal”.

Corrosief karakter van hydroxiden

Het corrosief karakter van hydroxiden kan aangetoond worden via de reactie van aluminium met een natriumhydroxide-oplossing of vloeibare ontstopper.



Benodigdheden:

petrischaal – stukje aluminiumpapier – natriumhydroxide-korrels -
gedestilleerd water



Leg een stukje aluminiumfolie (glanzende kant bovenaan) op een petrischaal. Voeg een paar korrels vast natriumhydroxide toe. Voeg vervolgens een paar druppels gedestilleerd water toe aan de natriumhydroxide-korrels. Voor een betere zichtbaarheid kan deze proef uitgevoerd worden op een overheadprojector.



reactie met NaOH-korrels



reactie met vloeibare ontstopper

Deze reactie kan ook uitgevoerd worden met vloeibare ontstopper (aanwezigheid van NaOH).

Een alternatieve opstelling is de volgende: breng in een erlenmeyer een hoeveelheid ontstopper en een beetje aluminiumpapier. Sluit de erlenmeyer af met een ballon. Na enige tijd vult de ballon zich met waterstofgas.

De volgende reactie grijpt plaats: $2 \text{ Al (v)} + 2 \text{ NaOH (aq)} + 2 \text{ H}_2\text{O (vl)} \rightarrow 2 \text{ NaAlO}_2 \text{ (aq)} + 3 \text{ H}_2 \text{ (g)}$

Didactisch het meest verantwoord is de opstelling waarbij het corrosief karakter van zuren en basen samen wordt geïllustreerd.

2.4 Zouten

De kennismaking met zouten als stofklasse gebeurt het best via de studie van een aantal fysische en chemische eigenschappen zoals oplosbaarheid en geleidbaarheid.

Het geleidingsvermogen en de oplosbaarheid van zouten worden behandeld in het deel “gedrag van stoffen in water”.

Hydraten als zouten die in hun kristalstructuur watermoleculen bevatten, kan gebruikt worden als methode om de aanwezigheid van water aan te tonen.

De vorming van een zout via een neutralisatiereactie tussen een zuur en een hydroxide wordt besproken in 2.5 “pH-schaal”.

Hydraten



Benodigdheden:

bunsenbrander – reageerbuis - $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – houten wasknijper

Neem een reageerbuis (bij voorkeur grote) en vul deze met een beetje $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Verwarm de reageerbuis (gebruik een houten wasknijper) zachtjes. De kleur van het zout zal wijzigen van blauw naar wit.

Voeg na afkoelen een paar druppels gedestilleerd water toe. De oplossing kleurt blauw.



Chemische interpretatie

Hydraten zijn chemische stoffen waarbij H_2O (kristalwater) gebonden is aan een zout. De verkleuring van de chemische stof is voor sommige stoffen een indicatie voor het 'binden' van H_2O . Kopersulfaat in dit geval kleurt blauw wanneer het water opneemt. Door het verwarmen van de chemische stof kan je het water verdampen. Het blauwe poeder wordt wit omdat het H_2O niet meer aanwezig is.

2.5 pH-schaal

In de tweede graad wordt de pH-schaal ingevoerd en in verband gebracht met het zuur, basisch of neutraal karakter van waterige oplossingen. Methoden om de pH van een oplossing te schatten kunnen worden aangehaald.

pH-bepalingen

De pH van verschillende stoffen kan worden onderzocht evenals verschillende manieren om de pH te schatten.



Benodigheden:

reageerbuizen – zuur-base-indicatoren (vb. lakmoes, fenolftaleïne, universele indicator) – alledaagse stoffen

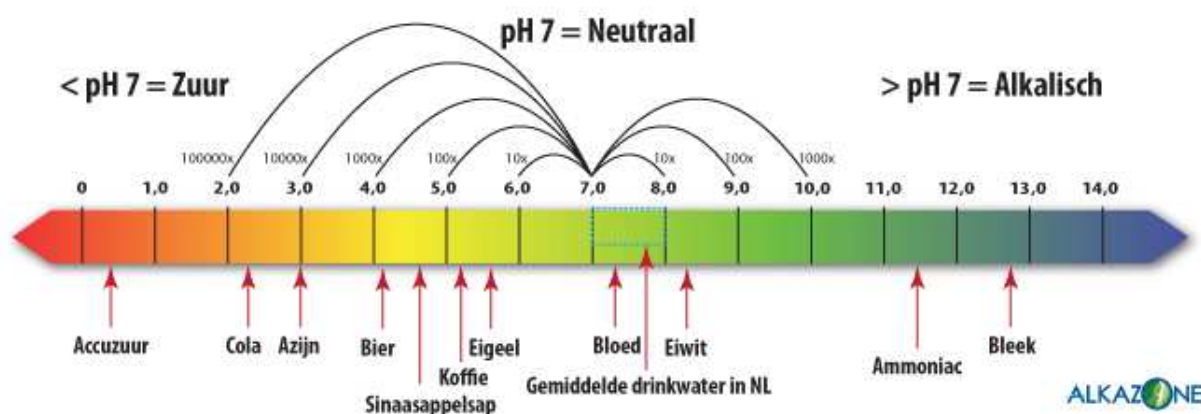
Breng in verschillende reageerbuizen alledaagse stoffen zoals melk, cola, koffie, thee, wijn, fruitsap, azijn, ammoniak, ontstopper, afwaswater, ... Bepaal hiervan de pH op verschillende manieren.



Chemische interpretatie

De pH van een oplossing zegt ons iets over de concentratie aan H^+ -ionen in een oplossing. Hoe groter deze concentratie hoe lager de pH. Zuren als HCl en H_2SO_4 zijn sterke zuren omdat ze volledig ioniseren in water. Sommige zuren zoals citroenzuur zijn zwakker omdat ze niet volledig ioniseren in water.

Volgende pH-schaal werd opgesteld als maat voor de zuurtegraad van een chemische stof:



- Als de pH hoger is dan 7 spreken we over een basisch milieu.
- Als de pH gelijk is aan 7 spreken we over een neutraal milieu.
- Als de pH lager is dan 7 spreken we over een zuur milieu.

Indicatoren zijn chemische stoffen die bij een bepaald(e) pH(-gebied) kunnen verkleuren. Het gebied waarbij de verkleuring optreedt, noemt men het omslaggebied.

- Enkele bekende/veelgebruikte indicatoren zijn:

Indicator	Omslaggebied	Zure kleur	Basische kleur
Thymolblauw	1,2 -2,8	Rood	Geel
Methyloranje	3,1-4,4	Rood	Geel
Methylrood	4,2-6,3	Rood	Geel
Lakmoes	4,5-8,0	Rood	Blauw
Thymolblauw	8,0-9,6	Geel	Blauw
Fenolftaleïne	8,2-10,0	Kleurloos	Violet

Er zijn echter in de natuur ook “natuurlijke indicatoren”. Rode koolsap is een bekend voorbeeld waarbij de kleur zal verschillen naargelang het pH-gebied waarin het zich bevindt.

Zelfgemaakte zuur-base-indicator

Men kan aantonen dat rode koolsap een geschikte zuur-base-indicator is.



Benodigdheden:

bokaal met rode kool – reageerbuizen – pasteur pipet – HCl-oplossing - azijn – afwasmiddel – ammoniak – ontstopper (of NaOH-oplossing)

Neem uit de bokaal met rode kool een beetje sap met een pasteur pipet. Breng deze over in een aantal reageerbuizen. Breng in elke reageerbuis een paar milliliter van een welbepaalde oplossing (HCl, azijn, afwasmiddel, ammoniak, NaOH).

Is er te weinig rode koolsap in de bokaal aanwezig, filtreer dan de inhoud en giet op de filter een aantal milliliter gedestilleerd water.

Rode koolsap kan zelf bereid worden door een blad rode kool onder te dompelen in water en een 10tal minuten te laten koken.

rode kleur (in verdund waterstofchloride)

paarse kleur (in azijn)

blauwe kleur (in afwasmiddel)

groene kleur (in ammoniak)

gele kleur (in verdund (0,1 mol/L natriumhydroxide)



Bufferoplossingen kunnen gebruikt worden om het volledige pH-gebied te verkrijgen.

Alternatieven voor rode kool zijn sap van rode biet, rode ajuin, aubergine en blauwe bessen.

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 ontstopper als base.



Benodigdheden:

statief met klem – buret – beker - universele indicator (oplossing)
– keukenazijn – ontstopper – magnetische roerplaat - roervlo

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



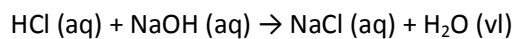
De pH kan eventueel gevolgd worden via een pH-meter. Daarvoor gebruikt men bij voorkeur een pH-sensor gekoppeld via een interface aan een computer of een tablet die verbonden is met een beamer. Op deze manier kunnen alle leerlingen de zuurtegraad volgen.



Na neutralisatie kan de oplossing in een porseleinen schaal worden uitgedampt. Het restant is het zout.

Chemische interpretatie

Wanneer een base en een zuur met elkaar reageren, zal de reactie een zout en water opleveren. Voor de reactie van NaOH en HCl geeft dit als volgt:



Wanneer beide beginproducten volledig weg gereageerd zijn, zal de pH na deze reactie 7 zijn (neutraal), vandaar de naam neutralisatiereactie.

3. Organische stofklassen

In de tweede graad is het de bedoeling leerlingen te laten kennismaken met organische stoffen. Men legt de nadruk op het verschil tussen een anorganische en een organische stof (eindterm C4). Daarnaast wordt de focus gelegd op de koolwaterstoffen (alkanen, alkenen en alkynen) en op een beperkt aantal functionele koolstofverbindingen, de alcoholen en de carbonzuren. Men bestudeert van deze stoffen chemische en fysische eigenschappen zoals brandbaarheid, ontvlambaarheid en oplosbaarheid.

Verbranding van alkanen

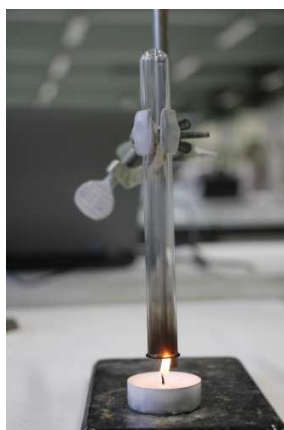
De volledige en onvolledige verbranding van samengestelde organische stoffen kan gebeuren met stoffen als methaan en ethanol.

Voor de verbranding kan naast een bunsenbrander ook een theelichtje worden gebruikt.

Benodigheden:

theelichtje – statief met klem - reageerbuis

Een reageerbuis wordt omgekeerd via een klem vastgezet. Een theelichtje wordt aangestoken waarna de reageerbuis net boven de vlam wordt geplaatst. Zeer snel ontstaat er roetvorming. Na verloop van tijd condenseert water aan de binnenkant van de reageerbuis (een paar centimeter boven het uiteinde). De aanwezigheid van water kan aangetoond worden met een kobaltchloridepapiertje. Zoals reeds eerder vermeld wordt koolstofdioxide aangetoond door het troebel worden van kalkwater. De identificatie van water en koolstofdioxide als reactieproducten kan gebeuren na een hypothese opgesteld door de leerling.



Ontvlambaarheid van alkanen

De ontvlambaarheid van alkanen, die afhangt van de koolstof-ketenlengte, kan aangetoond worden door een aantal koolwaterstoffen met een lucifer te laten ontbranden.



Benodigdheden:

bunsenbrander - horlogeglazen – pentaan/hexaan – white spirit – wasbenzine – vloeibare paraffine – theelichtje

De verschillende stoffen worden na elkaar in brand gestoken. Een kleine hoeveelheid van de vloeibare stof wordt op een horlogeglas gebracht.



Chemische interpretatie

De ontvlambaarheid van alkanen is afhankelijk van de ketenlengte van het alkaan. Hoe langer de ketenlengte, hoe lager (moeilijker) de ontvlambaarheid van de chemische stof. Omdat paraffine (16 tot 57 C-atomen) een lange ketenlengte heeft, is paraffine weinig/niet ontvlambaar.

Oplosbaarheid en dichtheid van organische stoffen

De oplosbaarheid en dichtheid van organische stoffen kan worden aangetoond door een aantal organische stoffen te mengen met water en met andere organische stoffen.



Benodigdheden:

reageerbuizen (bij voorkeur grote) – gedestilleerd water – fenolftaleïne of een andere kleurstof – een aantal organische stoffen (vb. pentaan, hexaan, methanol, ethanol, azijnzuur)

Een reageerbuis wordt voor een derde gevuld met gedestilleerd water. Daaraan worden een paar druppels kleurstof of fenolftaleïne toegevoegd om het water te kunnen onderscheiden van de andere stof. Hieraan wordt een hoeveelheid van een organische stof toegevoegd. Na schudden gebeurt de waarneming:

homogeen of heterogeen mengsel?

Welke vloeistoflaag bevindt zich bovenaan en welke onderaan?

Deze werkwijze wordt herhaald voor andere organische stoffen en voor andere oplosmiddelen zoals pentaan of hexaan.

Chemische interpretatie

Olie en water vormen een heterogeen mengsel, meer bepaald een emulsie. De waarneming dat olie bovenaan blijft drijven, is te verklaren via de dichtheid van de verschillende stoffen.

4. Gedrag van stoffen in water

Het gedrag van stoffen in water is een belangrijk item in de tweede graad. Het geeft inzicht in bijkomende eigenschappen van stoffen en vormt de basis van chemische processen die zich afspelen in water. Begrippen als polair/apolair en elektrolyt/niet-elektrolyt komen aan bod.

Polaire en apolaire stoffen

Het polair of apolair zijn van stoffen wordt bij voorkeur op een experimentele manier aangebracht.

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.

Herhaal deze procedure voor de andere vloeistoffen.



Na het aanbrengen van de begrippen polair en apolair kan overgegaan worden tot de studie van de oplosbaarheid van stoffen in water en andere oplosmiddelen. Factoren als polair/apolair, temperatuur en druk kunnen aan bod komen.

Chemische interpretatie

Polaire moleculen (zoals water) bezitten een dipoolmoment. Als we een elektrisch geladen staaf (de pvc-buis) dicht bij de vloeistofstraal van de buret houden, zullen polaire vloeistoffen afbuigen. Apolaire moleculen bezitten geen dipoolmoment en zullen geen invloed ondervinden van de elektrisch geladen staaf.

Elektrische geleidbaarheid van waterige oplossingen

Behalve het oplosgedrag van stoffen dient de elektrische geleidbaarheid van waterige oplossingen aan bod te komen. 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.



Benodigheden:

elektrolytlamp – bekers – te onderzoeken stoffen/oplossingen (vb. gedestilleerd water, leidingwater, keukenazijn, ontstopper, aceton, pentaan, white spirit, verschillende soorten mineraalwaters (zoals Spa Reine en Vichy), HCl-oplossing, een vaste stof opgelost in gedestilleerd water (zoals NaCl, NaOH, suiker), ammoniak, vaste stoffen en stoffen in gesmolten toestand)

Je neemt de te onderzoeken stof/oplossing en brengt de twee uiteinden van de elektrolytlamp hiermee in contact. De stekker steek je in het stopcontact en je bekijkt of de lamp al dan niet brandt en eventueel in welke mate de lamp brandt.

Op deze manier kan een onderscheid gemaakt worden tussen geleidende en niet-geleidende stoffen en tussen niet-elektrolyten, sterke en zwakke elektrolyten.

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



5. Structuurveranderingen of stofomzettingen

In de tweede graad wordt op verschillende momenten aandacht besteed aan chemische reacties. Dit is onder andere het geval bij de kennismaking van een chemisch verschijnsel, bij de studie van een aantal chemische wetten gerelateerd aan chemische reacties, bij de studie van een aantal reactiesoorten en tijdens het bespreken van chemische eigenschappen van stoffen. In dit hoofdstuk worden een aantal demonstratieproeven aangehaald die in dit kader passen.

Chemische reacties: neerslagreactie – gasontwikkelingsreactie - neutralisatiereactie

Bij een eerste kennismaking met chemische reacties waarbij stofveranderingen optreden, kunnen neerslagreacties en gasvormingsreacties aan bod komen. Deze reacties worden hernomen bij de systematische studie van ionenuitwisselingsreacties.

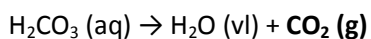
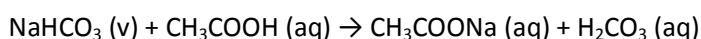
Benodigdheden:

reageerbuizen (bij voorkeur grote) – keukenazijn – bakpoeder (NaHCO_3) – AgNO_3 -oplossing – NaCl -oplossing – $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ -oplossing – KI -oplossing

Voor de gasvormingsreactie:

Je neemt een grote reageerbuis en brengt er een lepel bakpoeder in. Nadien giet je een aantal milliliter keukenazijn erbij. De identificatie van het gevormde gas kan gebeuren door het troebel worden van kalkwater (eventueel na een hypothese opgesteld door de leerling).

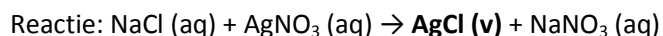
Reactie:



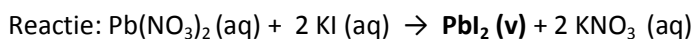
Een alternatief is het gebruik van een bruis-tablet die wordt opgelost in een hoeveelheid gedestilleerd water.

Voor de neerslagreactie:

Je neemt een grote reageerbuis en vult deze voor een 3^{de} met een NaCl-oplossing (je maakt deze oplossing door aan gedestilleerd water een lepel zout toe te voegen). Je giet hierbij een aantal milliliter van een AgNO₃-oplossing. Het resultaat is een wit neerslag.



Een alternatief is het gebruik van een Pb(NO₃)₂-oplossing en een KI-oplossing. Na samenvoegen wordt een geel neerslag verkregen.



Voor de neutralisatiereactie:

Bij de introductie van een neutralisatiereactie kan naast de reactie tussen een HCl-oplossing en een NaOH-oplossing gekozen worden voor de reactie tussen keukenazijn en ontstopper. De neutralisatie wordt gevolgd via een zuur-base-indicator en/of een pH-meter. Bij dit laatste wordt bij voorkeur een pH-sensor gebruikt die wordt gekoppeld aan een tablet of computer. (zie ook 2.5 "pH-schaal")

Wet van behoud van massa

De wet van behoud van massa of de wet van Lavoisier kan geïllustreerd worden door een reactie uit te voeren waarbij de massa vóór en na de reactie worden bepaald.

Benodigdheden:

analytische balans (weegschaal) – maatcilinder - erlenmeyer - ballon – bruistablet/bakpoeder - keukenazijn

Je neemt een analytische balans en weegt achtereenvolgens een ballon, een erlenmeyer met een hoeveelheid bakpoeder (1 tot 2 gram) of een bruistablet. Je weegt vervolgens de massa van 10 milliliter keukenazijn aanwezig in de maatcilinder. Je plaatst de erlenmeyer met inhoud op de balans. Je voegt snel de keukenazijn toe en sluit de erlenmeyer af met de ballon. De ballon zal zich vullen met koolstofdioxidegas. De massa die de balans aangeeft zal nauwelijks wijzigen.



Een alternatief is een reactie uitvoeren tussen bijvoorbeeld een CuSO_4 -oplossing en een NaOH -oplossing. Hierbij worden beide oplossingen in een beker op de balans geplaatst en de ene oplossing toegevoegd aan de andere oplossing. De massa wordt continu gevolgd.

De zichtbaarheid van de demonstratieproef wordt verhoogd door gebruik te maken van bijvoorbeeld een document camera of een webcam die gekoppeld is aan een computer en een beamer.

Chemische interpretatie

Bij chemische reacties gaat geen massa verloren. Dit is de essentie van de wet van behoud van massa. Men kan dit illustreren met elke chemische reactie. Als men gasreacties gebruikt om dit te bewijzen, vergeet dan zeker niet een ballon te gebruiken om het gas op te vangen.

Wet van behoud van atomen

Voor de wet van behoud van atomen kan verwezen worden naar de elektrolyse van water (toestel van Hoffman) die een analysereactie is. Bij de identificatie van waterstofgas wordt een reactie met zuurstofgas uitgevoerd (een synthese). Op deze manier wordt opnieuw de uitgangsstof (water) gevormd.

Redoxreacties

Bij de studie van soorten chemische reacties nemen redoxreacties een bijzondere plaats in. Eenvoudige redoxreacties zijn verbrandingsreacties. Hiervoor kunnen metalen zoals magnesium en natrium en niet-metalen zoals zwavel en fosfor (zie 2.1 “oxiden”) worden verbrand.

Een speciale plaats neemt de verdringingsreeks (of spanningsreeks) van de metalen en de niet-metalen in.

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.



Chemische interpretatie

Het wel of niet reageren bij deze proeven wordt bepaald door de spanningsreeks van de metalen. Deze reeks is hieronder afgebeeld:

$\text{Li} > \text{K} > \text{Ca} > \text{Na} > \text{Mg} > \text{Al} > \text{Zn} > \text{Cr} > \text{Fe} > \text{Cd} > \text{Co} > \text{Ni} > \text{Sn} > \text{Pb} > \underline{\text{H}} \mid \text{Cu} > \text{Ag} > \text{Pt} > \text{Au}$

De metalen rechts van H zijn edele metalen. De metalen links zijn onedele metalen. Een metaal links van een ander metaal kan de ionen van een ander metaal reduceren tot de metaalvorm. De sterkste reductor staat dus volledig links!

Bij bovenstaande proeven hebben we bijvoorbeeld een Fe-nagel die in een CuSO_4 oplossing wordt gedompeld. Omdat Fe links van Cu staat, zal na een tijdje een koper laag afgezet zijn op de Fe-nagel. Zo zal bij een koperen muntje geen laag worden afgezet in een FeSO_4 -oplossing omdat Cu rechts staat van Fe. Cu is geen sterkere reductor dan Fe, dus de reactie kan NIET doorgaan.

6. Energieomzettingen

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.

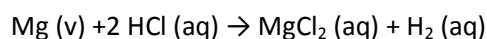
Exotherme reacties

- ✓ De reactie tussen magnesium en een waterstofchloride-oplossing

Benodigdheden:

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.

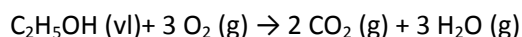


✓ De verbranding van ethanol

Benodigdheden:

horlogeglas – ethanol

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

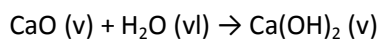


✓ De reactie tussen calciumoxide en water

Benodigdheden:

temperatuursensor (of thermometer) – beker – CaO – 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 – 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 – 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.

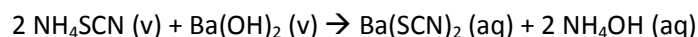


- ✓ De reactie tussen ammoniumthiocynaat (of ammoniumchloride) en bariumdihydroxide

Benodigdheden:

temperatuursensor (of thermometer) - beker – ammoniumthiocynaat (of ammoniumchloride) - bariumdihydroxide

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

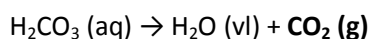
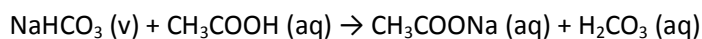


- ✓ De reactie tussen bakpoeder en azijn

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.



✓ De reactie van een “zure hostie” (‘ufo’) met water

Benodigdheden:

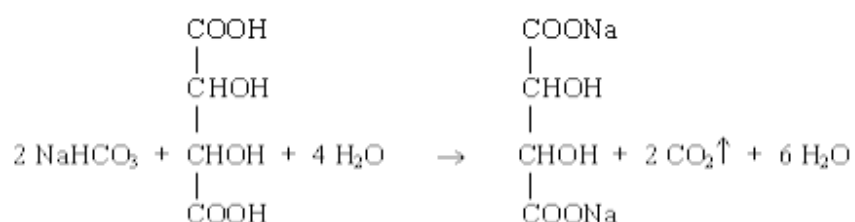
temperatuursensor (of thermometer) – beker – zure hostie (ufo) – gedestilleerd water



Je brengt in een beker een hoeveelheid gedestilleerd water. Je plaatst een temperatuursensor in de beker en voegt vervolgens de inhoud van een zure hostie toe. Je mengt tot alles is opgelost.

Voor een grotere temperatuursverandering gebruik je de inhoud van meerdere hosties.

Volgende reactie treedt op:



Natriumwaterstofcarbonaat (NaHCO_3) en wijnsteenzuur ($\text{COOH}-(\text{CHOH})_2-\text{COOH}$) reageren met water via een endotherme reactie waarbij oa. koolzuur (H_2CO_3) ontstaat.

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.



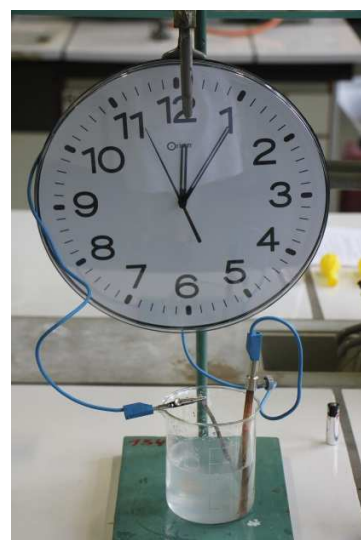
Elektrische energie

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 batterij met een Cu-staaf en met de tweede stroomdraad het andere uiteinde van de batterij 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.

7. Snelle en trage reacties

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

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

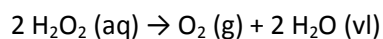
De invloed van een katalysator op de snelheid van een reactie kan geïllustreerd worden met de ontbinding van zuurstofwater door mangaandioxide.

Benodigdheden:

reageerbuis – zuurstofwater (3%) – mangaandioxide

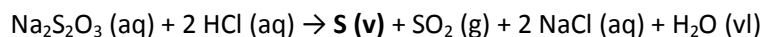
Je neemt een grote reageerbuis en vult deze voor een derde met zuurstofwater (3%). Je brengt een klein stukje mangaandioxide bij het zuurstofwater.

De ontbinding van zuurstofwater in zuurstofgas en water is een traag lopend proces. Echter wanneer mangaandioxide wordt toegevoegd als katalysator versnelt het proces. We kunnen dit proces zeer goed waarnemen door de gasbellen die ontstaan in de reageerbuis (zuurstofgas, aan te tonen via een gloeiende houtspaander).



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 - 2 petri-schalen – HCl-oplossing (0,1 mol/l) - $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing (0,1 mol/L) – 2 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.

